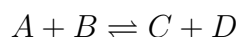


## 6. Práctica 4: Equilibrio químico

### 6.1. Introducción.

La parte más importante de la Química es el estudio de los sistemas en equilibrio, que nos permite conocer y aprovecharnos de las reacciones químicas. Todas las reacciones son en realidad sistemas en equilibrio dinámico, que a veces se desplazan en un determinado sentido: es decir, aparecen como irreversibles debido a las condiciones en que se realizan. No obstante, nosotros podemos actuar sobre todas ellas de modo que se nos invierta la reacción, aunque desde luego este efecto sea muy difícil de conseguir y apreciar en algunas reacciones que se consideran comúnmente irreversibles. Por esta razón es frecuente poner , en vez de signo igual en las reacciones químicas, una doble flecha indicando los dos sentidos de la reacción. La flecha señalada de mayor longitud indica que la reacción se encuentra desplazada en ese sentido.

Una reacción del tipo



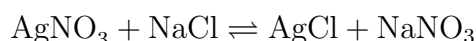
tiene una constante de equilibrio a una temperatura dada expresada por:

$$K = \frac{[C][D]}{[A][B]}$$

en la que las expresiones [ ] indican concentraciones de las sustancias en mol/litro.

Tanto del estudio matemático de la expresión del equilibrio como del enunciado del principio de Le Chatelier se deduce que un aumento de la concentración de A o de B desplaza el equilibrio hacia la derecha, y si aumenta C ó D, o se hace disminuir A ó B (por ejemplo por precipitación), el equilibrio se desplazará hacia la izquierda.

En la reacción



la reacción se desplaza hacia la derecha, porque desaparece del sistema el AgCl al precipitar, aunque es necesario tener en cuenta que nunca la precipitación es total (siempre hay algo de  $\text{Ag}^+$  disuelto y viene dado por su producto de solubilidad). Se puede hacer precipitar casi totalmente el AgCl por adición de un exceso de iones  $\text{Cl}^-$ .

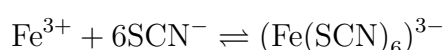
Cuando se tiene en cuenta el efecto térmico de la reacción éste es un factor más en el equilibrio que se puede manejar exactamente como los demás, para lo cual debemos tener en cuenta el signo del mismo. Es decir, que al aumentar la temperatura de la reacción, esta se desplazará en el sentido que hay absorción de calor. En forma análoga un aumento de la presión favorecerá el sentido en el que hay disminución de volumen.

## 6.2. Procedimiento experimental.

Vamos a realizar cuatro equilibrios y ver como les afectan algunas perturbaciones.

### 6.2.1. Equilibrio de formación del $(\text{Fe}(\text{SCN})_6)^{3-}$ .

En un vaso de 100 cc se ponen 1 cc de una disolución de  $\text{FeCl}_3$  0,1M y 1 cc de  $\text{NH}_4\text{SCN}$  0,1M y se añaden 15 ml. de agua. El ión  $\text{SCN}^-$  y el ión  $\text{Fe}^{3+}$  reaccionan inmediatamente estableciéndose el siguiente equilibrio:



El ión  $(\text{Fe}(\text{SCN})_6)^{3-}$  tiene color rojo y por tanto la cantidad de dicho ión en la mezcla de equilibrio vendrá indicada por la intensidad del color .

La disolución resultante se dividirá aproximadamente en partes iguales en cinco tubos de ensayo.

- Al primero de estos tubos se añadirá gota a gota disolución de  $\text{FeCl}_3$ .
- Al segundo se le añade también gota a gota disolución de  $\text{NH}_4\text{SCN}$ .
- Al tercer tubo se añade disolución de  $\text{NH}_4\text{OH}$  0,5M.
- Al cuarto tubo se añade unas gotas de  $\text{HCl}$ .

Anote las observaciones.

### 6.2.2. Equilibrio cromato/dicromato.

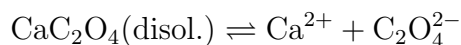
Se toman 10 ml de disolución de cromato potásico y se reparte entre dos tubos de ensayo. A uno se le añaden unas gotas de  $\text{HCl}$  concentrado. Observar lo que ha ocurrido comparándolo con el otro al que no se le ha añadido  $\text{HCl}$ .

Ahora añádanse unas gotas de  $\text{NaOH}$  concentrado al tubo que contiene cromato potásico y ácido.

Anote las observaciones.

### 6.2.3. Equilibrio de disolución del oxalato cálcico.

En un tubo de ensayo se colocan 2 cc de  $\text{CaCl}_2$  0,1M y se añaden 2 cc de oxalato amónico 0,1M. Se formará una disolución saturada de oxalato cálcico. El equilibrio puede presentarse por la ecuación:



Se añade ácido HCl concentrado gota a gota a la disolución saturada y se agita el tubo de ensayo.

Anote las observaciones.

### 6.2.4. Equilibrio $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$

Mezcle 7,0 ml de disolución 0,4M de nitrato de Co(II) con 4,0 ml de HCl 12M.

El color de esta mezcla debería ser violeta; si tiene un tono muy rojo añade una o dos gotas más de HCl; si es muy azul, añada una o dos gotas más de nitrato de Co(II).

Esta disolución contiene ahora una mezcla de  $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$  y  $\text{CoCl}_4^{2-}$ . Reparta la disolución en dos porciones aproximadamente iguales en dos tubos de ensayo.

Uno de los tubos debe permanecer a temperatura ambiente; su color le servirá de referencia para interpretar los cambios que provocarán en la otra muestra al calentarla.

Caliente agua del grifo en un vaso de 250 cc hasta que alcance unos 80–90°C.

Ponga una de las muestras en el baño de agua caliente durante unos minutos. Anote los cambios de color que observe e intérpretelos.

Deje ahora que dicha muestra se enfríe nuevamente hasta temperatura ambiente. Anote los cambios observados.

Ponga una de las muestras en contacto con hielo durante unos minutos. Anote los cambios de color que observe e intérpretelos.

### 6.3. Actividades práctica 4: Equilibrio químico

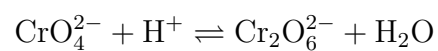
#### 6.3.1. Equilibrio de formación del $(\text{Fe}(\text{SCN})_6)^{3-}$ .

1. Escribese la reacción global y la constante de equilibrio.
2. Al añadir  $\text{FeCl}_3$ , ¿la cantidad de ión  $(\text{Fe}(\text{SCN})_6)^{3-}$  en el equilibrio se mantiene igual, aumenta o disminuye?
3. Al añadir  $\text{NH}_4\text{SCN}$ , ¿la cantidad de ión  $(\text{Fe}(\text{SCN})_6)^{3-}$  en el equilibrio se mantiene igual, aumenta o disminuye?
4. Explicar y escribir qué reacción tiene lugar al añadir el  $\text{NH}_4\text{OH}$ .
5. Al añadir  $\text{H}^+$ , ¿qué ocurre en las concentraciones y en el equilibrio?

6. ¿Obtendríamos los mismos resultados al trabajar a 50°C?

### 6.3.2. Equilibrio cromato/dicromato.

1. Explíquese lo que ocurre de acuerdo con el equilibrio:



y escribir la reacción global y la constante de equilibrio.

2. ¿Qué ocurre al añadir NaOH?

### 6.3.3. Equilibrio de disolución del oxalato cálcico.

1. Escribese la constante de equilibrio para dicha reacción.

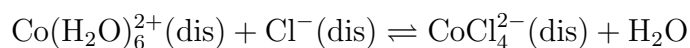
2. ¿La adición de ClH incrementa o disminuye la solubilidad del oxalato cálcico? Explíquese el efecto de dicha adición.

3. Si en vez de ClH añadimos ácido acético ¿ocurrirá lo mismo; por qué?

4. Y si se añade ácido nítrico?

#### 6.3.4. Equilibrio $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$

1. Para interpretar las observaciones relativas a cambios de temperatura, complete la ecuación química



indicando los colores de  $\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}(\text{dis})$  y  $\text{CoCl}_4^{2-}(\text{dis})$ . Justifique, según el cambio de color, si se trata de una reacción exotérmica o endotérmica.

2. ¿Porqué se produce el cambio de color al aumentar la temperatura a 80–90°C?

3. ¿Porqué se produce el cambio de color al enfriar de nuevo la disolución?

4. ¿Son reversibles los efectos de cambios de temperatura?

5. Sus resultados le permiten deducir cómo varía (cualitativamente) la constante de ese equilibrio con la temperatura. ¿Cómo es esta variación (cualitativamente)?