

## **TRABAJO PRÁCTICO N° 17:** **EQUILIBRIOS DE OXIDACIÓN–REDUCCIÓN.**

### **1. Objetivo General:**

- Evidenciar distintas propiedades de los equilibrios de oxidación–reducción por medio de distintas reacciones químicas.

### **2. Objetivos Específicos:**

- Conocer los efectos que tienen distintos parámetros en las reacciones redox.
- Afianzar la vinculación de conceptos termodinámicos, de equilibrio y potenciales de reducción en reacciones químicas específicas.
- Reconocer distintos estados de oxidación en elementos de transición.
- Observar la conversión de iones en otra especie química por medio de reacciones de oxidación–reducción.
- Interpretar los potenciales estándar de reducción y utilizarlos para calcular el potencial de una celda y la espontaneidad de una reacción.

### **4. Materiales y Reactivos**

#### Materiales

- |                        |                     |                      |
|------------------------|---------------------|----------------------|
| • Tubos de ensayo      | • Pipetas Pasteur   | • Guantes de nitrilo |
| • Gradilla             | • Piseta            | • Gafas de seguridad |
| • Vasos de precipitado | • Manta calefactora |                      |

#### Reactivos

- |                           |                         |                     |
|---------------------------|-------------------------|---------------------|
| • Agua destilada          | • Peróxido de hidrógeno | • Granallas de zinc |
| • Permanganato de potasio | • Sulfato ferroso       | • Nitrato de plata  |
| • Bisulfito de sodio      | • Cloruro férrico       | • Alambre de cobre  |
| • Ácido sulfúrico diluido | • Sulfato cúprico       | • Ácido Nítrico     |
| • Hidróxido de sodio 1M   | • Sulfato de Zinc       | • Sulfuro de sodio  |

### **5. Técnica operatoria**

#### **Experiencia 1:** Estados de oxidación del hierro (**cuantitativa**)

Agregue 5 mL de una solución de sulfato ferroso a dos tubos de ensayo, márkelos como 1 y 2. A otro tubo de ensayo agregue 5 mL de una solución de cloruro férrico (tubo 3). A los tres tubos agregue 1 mL de NaOH 1M, agite y observe.

Al tubo No. 2 agregue unas gotas de peróxido de hidrógeno, agite, observe y compare. Plantee las ecuaciones químicas correspondientes. Pista: en el tubo No. 2 se formará un compuesto que en estado natural se conoce como goethita.

**Experiencia 2: Estados de oxidación del manganeso (cualitativa)**

En 5 tubos de ensayo rotulados del 1 al 5 agregue aproximadamente 5 mL de solución de permanganato de potasio con una pipeta Pasteur. Agregue los reactivos indicados a continuación:

- Tubo 1: 3 gotas de ácido sulfúrico diluido y 1 mL de solución de bisulfito de sodio (o hasta obtener una solución incolora)
- Tubo 2: 1 mL de solución de bisulfito de sodio (o hasta obtener una solución marrón)
- Tubo 3: 3 gotas de NaOH 1M y 1 mL de solución de bisulfito de sodio (o hasta obtener una solución verde)
- Tubo 4: 3 gotas de NaOH 1M y 2 o 3 gotas de solución de bisulfito de sodio (o hasta obtener una solución azul)
- Tubo 5: No adicione reactivos

Justifique los estados de oxidación del manganeso y escriba la nomenclatura tradicional de los iones de manganeso formados. Escriba las semirreacciones para cada cambio en los estados de oxidación del Mn.

**Experiencia 3: Reacciones de desplazamiento de metales (cualitativa)**

**Nota:** Las reacciones son muy lentas, realice esta experiencia al inicio para darle tiempo al sistema que reaccione adecuadamente.

En un vaso de precipitado pequeño (vaso 1) agregue aproximadamente 20 mL de solución de sulfato de cobre y agregue una granalla de zinc.

En otro vaso de precipitado (vaso 2) agregue aproximadamente 20 mL de solución de sulfato de zinc e introduzca un alambre de cobre.

En otro vaso de precipitado (vaso 3) agregue 20 mL de solución de nitrato de plata e introduzca un alambre de cobre.

Espere un tiempo y observe lo ocurrido. Plantee las ecuaciones químicas correspondientes, balanceadas por el método del ion-electrón y justifique la ocurrencia espontánea de las reacciones de acuerdo con la serie de actividad y los potenciales de reducción de cada sustancia.

**Experiencia 4: Conversión de un ion en otra especie (cualitativa)**

En un tubo de ensayo agregue 3 mL de solución de sulfuro de sodio. Agregue (bajo campana extractora) 5 mL de ácido nítrico 6M y caliente a baño María (bajo campana). Observe lo ocurrido. Plantee las ecuaciones químicas correspondientes balanceadas por el método del ion-electrón, mencionando cuáles sustancias actúan como reductores y cuáles como oxidantes. Justifique la espontaneidad de las reacciones a través del potencial de la reacción global y el valor de  $\Delta G^\circ$ .

**Experiencia 5: Solubilización de precipitados (cualitativa)**

En un tubo de ensayo agregue 3 mL de solución de sulfato de cobre y unas gotas de solución de sulfuro de sodio hasta total formación de precipitado. Agregue (bajo campana extractora) 5 mL de ácido nítrico 6M y caliente a baño María (bajo campana) hasta completa disolución del precipitado. Plantee las ecuaciones químicas correspondientes balanceadas por el método del ion-electrón, mencionando cuáles sustancias actúan como reductores y cuáles como oxidantes. Justifique la espontaneidad de las reacciones a través del potencial de la reacción global y el valor de  $\Delta G^{\circ}$ .