

Trabajo Práctico N° 3

Reacciones Redox

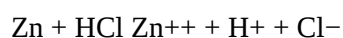
- **Objetivos:**

- Conocer el proceso de Reducción y Oxidación;

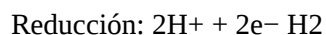
- **Desarrollo y presentación de Resultados:**

Primero realizamos algunas reacciones de diferentes elementos con HCl para verificar si son Redox o no , a través de los Potenciales de Oxidación (E^0) de los elementos participantes en la reacción:

- **1° Reacción:**



planteamos las hemiecuaciones:

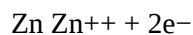


Donde:

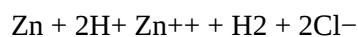
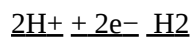
$$E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{++}} = 0,76 \text{ v.}$$

$$E_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0 \text{ v (a CNPT por definición).}$$

Entonces, como $E_{\text{oxidación}} > E_{\text{reducción}}$, la reacción ocurre:



+

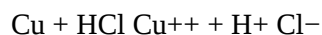


Se denota una desaparición de Zn y una evaporación del Cl.

Verificamos que al calentarlo, ocurre con mayor velocidad (cada 10°C aumenta al doble de velocidad). También se vé desprendimiento de Hidrógeno en forma de gas.

Al colocar un tubo de ensayo (el cual contiene Oxígeno), se nota que al desprenderse Hidrógeno, se forma agua dentro de él.

- **2° Reacción:**



Oxidación: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{++} + 2\text{e}^-$

Reducción: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

Entonces vemos que, como $E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{++}} < E_{\text{H}/\text{H}^+}$, la reacción no ocurre.

Al calentarlo tampoco ocurre.

• **3° Reacción:**

$\text{Ag} + \text{HCl} \rightarrow \text{Ag}^{++} + \text{H}_2 + \text{Cl}^-$

Oxidación: $\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^{++} + 2\text{e}^-$

Reducción: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$

Aquí vemos que como $E_{\text{Ag}/\text{Ag}^{++}} (-0,799 \text{ v}) < E_{\text{H}/\text{H}^+}$, la reacción no ocurre.

Una vez completadas estas reacciones de HCl, realizaremos algunas más complejas:

• **Sulfato de Cobre (CuSO_4) con Hierro (Fe):**

Oxidación: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{++} + 2\text{e}^-$

Reducción: $\text{Cu}^{++} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Ocorre pues $E_{\text{Fe}/\text{Fe}^{++}} (0,44 \text{ v}) > E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{++}} (-0,34 \text{ v})$.

Vemos que si incertamos Fe macizo (un clavo, por ejemplo) luego de un tiempo el Cu se pega al clavo. Esto significa que el Fe se oxida, pues libera electrones que los toma el Cu, formando átomos del mismo y depositándose en el Fe. Si calentamos la reacción (estaríamos usando un catalizador), la aceleramos y se destruye la reacción, desprendiéndose el Cu del clavo. Vemos también que el tamaño del clavo disminuyó.

Si ponemos limaduras de Fe, vemos que la reacción se realiza un poco más rápido debido a la dispersión de las moléculas de Fe. La limadura se vuelve rojiza a causa del proceso Redox.

• **Acetato de Plomo (Ac_2Pb) con Zinc (Zn):**

Oxidación: $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{++} + 2\text{e}^-$

Reducción: $\text{Pb}^{++} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}$

Como $E_{\text{Zn}/\text{Zn}^{++}} (0,763 \text{ v}) > E_{\text{Pb}/\text{Pb}^{++}} (0,126 \text{ v})$ la reacción ocurre.

Vemos que el color del Zn se torna negrizo debido a la presencia del Pb que se deposita en zinc.

Al calentar la reacción, la misma no se acelera, es decir que es independiente de la temperatura.

• **Nitrato de Mercurio (NiHg) con Cu:**

Oxidación: $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{++} + 2\text{e}^-$

Reducción: $\text{Hg}^{++} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Hg}_2$

La reacción ocurre debido a que $E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{++}} (-0,34\text{v}) > E_{\text{Hg}/\text{Hg}^{++}} (-0,789\text{v})$.

Vemos que el Cu se pone de color perla pues el Hg se solapa sobre él. En la superficie del Cu se formó una amalgama (no es una aleación pues es un enlace fuerte) de HgCu, por lo tanto es difícil de sacar.

Al calentarlo se destruye la amalgama, con lo que, el Cu vuelve a su color original, pues el Hg se evaporó.

• Yoduro de Potasio (KI) con Cl:

Oxidación: $2\text{K} \rightarrow 2\text{K}^+ + 2\text{e}^-$

Reducción: $\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^-$

Como el $E_{\text{K}/\text{K}^+} (-2,714\text{v}) < E_{\text{Cl}/\text{Cl}^-} (1,36\text{v})$ la reacción se produce.

Vemos que la solución toma el color del Yodo (I_2) y se desprende Cl_2 . Formamos Yodo con agua, el cual pasamos la mitad a otro tubo. A éste último le agregamos Almidón, y veremos que la solución toma un color azul. Al agitarlo y calentarlo, acelero la reacción, con lo que se destruye el complejo Almidón – Yodo (por encima de los 50°C) y al enfriarlo vuelve a formarse dicho complejo.

Esto sucede debido a que la energía de dicho complejo es mayor a temperatura ambiente y luego menor a los 50°C .