

X. Actividad experimental: metales.



1. Objetivos

- Observar el desplazamiento de algunos metales de sus soluciones, por otros de menor potencial de reducción.
- Interpretar el concepto de pasivación y conocer sus aplicaciones.
- Observar y analizar el efecto de corrosión sobre metales utilizados en las construcciones.
- Interpretar el concepto de protección catódica y conocer sus aplicaciones.

2. Materiales y reactivos

Bandas de pH	Agua destilada
Cristalizadores	Alambre de Cu
Gradilla	Calvos de Fe
Marcador de tinta permanente	Cinta de Mg
Papel de lija	Solución de AgNO_3 0,1 M
Pipeta graduada de 5 y 10 ml	Solución de CuSO_4 0,5 M
Tubos de ensayo	Solución de fenolftaleína
	Solución de H_2O_2 al 3% v/v
	Solución de HCl 0,1 M
	Solución de HNO_3 al 30% v/v
	Solución de $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6$ al 0,1% m/v
	Solución de NaCl al 3% m/v

3. Estudio de algunas reacciones con metales

A. Colocar en un tubo de ensayo 5 ml de solución de AgNO_3 y añadir un trozo de alambre de Cu.

• Observar el fenómeno que tiene lugar y describirlo:

Color inicial de la solución:

incoloro

Color final de la solución:

celeste (azulado verdoso)

Aspecto/color inicial del alambre de Cu:

color característico

Aspecto/color final del alambre de Cu:

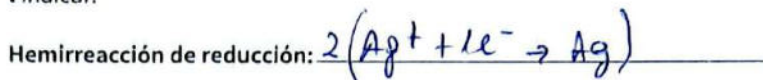
depósito de Ag sobre el mismo

. Buscar el potencial estándar de reducción para las especies:

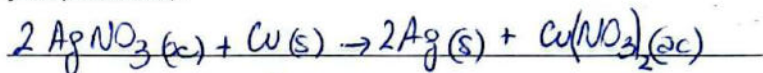
$$E^\circ \text{Ag}^+/\text{Ag} = \underline{\text{Ag}^+ + 1e^- \rightarrow \text{Ag} \quad E^\circ = 0,799 \text{ V}}$$

$$E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = \underline{\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^- \quad E^\circ = 0,34 \text{ V}}$$

. Indicar:



Reacción global (indicando los estados de agregación para los reactivos y los productos):



Potencial de la celda: $\underline{E_{\text{celda}} = E_{\text{cat}} - E_{\text{ánodo}} = 0,799 - 0,34 \text{ V} = 0,46 \text{ V}}$

. Se trata de una celda electroquímica / electrolítica (rodear la opción correcta).

B. Colocar en un tubo de ensayo 5 ml de solución de CuSO_4 y añadir un clavo de hierro limpio.

. Observar el fenómeno que tiene lugar y describirlo:

Color inicial de la solución: celeste

Color final de la solución: incolora - bco - opaca (azul verdoso)
FeSO₄

Aspecto/color inicial del clavo: característico y oxidado

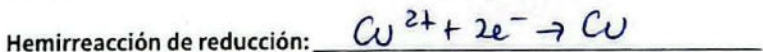
Aspecto/color final del clavo: cubierto de Cu

. Buscar y analizar el potencial estándar de reducción para las especies:

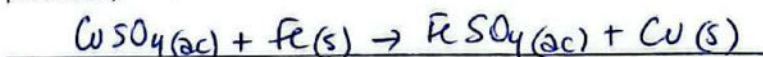
$$E^\circ \text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = \underline{-0,44 \text{ V}}$$

$$E^\circ \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = \underline{0,339 \text{ V}}$$

. Indicar:



Reacción global (indicando los estados de agregación para los reactivos y productos):



Potencial de la celda: $\underline{E = 0,339 - (-0,44) = 0,779 \text{ V}}$

. Se trata de una celda electroquímica / electrolítica (rodear la opción correcta).

4. Pasivación del hierro

- 1- Limpiar con papel de lija la superficie de los clavos y lavarlos con agua. Luego secarlos bien.
- 2- Colocar solución de HNO_3 al 30% en un tubo de ensayo e introducir uno de los clavos. Dejarlo durante 2 minutos.
- 3- Sacar el clavo y lavarlo con agua. Continuar los lavados hasta que el agua presente un pH neutro (verificar con banda de pH).

• Observar el fenómeno que tiene lugar y describirlo:

Color inicial de la solución: incoloro

Color final de la solución: marroñ / amarillento (Fe^{3+})

Liberación de gases: negativo / positivo
(rodear la opción correcta)

Color de los gases: naranjas (NO_2)

Aspecto inicial del clavo: característico

Aspecto final del clavo: igual s/ cambios / burbujas en la sup.

• Considerando el potencial estándar de reducción para cada especie,
 $E^\circ \text{Fe}^{3+}/\text{Fe} = -0,037 \text{ V}$; $E^\circ \text{NO}_3^-/\text{NO}_2 = 0,78 \text{ V}$, indicar:

Hemirreacción de reducción: $3(\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O})$

Hemirreacción de oxidación: $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^-$

Reacción global (indicando los estados de agregación para los reactivos y los productos:

$6\text{HNO}_3(\text{ac}) + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow 3\text{NO}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3(\text{ac})$

Potencial de la celda: $E^\circ_{\text{celda}} = 0,78 - (-0,037) = 0,817 \text{ V}$

- 4- Colocar solución de H_2O_2 al 3% en dos tubos de ensayo. Rotularlos. Colocar un clavo limpio en uno de los tubos y el clavo donde el hierro fue pasivado en el otro. Señalar la diferencia de comportamiento.

• Observar el fenómeno que tiene lugar y describirlo:

Clavo sin pasivar: burbujas en la sup. del clavo

Clavo pasivado: sin observaciones.

5. Corrosión en agua

1. Tomar 4 tubos de ensayo e introducir un clavo en cada uno.
2. Cubrir los clavos con agua destilada, agua hervida, solución de cloruro de sodio y solución de ácido clorhídrico.
3. Completar el cuadro.

	Observaciones
Clavo + H ₂ O destilada	Corrosión y tiempo.
Clavo + H ₂ O destilada hervida	¿O ₂ disueltos; corrosión + tiempo
Clavo + solución de NaCl	Electrolito que facilita la corrosión
Clavo + solución de HCl	1/2 H ⁺ favorece la corrosión

6. Protección catódica

- 1- Mezclar en dos cristalizadores solución de NaCl y solución de K₃Fe(CN)₆ (hexaciano ferrato (III) de potasio) en partes iguales y 5 ó 6 gotas de fenolftaleína.
- 2- En uno de los cristalizadores introducir un clavo sin modificaciones y otro doblado. En el otro cristalizador introducir dos clavos (uno arrollado con alambre de Cu y otro con cinta de Mg) teniendo la precaución que no se toquen.
- 3- Notar los cambios de color y de apariencia en los clavos y en el medio que los rodea.
- 4- Si se observara la aparición de un color azul intenso es debido a la presencia del compuesto denominado azul de Turnbull, Fe₃[Fe(CN)₆]₂, que permite reconocer la presencia de iones Fe²⁺.
- 5- Completar el cuadro.

Sistema	Hemirreacciones y Observaciones
CLAVO SIN MODIFICAR	Hemirreacción de reducción: $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$ $E^\circ = 0,41V$
	Hemirreacción de oxidación: $2(Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-)$ $E^\circ = -0,44V$
	Potencial de la celda: $E^\circ = 0,41V - (-0,44) = 0,85V$
	Reconocimiento zona anódica
	Color: azul en cabeza, punta del clavo
	Partes del clavo: _____
CLAVO DOBLADO	Reconocimiento zona catódica
	Color: fucsia
	Partes del clavo: cuerpo del clavo,
	Hemirreacción de reducción: $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$
	Hemirreacción de oxidación: $2(Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-)$
	Potencial de la celda: $E^\circ = 0,85V$
CLAVO DOBLADO	Reconocimiento zona anódica
	Color: azul
	Partes del clavo: parte doblada + cabeza y punta
	Reconocimiento zona catódica
	Color: fucsia
	Partes del clavo: cuerpo del clavo

Metal 20 u/m

$$Cu^{+}/Cu = 0,518 V$$

$$Cu^{2+}/Cu = 0,339 V$$

CLAVO
CON
ALAMBRE
DE
COBRE

Hemirreacción de reducción: $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$

Hemirreacción de oxidación: $2(Fe \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-)$

Potencial de la celda: $E^{\circ} = 0,85 V$

Reconocimiento zona anódica

Color: azul

Partes del clavo: cabeza, punta del clavo

Reconocimiento zona catódica

Color: Rosca

Partes del clavo: cuerpo del clavo

CLAVO
CON
ALAMBRE
DE
MAGNESIO

Hemirreacción de reducción: $O_2 + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-$

Hemirreacción de oxidación: $2(Mg \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-)$ $E^{\circ} = -2,360 V$

Potencial de la celda: $E^{\circ} = 0,41 V - (-2,360) = 2,77 V$

Reconocimiento zona anódica

Color: azul burbuja sobre cinta de mg

Partes del clavo: _____

Reconocimiento zona catódica

Color: Rosca

Partes del clavo: todo el rededor

7. Conclusiones

Para emitir una conclusión en referencia a los procesos de óxido-reducción para los metales ensayados en este práctico de laboratorio deberá:

- Evaluar la espontaneidad de las reacciones de acuerdo con el potencial de la celda calculado y las observaciones experimentales.
- Evaluar y comparar los métodos ensayados para el control de la oxidación de metales.

Se verifica la espontaneidad de las reacciones por la formación de los productos (colores característicos que los identifican) con lo calculado (E° de la celda).

Los métodos para el control de la oxidación ensayados muestran que es más conveniente para el $1/2$ la protección catódica ya que la protección libera gases oxidantes (NO_2)

Firma del alumno

Fecha y firma del profesor