



Universidad de Buenos Aires

TRABAJO PRÁCTICO N°5

“Reacciones Redox y Electroquímica”

Año 2007
Segundo Cuatrimestre

23 de Noviembre de 2007

Padrón	Apellido, Nombre	E-mail
88392	TAPIA, Jimena	jimetapia@hotmail.com
88091	MORANDI, Nicolás	nicomorandi@hotmail.com
88056	CIAN, Nicolás	nicolascian@hotmail.com
88494	HOOD, Pablo	hoodpablo@hotmail.com
88284	UCCELLO, Lucas	lucas_sarten@hotmail.com

OBJETIVOS

- 1- Prever si es espontánea o no una reacción de desplazamiento dada utilizando la serie de potenciales estándar de electrodo.
- 2- Observar distintos tipos de reacciones de óxido-reducción.
- 3- Realizar una titulación redox.
- 4- Construir celdas electrolíticas.
- 5- Determinar la polaridad de una fuente de corriente continua mediante una electrólisis.
- 6- Realizar reacciones de identificación de productos anódicos y catódicos.
- 7- Observar el funcionamiento de la pila de Daniell.
- 8- Representar las reacciones anódica y catódica de la pila de Daniell, por las correspondientes ecuaciones.

INTRODUCCION TEORICA

En un sistema comunicado donde hay diferencias de potencial electroquímico, tienen lugar reacciones químicas de oxidación y reducción simultáneas.

Si la corriente eléctrica que circula:

- 1.- Es generada por el mismo sistema, puede aprovecharse la reacción redox producida para la obtención de trabajo eléctrico, mediante la construcción de pilas.
- 2.- Si dicha corriente es introducida en el sistema desde el exterior, la reacción redox que se produce puede servir para la construcción de celdas electrolíticas que permiten:
 - a) La obtención de determinadas sustancias, ejemplo: aluminio, cloro, hidróxido de sodio, etc.
 - b) La refinación de metales, ejemplo: cobre
 - c) el recubrimiento de materiales con el fin de protegerlos de la corrosión o de mejorar su aspecto estético o ambos objetivos a la vez, ejemplo: niquelado.

$$\Delta E^0_{\text{reacción}} = E^0_{\text{reducción}} - E^0_{\text{oxidación}}$$

Si $\Delta E^0_{\text{reacción}} > 0$ entonces reacción ESPONTANEA

Si $\Delta E^0_{\text{reacción}} < 0$ entonces reacción NO ESPONTANEA

REACCIONES REDOX ESPONTANEAS

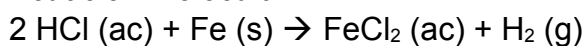
Fotografía



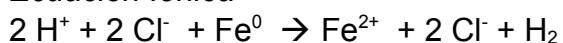
De izquierda a derecha: 1) ácido clorhídrico y hierro, 2) ácido clorhídrico y cobre, 3) sulfato cúprico y hierro, 4) acetato de plomo (II) y zinc.

HCl (ac) + Fe (s) (con solución 1M)

Ecuación Molecular



Ecuación Iónica



Ecuación de Oxidación



Ecuación de Reducción



$$\Delta E^0_{\text{reacción}} = 0 - (-0,44) = 0,44 > 0$$

La reacción es ESPONTANEA

Observaciones

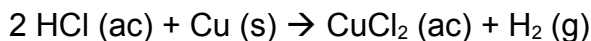
Al colocar los clavos de hierro en el ácido clorhídrico notamos la formación de pequeñas burbujas de se formaban en los clavos y subían rápidamente.

Interpretación

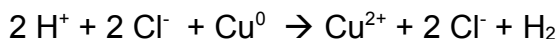
Las burbujas que se producían en los clavos eran burbujas de hidrogeno en estado gaseoso que se generaban debido a la redox (ver: Ecuación Molecular más arriba)

HCl (ac) + Cu (s) (con solución 1M)

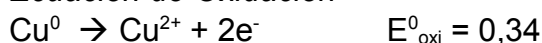
Ecuación Molecular



Ecuación Iónica



Ecuación de Oxidación



Ecuación de Reducción



$$\Delta E^0_{\text{reacción}} = 0 - 0,34 = -0,34 < 0$$

La reacción es NO ESPONTANEA

Observaciones

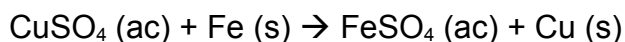
Al colocar los filamentos de cobre en el ácido clorhídrico no vimos ninguna actividad, justo como lo calculamos con las ecuaciones.

Interpretación

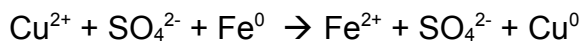
La reacción no es espontánea según la FEM.

CuSO₄ (ac) + Fe (s) (con solución 1M)

Ecuación Molecular



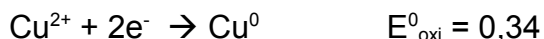
Ecuación Iónica



Ecuación de Oxidación



Ecuación de Reducción



$$\Delta E^0_{\text{reacción}} = 0,34 - (-0,34) = 0,78 > 0$$

La reacción es ESPONTANEA

Observaciones

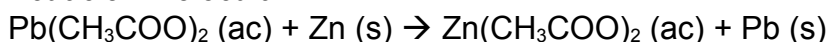
El CuSO_4 (ac) es color celeste transparente, al introducir los clavos de hierro en el tubo de ensayo, con el correr del tiempo notamos grandes burbujas que rodean los clavos. El color de la solución cambia levemente, hay pequeños depósitos precipitados color rojizo-marrón.

Interpretación

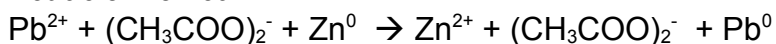
El color rojizo-marrón se debe al cobre que pasa a la solución y luego precipita.

$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ (ac) + Zn (s) (con solución 1M)

Ecuación Molecular



Ecuación Iónica



Ecuación de Oxidación



Ecuación de Reducción



$$\Delta E^0_{\text{reacción}} = -0,13 - (-0,76) = 0,63 > 0$$

La reacción es ESPONTANEA

Observaciones

El zinc se encuentra en el fondo del tubo de ensayo, presenta color grisáceo, al reaccionar con $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ y al pasar del tiempo, notamos pequeñas partículas brillantes sobre el zinc.

Interpretación

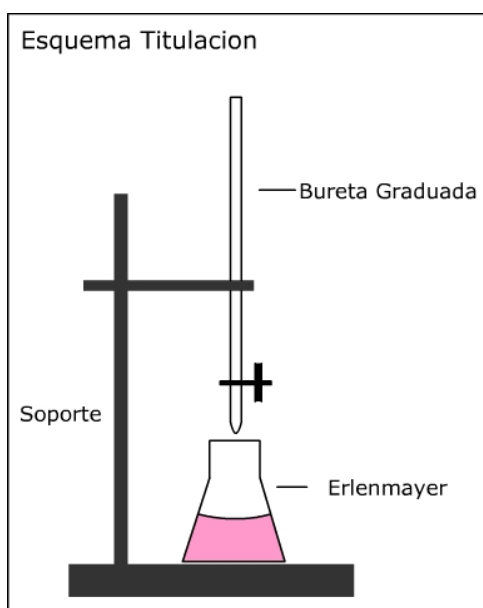
Las pequeñas partículas plateadas son plomo que aparece sobre el zinc debido a la reacción.

TITULACION REDOX

Objetivo

Determinación experimental de la masa de una muestra problema de sulfato (VI) de hierro (II)

Parte experimental



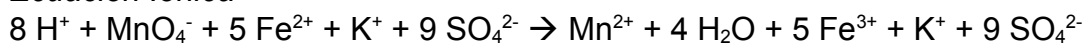
- Se carga el Erlenmeyer con la muestra proveniente de un tubo de ensayo, 25 ml de agua y 25 ml de ácido sulfúrico 1N (H_2SO_4)

- Se titula con solución de permanganato de potasio 0,1 N (KMnO_4), hasta lograr una coloración rosa pálido permanente.

Ecuación Molecular



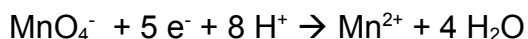
Ecuación Iónica



Ecuación de Oxidación



Ecuación de Reducción



Masa de sulfato ferroso heptahidratado

La coloración adecuada se logró al agregar 4,5 ml de permanganato de potasio.

$$\begin{aligned} V_{\text{manganato}} &= 4,5 \text{ cm}^3 \\ V_{\text{agua}} &= 25 \text{ cm}^3 \\ V_{\text{ácido}} &= 25 \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

La titulación termina cuando:

$$\text{Eq} (\text{MnO}_4^-) = \text{Eq} (\text{Fe}^{2+})$$

$$V (\text{MnO}_4^-) \cdot N (\text{MnO}_4^-) = \frac{m}{\text{Meq}}$$

$$\text{Meq} = \frac{\text{masa molar}}{\text{cargas de e}^-} = \frac{M (\text{Fe}^{2+})}{1} = M (\text{Fe}^{2+})$$

cargas de electrones = 1

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol MnO}_4^- &\text{_____} 5 \text{ eq.} \\ 1 \text{ mol Fe}^{2+} &\text{_____} 1 \text{ eq.} \end{aligned}$$

$$N_q = 0.1 \frac{\text{eq.}}{\text{dm}^3} \times 0,0045 \text{ eq dm}^3$$

$$\text{Eq} (\text{MnO}_4^-) = 0,00045 = \text{Eq} (\text{Fe}^{2+})$$

$$\text{Masa FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = \text{moles Fe}^{2+} \times \text{Mr FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Masa FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = 0.00045 \text{ moles} \times 280 \frac{\text{g}}{\text{Mol}} = 0.126 \text{ g}$$

Equivalente-gramo del oxidante

$$\text{Meq} (\text{KMnO}_4) = \frac{\text{masa molar}}{\text{cargas de e}^-} = \frac{M (\text{KMnO}_4)}{5} = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ g}$$

cargas de electrones = 5 (ver Ecuación de Reducción mas arriba)