

PRÁCTICA 5:

Poder reductor de los metales. Celdas electroquímicas

Apellidos y Nombres:

*JAIME OSÉS AZCONA
SANTIAGO OROÑOZ SAZ*

Objetivos

Experimento 1

- El objetivo de este experimento es comparar de forma cualitativa el poder reductor de diferentes metales observando su reactividad en disoluciones de diversos cationes y ácidos diluidos, de modo que podamos establecer una escala entre ellos.

Experimento 2

- Experimentar con los procesos de oxidación-reducción mediante la construcción de pilas galvánicas preparadas a partir de diferentes semiceldas, midiendo su diferencia de potencial con un voltímetro.
- Establecer una escala de potenciales de electrodo a partir de datos experimentales, tomando uno de ellos como referencia y compararla con los potenciales normales de reducción tabulados.
- Identificar los procesos de oxidación y de reducción que tienen lugar en cada celda.

Introducción

En una reacción de oxidación-reducción o redox hay una especie química que se oxida (pasa a un estado de oxidación superior) y otra que se reduce (pasa a un estado de oxidación inferior). La sustancia que se oxida cede electrones y la que se reduce los capta.



Experimento 1

Esta práctica va a estar separada en dos partes, la primera parte de la práctica vamos a observar la capacidad reductora de los diferentes compuestos a utilizar.

En primer lugar, utilizaremos 5 disoluciones con una concentración 4 % en masa. Cogemos 8 tubos de ensayo y en 4 de ellos meteremos una lámina de zinc y en los 4 restantes introduciremos una lámina de cobre. En 6 de los 8 tubos, 3 disoluciones serán compartidas por los compuestos sólidos (Zn y Cu), es decir cada una de las 3 disoluciones estará en ambas series y en los 2 tubos restantes serán diferentes. Nuestra labor será observar cuales de los compuestos son los que reaccionan y cuáles no.

Experimento 2

La segunda parte de la práctica será, montar unas células con un puente salino para medir la diferencia de potencial gracias a la utilización de un voltímetro, utilizando unas disoluciones con concentración 1 M.

Los nuevos materiales que tenemos son Fe y Mg en estado sólido (láminas), aparte del Zn y Cu utilizados en el experimento anterior. En esta parte de la práctica rellenaremos cada vaso con una disolución y cada lámina irá con su correspondiente disolución. Por ejemplo, la lámina de Cu irá con la disolución de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ y así con el resto. Crearemos un puente salino que unirá los dos recipientes con una tira de papel de filtro empapado en una disolución de KNO_3 . Para medir la diferencia de potencial, cogeremos un voltímetro y conectaremos los cables a el ánodo y cátodo de la pila, es decir, a cada uno de los elementos sólidos que corresponda.

El cable de entrada al voltímetro deberá ir con el ánodo y el de salida con el cátodo. A partir de ahí cogeremos la medida de la diferencia de potencial y la compararemos con la teórica, es decir, la hallada sustituyendo en la fórmula del apartado procedimiento, los datos de una tabla de diferencias de potenciales de cada elemento.

Procedimiento

Experimento 1

Para estudiar la capacidad oxidante y reductora de una serie de compuestos, realizaremos reacciones entre ellos y Zn o Cu, según sea el caso. Para ello prepararemos 8 tubos de ensayo en una gradilla y pondremos en cada uno de ellos las disoluciones necesarias.

Realizaremos 2 series diferentes, una que los compuestos reaccionen con Zn y otra que reaccionen con Cu. Para ello, pondremos en 6 tubos H_2SO_4 , NaNO_3 y HgCl_2 , a razón de 2 tubos por cada disolución (uno para cada serie) y en los 2 tubos restantes $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ para la serie de Zn y ZnSO_4 para la serie de Cu. En todos los tubos introduciremos una lámina de metal del elemento que le corresponda según su serie y veremos si las disoluciones reaccionan con ellas y les provocan algún cambio. Dichas láminas deben estar lisas y brillantes, en caso contrario deberemos lijarlas.

Las disoluciones de este experimento serán del 4 % en masa.

Con los cambios que observemos en las láminas de metal, podremos realizar una ordenación de mayor a menor poder oxidante según si la disolución reacciona o no con la lámina de Zn o Cu. Tendremos en cuenta que los compuestos con mayor poder oxidante reaccionan con todos los compuestos con menor poder oxidante. Por tanto, si un compuesto reacciona y oxida a otro, este estará por encima en nuestra ordenación. De lo contrario, este estará por debajo.

También realizaremos una ordenación de mayor a menor poder reductor. Esta podremos realizarla teniendo en cuenta la anterior, ya que contra mayor poder oxidante tiene un compuesto menor es su poder reductor. Por tanto, podremos decir que la ordenación de mayor a menor poder reductor es lo mismo que la ordenación de menor a mayor poder oxidante.

Experimento 2

En este experimento realizaremos una serie de pilas con compuestos diferentes en cada una de ellas.

Prepararemos 4 vasos de precipitados con los electrodos que luego utilizaremos para realizar nuestras pilas. Estos son $\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Mg}/\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ y $\text{Fe}/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$. Para ello, introduciremos en cada vaso aproximadamente 30 mL de la disolución 1 M de la sal que corresponda y una lámina metálica del mismo elemento. Utilizaremos disolución de CuSO_4 con una lámina de Cu, disolución de MgSO_4 con una lámina de Mg, disolución de ZnSO_4 con una lámina de Zn y disolución de FeSO_4 con una lámina de Fe.

Para cada pila utilizaremos 2 electrodos de los preparados anteriormente, a los cuales deberemos conectar un voltímetro para medir la diferencia de potencial que se produce en ella.

Deberemos conectar la lámina metálica del ánodo (en el electrodo que se produzca la reacción de oxidación, es decir, el que tenga el potencial más positivo) con el cable de entrada al voltímetro y la lámina del cátodo (en el electrodo que se produzca la reacción de reducción, es decir, el que tenga el potencial más negativo) con el cable de salida.

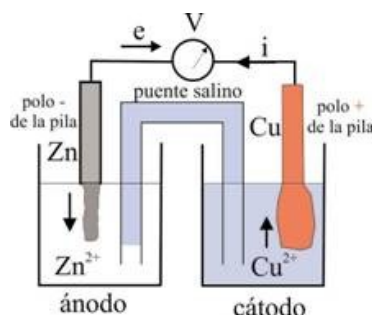
Si observamos que la diferencia de potencial medida con el voltímetro nos sale negativa, eso es que hemos puesto al revés los cables del ánodo y cátodo.

También calcularemos la diferencia de potencial teórica con la siguiente fórmula para ver la variación que hay entre ella y la experimental:

$$\Delta \mathcal{E}^{\circ} = \mathcal{E}^{\circ} \text{ ánodo} - \mathcal{E}^{\circ} \text{ cátodo}$$

Todo esto no funcionará si no hay entre los 2 electrodos un puente salino que transporte los iones. Para ello utilizaremos una tira de papel de filtro empapada en una disolución saturada de KNO_3 en agua.

El mecanismo de nuestra pila, suponiendo que esta tiene en el ánodo Zn/Zn^{2+} y en el cátodo Cu^{2+}/Cu , será el siguiente:



En el ánodo se producirá la reacción de oxidación, donde el Zn aumentará su número de oxidación liberando así electrones y en el cátodo se producirá la reacción de reducción, donde el Cu^{2+} reducirá su número de oxidación y este captará electrones. Los electrones liberados en el ánodo irán a través del cable del voltímetro hasta el cátodo, que tiene tendencia a captar electrones para llevar a cabo la reducción.

Dicho esto, en el ánodo hay un exceso de cationes Zn^{2+} resultantes de la oxidación y en el cátodo hay un exceso de electrones provenientes del ánodo. Para solucionar estos excesos y que los electrodos sean neutros, los aniones y cationes del puente salino van hacia el ánodo o cátodo para neutralizar dichos excesos.

En este caso el K^+ va al cátodo para neutralizar el exceso de electrones y el NO_3^- va al ánodo para neutralizar el exceso de cationes Zn^{2+} .

Resultados

En estas tablas recogeremos los datos de los experimentos realizados y lo que ocurre cuando se da lugar la reacción, así como posibles cambios en los compuestos utilizados. Esto lo utilizaremos para ordenarlos según su poder oxidante.

Experimento 1

SERIE 1				
Tubos	Metal	Disolución	Reacciona: Sí/No	Observaciones
1	Zn	H ₂ SO ₄	Sí	(1)
2	Zn	NaNO ₃	No	-
3	Zn	HgCl ₃	Sí	(2)
4	Zn	Cu(NO ₃) ₂	Sí	(3)

(1) En esta reacción observamos que al oxidarse el Zn suelta un vapor que irrita los ojos y se hace notar el cambio de la temperatura hacia una muy elevada.

(2) En esta reacción se dan lugar los cambios menos notorios, observamos una ligera coloración del Zn y se empaña un poco el cristal del tubo de ensayo.

(3) En esta reacción observamos que la coloración del Zn cambió a un tono más oscuro.

SERIE 2				
Tubos	Metal	Disolución	Reacciona: Sí/No	Observaciones
5	Cu	H ₂ SO ₄	No	-
6	Cu	NaNO ₃	No	-
7	Cu	HgCl ₃	Sí	(4)
8	Cu	ZnSO ₄	No	-

(4) En esta reacción observamos que al cobre le salen unas manchas de un tono claro.

Pasaremos a realizar la ordenación según el poder oxidante:

- El H_2SO_4 reacciona con el Zn pero no con el Cu, por tanto el H^+ estará por encima del Zn pero por debajo del Cu.
- El NaNO_3 no reacciona ni con el Zn ni con el Cu, por tanto el Na^+ estará por debajo del Zn y Cu.
- El HgCl_2 reacciona tanto con el Zn como con el Cu, por tanto el Hg^+ estará por encima del Zn y Cu.
- El $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ reacciona con el Zn, por tanto el Cu^{2+} estará por encima del Zn.
- El ZnSO_4 no reacciona con el Cu, por tanto el Zn^{2+} estará por debajo del Cu.

Por tanto, teniendo en cuenta lo dicho esta sería la ordenación de mayor a menor poder oxidante:

Hg^+	Cu^{2+}	H^+	Zn^{2+}	Na^+
---------------	------------------	--------------	------------------	---------------

Y la ordenación de mayor a menor poder reductor sería la siguiente:

Na^+	Zn^{2+}	H^+	Cu^{2+}	Hg^+
---------------	------------------	--------------	------------------	---------------

Experimento 2

En esta tabla recogeremos los datos de las diferentes pilas que hemos realizado. Indicaremos tanto el potencial teórico, que hallaremos con una tabla de potenciales de cada elemento y la fórmula adecuada que ya hemos indicado en el apartado procedimiento, como el potencial experimental, que hallaremos con la ayuda de un voltímetro.

	$\Delta\mathcal{E}^\circ$ (experimental)	$\Delta\mathcal{E}^\circ = \mathcal{E}^\circ \text{ ánodo} - \mathcal{E}^\circ \text{ cátodo}$ (teórica)	Ánodo	Cátodo
$\text{Cu(s)}/\text{Cu}^{2+}(\text{aq})//\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn(s)}$	1,05 V	1,10 V	$\text{Cu(s)}/\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn(s)}$
$\text{Fe(s)}/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})//\text{Mg}^{2+}(\text{aq})/\text{Mg(s)}$	1,65 V	1,93 V	$\text{Fe(s)}/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq})/\text{Mg(s)}$
$\text{Fe(s)}/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})//\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn(s)}$	0,53 V	0,32 V	$\text{Fe(s)}/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn(s)}$
$\text{Cu(s)}/\text{Cu}^{2+}(\text{aq})//\text{Mg}^{2+}(\text{aq})/\text{Mg(s)}$	1,72 V	2,71 V	$\text{Cu(s)}/\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$	$\text{Mg}^{2+}(\text{aq})/\text{Mg(s)}$

Conclusiones

En esta práctica hemos observado que, la primera parte ha seguido el guion que teníamos previsto, prácticamente sin ningún cambio significativo. También hemos sacado la conclusión de que el zinc tiene un poder reductor mayor que el cobre, por lo tanto, ha reaccionado más.

En la segunda parte de la práctica, observamos que los tres primeros potenciales experimentales encajan con los teóricos. En cambio, el último experimento adquiere un valor bastante alejado del valor teórico. Esto se puede deber a que, como el magnesio reacciona con gran facilidad, la lámina utilizada se dañase en los otros experimentos realizados anteriormente.

Esto último era algo que ya tuvimos en cuenta a la hora de la realización del experimento y por tanto estuvimos un buen rato lijando la lámina de magnesio para quitar las posibles impurezas que quedaran de los experimentos anteriores, pero el potencial no variaba.