

Electrólisis

AGUSTÍN BINORA - AGUSBINORA@YAHOO.COM.AR

Reacciones redox espontáneas

A partir de la tabla de potenciales de electrodo predijimos que se iban a producir todas las reacciones menos la del ácido clorhídrico y el cobre.

Realizamos las reacciones utilizando aproximadamente 2-3 cm³ de cada solución. Estas fueron:

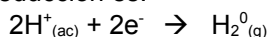
a) HCl (ac) + Fe (s) (con solución 1 M)

Observamos que se desprendieron pequeñas burbujas de un gas (hidrógeno) y que en la muestra apareció un tono amarillo, lo que nos indica la presencia del FeCl₂.

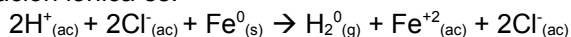
En esta reacción la hemiecuación de oxidación es:



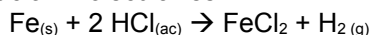
La de reducción es:



La ecuación iónica es:



La ecuación molecular es:



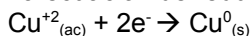
b) HCl (ac) + Cu (s) (con solución 1 M)

En este caso no observamos ningún cambio. Esto se explica porque la reacción no es espontánea: $E_{\text{Cu}/\text{Cu}^{+2}} < E_{\text{H}/\text{H}^+}$.

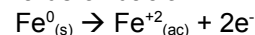
c) CuSO₄ (ac) + Fe (s) (con solución 1 M)

Notamos que el clavo estaba recubierto de una capa brillante de cobre.

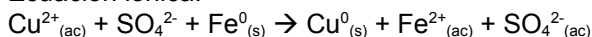
La ecuación de reducción:



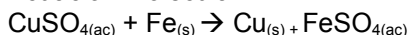
La de oxidación:



Ecuación iónica:



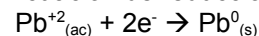
Ecuación molecular:



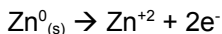
d) Pb(CH₃COO)₂ (ac) + Zn (s) (con solución 1 M)

En este caso observamos que el zinc tenía cristales adheridos. Estos eran de plomo.

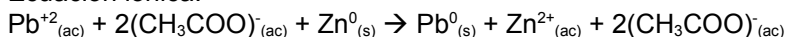
Ecuación de reducción:



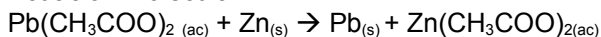
Ecuación de oxidación:



Ecuación iónica:



Ecuación molecular:

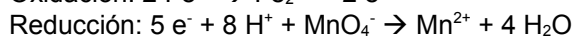
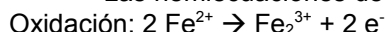


Titulación Redox

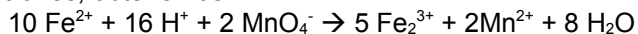
El objetivo de esta parte es determinar la masa de una muestra de sulfato (IV) de hierro (II), disuelta en solución acuosa. Para esto, ponemos en un matraz 20 ml de esta solución, y

agregamos 10 ml de ácido sulfúrico. Colocamos en una bureta el titulante, que será permanganato de potasio 0,09 N, y titulamos hasta obtener en el matraz una solución de color rosa pálido. El volumen de permanganato usado fue de 12,2 ml.

Las hemiecuaciones de la reacción son:



Si multiplicamos la ecuación de oxidación por 5, y la de reducción por 2, para cancelar los electrones, obtenemos:



Con lo cual, la ecuación molecular final, igualada, es:



Entonces vamos a sacar la masa del sulfato (IV) de hierro (II):

1000cm³----- 0,09 equivalentes

12,2 cm³----- 1,098 * 10⁻³ equivalentes.

Como sabemos que la reacción es equivalente a equivalente, tenemos esta misma cantidad de equivalentes de FeSO₄. Entonces, como un equivalente de sulfato ferroso equivale a 1 mol de electrones, según la ecuación de oxidación Fe²⁺ → Fe³⁺ + e⁻ (que es equivalente a la que pusimos antes, ya que se pueden simplificar los 2, incluido el que sirve de subíndice para el hierro oxidado), tenemos 1,098 * 10⁻³ moles de Sulfato ferroso heptahidratado.

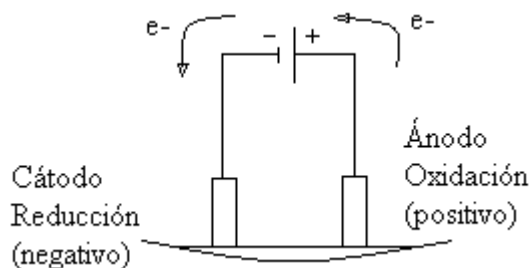
1 mol FeSO₄.7H₂O-----277,8 g

1,098 * 10⁻³ mol ----- **0,3 g. de sulfato ferroso heptahidratado.**

El oxidante en esta reacción es el permanganato de potasio. De acuerdo a la ecuación de antes para la reducción, un equivalente de permanganato equivale a un quinto de mol. La masa de un mol de permanganato de potasio es 158, entonces el equivalente gramo de éste sera un quinto de esta masa: **E_gKMnO₄ = 31,6 g.**

Determinación de la polaridad de una fuente de corriente continua

Colocamos sobre en vidrio de reloj una porción de papel de filtro humedecido con solución de NaCl. Agregamos además, varias gotas de indicador (fenolftaleína). Sobre el papel, colocamos dos electrodos conectados a la fuente de corriente de 12 V. Se observa como en uno de los electrodos, la fenolftaleína vira a violeta. El esquema utilizado fue el siguiente:



De acuerdo a lo sabido, desde la fuente, los electrones “salen” por el borne negativo. De aquí van al electrodo negativo, el cátodo, que es donde ocurrirá la reducción. Podemos pensar esto si sabemos que en la reducción los electrones se encuentran del lado de los reactivos. Como es la parte negativa, a éste se le asociarán los iones de la solución que sean positivos: Na⁺. De acuerdo a la regla práctica, sabemos que si en el cátodo, el catión en solución es de la primer columna de la tabla periódica (a ésta pertenece el Na), lo que se reducirá será el agua de la solución. Por ende, la reacción catódica será: 2 H₂O_(l) + 2 e⁻ → H₂_(g) + 2 OH_(ac)⁻. En la cual se ve que se forma hidrógeno gaseoso, además de hidróxido, que se unirá con el sodio dando NaOH_(ac), que como sabemos da el medio básico por el cual la fenolftaleína viró a violeta.

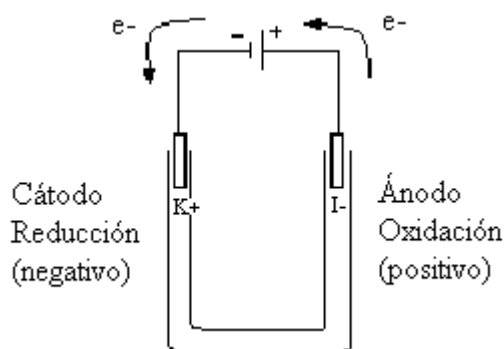
Luego tenemos el electrodo positivo, el ánodo, que es donde ocurre la oxidación. De aquí “saldrán” los electrones que volverán a la fuente. De la misma manera que lo pensamos antes, podemos decir que en el ánodo, los electrones son un producto de la oxidación.

Además, como es el electrodo negativo, se le asociarán los iones Cl^- de la solución. Nuevamente, si aplicamos la regla práctica para el ánodo inatacable, si en la solución hay halógenos, éstos serán los que se oxiden. Por ende, la reacción anódica será: $2 \text{Cl}^-_{(ac)} \rightarrow \text{Cl}_{2(g)} + 2 e^-$. Aquí se ve como el este electrodo se formará cloro gaseoso.

Como se ve en el esquema, los electrones circularán desde el borne negativo de la fuente, hacia el cátodo, luego por la solución hasta el ánodo, volviendo a la fuente. Los iones positivos (Na^+) irán hacia el borne negativo (cátodo) mientras que los aniones Cl^- irán hacia el ánodo.

Electrólisis de una solución de ioduro de potasio

Llenamos un tubo en U con solución 0,05 M de KI. Colocamos los electrodos en cada rama del tubo, y conectamos a la fuente de 12 V. Agregamos unas gotas de fenolftaleína y efectuamos la electrólisis por unos 5 minutos. Observamos que en el electrodo que está conectado al borne negativo la fenolftaleína vira a violeta y se observan burbujas de gas, mientras que en el que está conectado al positivo, aparece una coloración amarilla. El dispositivo usado es el siguiente:



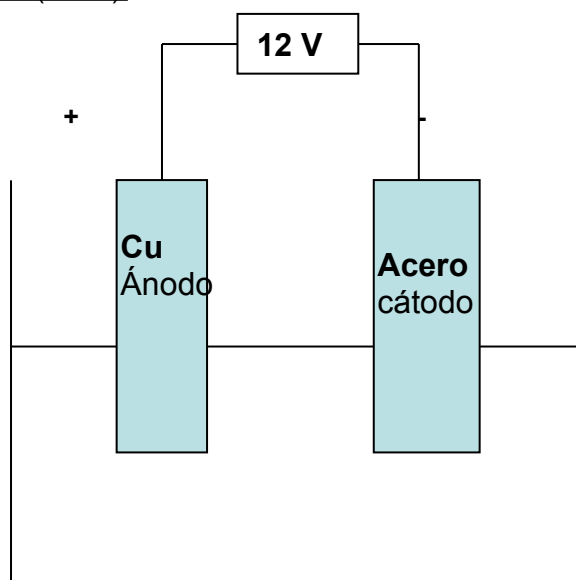
Nuevamente tenemos los electrones que llegan al electrodo negativo, que es el cátodo, ya que en éste, los electrones están del lado de los reactivos. A este electrodo se asocian los iones K^+ de la solución, y como éste no se puede reducir, lo hará el hidrógeno del agua. Por ende, la ecuación catódica es:

$2 \text{H}_2\text{O}_{(l)} + 2 e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2 \text{OH}^-_{(ac)}$. Entonces, podemos concluir que las burbujitas que se formaban alrededor del electrodo eran de hidrógeno gaseoso, y la coloración violeta era producto del medio básico que es el hidróxido asociado al potasio.

Luego, en el electrodo positivo, es donde ocurre la oxidación. A este se le asocian los iones I^- de la solución, que son los que se oxidan (recordemos que el electrodo es inatacable). La reacción anódica es: $2 \text{I}^-_{(ac)} \rightarrow \text{I}_{2(ac)} + 2 e^-$. Estos electrones "volverán" a la fuente, y el yodo molecular es el que, disuelto en agua, da la coloración amarilla.

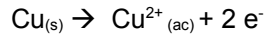
Electrólisis de una solución de sulfato (IV) de cobre (II)

Ánodo atacable (cobre):

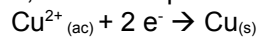




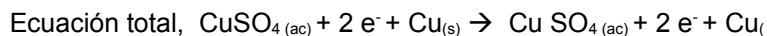
En el ánodo se producirá la oxidación, precisamente del cobre, ya que es atacable. El cobre se encuentra allí en estado metálico, y se oxida a Cu^{2+} , liberando electrones.



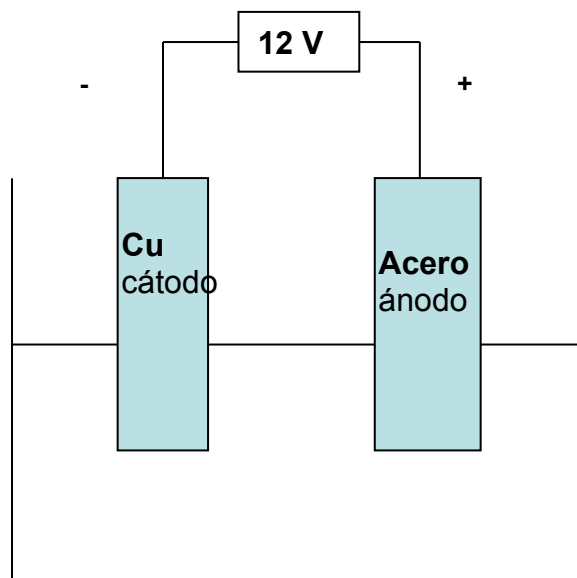
El cátodo, donde se produce una reducción, es de acero inoxidable. Reducirse significaría recibir electrones, y disminuir el número de oxidación. Pero el acero ya está en estado metálico, no se puede reducir, se reduce el Cu^{2+} que está en solución.



En síntesis, una pequeñísima parte del electrodo de cobre pasó a la solución en forma de iones cobre. Éstos luego se depositaron como cobre metálico en el electrodo de acero. Es decir, se produjo un traspaso de cobre metálico de una barra metálica a otra. Como aplicación industrial, se puede realizar siempre que se quiera recubrir algo con un metal puro. Así, mientras el electrodo de este metal se conecte al borne positivo (para asegurarse de que los electrones que la oxidación produce no se queden ahí sino que se bombeen hacia el otro electrodo), se recubrirá el cátodo del metal que yo puse como ánodo.

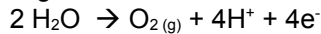


Ánodo inatacable (acero inoxidable):

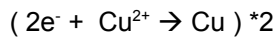




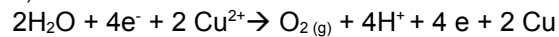
Ahora bombeo electrones desde el ánodo de acero hacia el cátodo. Si saco electrones del acero, algo se oxida ahí, pero el acero no es puesto que es inoxidable. Se oxida –sobre la barra- el agua de la solución.



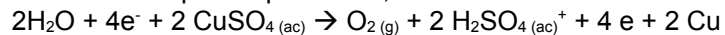
Esta reacción libera electrones, la fuente eléctrica los toma y los lleva hacia el cátodo, donde habrá pues una mayor densidad de cargas negativa. Esto asegura que allí pueda haber reducción, la reacción propia del cátodo. Tengo en éste cobre metálico, pero no se puede reducir, ya se encuentra con su menor nro de oxidación. Por lo tanto se reduce –sobre la barra de cobre- el Cu^{2+} de la solución.



Sumando ambas,



Completando con las otras especies presentes,



Como resultado, en la barra de acero vemos que salen burbujitas, correspondientes a $\text{O}_2(\text{g})$, y en la barra de cobre se deposita más cobre puro, engrosando la barra.

Industrialmente se puede utilizar este procedimiento para “purificar” un metal. Puedo recubrir por ejemplo una barra de cobre que no es del todo pura con una lámina de cobre que estoy seguro que es 100% cobre metálico. Además, en el caso en que el acero tenga adherido un poco de un metal (como por ejemplo después de realizar la experiencia con ánodo atacable, donde el acero quedó recubierto de cobre), puedo limpiar el acero si conecto éste al borne positivo, es decir, de forma tal que allí se oxide esa impureza de cobre, pase a la solución, y se vaya al otro electrodo.

Nota: observar que se produce un medio ácido como consecuencia de la oxidación del agua, por lo que, de agregar un indicador que trabaje a los phs apropiados, se podría apreciar una coloración.

AGUSTÍN BINORA - AGUSBINORA@YAHOO.COM.AR



UNIVERSIDAD DE BUENOS AIRES

FACULTAD DE INGENIERÍA