

INTRODUCCIÓN

1. INTENSIDAD

- 1 Magnitud de una fuerza, cualidad, efecto, etc. por unidad de espacio o de tiempo, o comparada con otra que sirve de unidad.
- 2 Intensidad del sonido o de la voz, cualidad por la cual se les oye a mayor o menor distancia y que depende de la mayor o menor amplitud de las vibraciones sonoras.
- 3 Vehemencia de los afectos y operaciones del ánimo.

2. CONCENTRACIÓN

- 1 Reunir en un centro o punto (lo que estaba separado): el poder en una mano; el interés se concentra en una escena; el gobierno concentró tropas en la capital.
- 2 DEP. Reunir, aislar (a un deportista o a un equipo) en un lugar antes del encuentro.
- 3 QUÍM. Añadir más soluto a una disolución.

3. DISOLUCIONES

El agua destilada, el hierro, el alcohol etílico, la sal y el azúcar son sustancias puras. Cada una de ellas se reconoce por sus propiedades características: temperatura de fusión, densidad, calor específico, etc.

Si, por ejemplo, ponemos en contacto sal con agua, observamos que la sal desaparece, pasando a formar parte de; líquido. La sal se ha diluido en el agua.

En todos los casos la mezcla de sustancias da lugar a un líquido homogéneo, donde, a simple vista, no puede distinguirse si está formada por una o varias sustancias.

—Estas mezclas homogéneas de sustancias puras se llaman soluciones o disoluciones.

En la vida ordinaria son más frecuentes las disoluciones que las sustancias puras.

El agua de mar filtrada es una disolución de varias sales en agua, siendo el cloruro sódico (sal común) la más abundante.

El aire que respiramos es una disolución de oxígeno y otros gases disueltos en nitrógeno. Las bebidas refrescantes son disoluciones formadas por azúcar, dióxido de carbono, aromatizantes y otros ingredientes en agua.

la gasolina empleada en los automóviles es una disolución preparada en la industria, mezclando hidrocarburos compuestos de carbono e hidrógeno con agentes antidetonantes y otras sustancias.

4. ELECTRÓLISIS

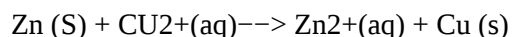
Células electrolíticas

Sabemos que los procesos químicos son espontáneos cuando $AG < 0$, no lo son cuando $AG > 0$ y están en equilibrio cuando $AG = 0$.

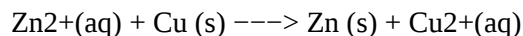
En el caso de los procesos redox, esto se podía también deducir de la diferencia entre los potenciales de ambas

semirreacciones. La reacción global es espontánea, no lo es o está en equilibrio según sea $E > 0$, $E < 0$ o $E = 0$, respectivamente. Pero es necesario insistir repetidamente en que un proceso no espontáneo no significa un proceso imposible.

Por ejemplo, el proceso que tiene lugar en una pila Daniel;



transcurre espontáneamente en el sentido en que está escrito. Si la reacción se produce en condiciones normales (temperatura de 25 °C y concentraciones 1 M de las especies iónicas) la pila produce una diferencia de potencia de $+0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$, actuando el electrodo de cinc como polo negativo (ánodo) y el electrodo de cobre como polo positivo (cátodo). El proceso inverso:



es un proceso no espontáneo que es posible si se aporta la energía eléctrica adecuada a partir de un circuito exterior. En el caso concreto de condiciones normales o estándares, será posible si se establece una diferencia de potencial superior a 1,10 voltios entre ambos electrodos, haciendo que actúe el electrodo de cinc de polo positivo y el electrodo de cobre de polo negativo. De esta manera, la diferencia de potencial externa es inversa y superior a la que se establecería entre los electrodos si el sistema se abandonara a su comportamiento espontáneo.

El anterior es un ejemplo de los procesos designados como electrólisis y el sistema de reacción junto con la fuente de potencial externa se conoce como celda electrolítica.

· En el electrodo *negativo* se produce una semirreacción de *reducción* y se denomina *cátodo*.

· En el electrodo *positivo* se produce una semirreacción de *oxidación* y se denomina *ánodo*.

Cátodo (-) $\text{Zn}^{2+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$ Reducción

Ánodo (+) $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$ Oxidación

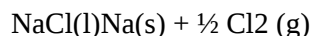
Está claro que las denominaciones y las semirreacciones que se producen en el polo positivo y en el negativo de una celda electrolítica son inversas de las correspondientes a una pila galvánica.

* **Electrólisis de una sal fundida**

Si en una celda electrolítica con electrodos inertes (grafito o platino) se introduce un compuesto iónico fundido, como el cloruro sódico, NaCl, los iones positivos se dirigirán al cátodo donde captarán electrones y se reducirán, mientras los iones negativos se dirigirán al ánodo donde cederán electrones oxidándose:

Cátodo (-) $\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$ Reducción

Ánodo (+) $2 \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$ Oxidación



Este es un proceso de interés industrial tanto para la obtención de sodio metálico como de gas cloro (muy utilizado como blanqueador y desinfectante).

* **Electrólisis del agua**

Otro ejemplo de electrólisis es el que se produce al aplicar una diferencia de potencial suficiente al agua. Para aumentar la conductividad eléctrica del agua y facilitar el proceso es conveniente que sea acidulada con un poco de ácido sulfúrico que no es volátil. De los electrodos se desprenden dos gases: el hidrógeno y el oxígeno.

Cátodo (-) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ Reducción

Ánodo (+) $2\text{OH}^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$ Oxidación

$\text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{H}_2\text{(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_2 \text{(g)}$

La reacción global anterior muestra claramente el sentido semántico de; nombre electrólisis: descomposición por corriente eléctrica.

*** Electrólisis de una sal en disolución**

Si en una celda electrolítica se dispone una solución de NiCl_2 y se hace pasar corriente eléctrica, con la diferencia de potencia; adecuada, se observará que de; ánodo se desprende un gas, cloro, mientras que el cátodo se recubre de una película **metálica** brillante de níquel.

Cátodo(-) $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}$ Reducción

Ánodo(+): $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ Oxidación

$\text{NiCl}_2\text{(aq)} \rightarrow \text{Ni (s)} + \text{Cl}_2 \text{(g)}$

En cambio, si se hace lo mismo con una disolución de NaCl , las semirreacciones que se producen son:

Cátodo(-) $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$ Reducción

Ánodo $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$ Oxidación

En el cátodo, no se produce la semirreacción:

$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Na}$

debido a que el potencial de reducción del sodio ($E^\circ = -2,71 \text{ V}$) es menor que el de; hidrógeno ($E^\circ = 0,00 \text{ V}$), o sea, que los iones H^+ tienen una avidez de electrones superior a la de los iones Na^+ y, consecuentemente, se reducen aquéllos y no éstos.

En general, en los electrodos se descargarán primero aquellos iones de la disolución que tengan el potencial de reducción más elevado (en el caso de cationes) o más bajo (en el caso de aniones).

4.1. APLICACIONES DE LOS PROCESOS ELECTROLÍTICOS

Entre las aplicaciones de la electrólisis, hay que nombrar:

1) **Los procesos de obtención de elementos** como hidrógeno, oxígeno, cloro y metales como el sodio o el magnesio, a partir del agua y de las sales en estado de fusión.

2) **Purificación de metales**, especialmente cobre, plata, oro y aluminio. El metal a purificar es colocado como polo positivo (ánodo). El paso de la corriente hace que el metal a purificar, como el cobre, y las impurezas

menos nobles que él (por ejemplo Zn o Fe) se oxiden y pasen a la disolución como cationes. Las impurezas constituidas por metales más nobles (como Ag o Au) no se oxidan y se acumulan en el fondo de la celda electrolítica. Los iones Cu^{2+} son reducidos en el cátodo pero no pasa así con las impurezas de los metales más activos que quedan en disolución. El cobre se recupera, pues, con un grado de pureza más elevado.

3) **Galvanostegia.** Consiste en el recubrimiento de objetos con una capa metálica depositada electrolíticamente. Generalmente se recubre con metales más nobles y estables, otras veces no lo son tanto. El cromado y niquelado son habituales en las piezas de acero que se exponen a la intemperie (coches, motos, piezas de máquinas, etc.). Los recubrimientos de oro y plata también son muy habituales en relojería y joyería. La pieza a recubrir se coloca como cátodo de la celda electrolítica y es muy conveniente que sea metálica, cosa que le asegura la conductividad eléctrica, aunque, actualmente, existen procedimientos para recubrir piezas no metálicas.

4) **Galvanoplastia.** Consiste en reproducir objetos utilizando la deposición electrolítica de metales pero sobre moldes, bien metálicos, bien de cera, plástico, yeso, etc. Los moldes que no sean metálicos se hacen conductores extendiendo sobre su superficie polvos de grafito. Finalmente, el depósito metálico se separa del molde y se rellena de material que convenga (yeso, plástico, plomo, etc.). Es un proceso utilizado para reproducir medallas, figuritas, etcétera.

5. PILAS GALVÁNICAS

Una pila está formada por dos electrodos comunicados eléctrica e iónicamente. Esta comunicación consiste en:

- Un conductor sólido para que los electrones puedan ir de un electrodo a otro, desde el más negativo al más positivo.
- Un tabique de porcelana o vidrio porosos o un puente salino formado por un tubo en U taponado con algodón o lana de vidrio en los extremos y que contiene una disolución conductora de una sal inerte respecto de la reacción de los electrodos (como por ejemplo KCl o KNO_3). Ambos sistemas permiten la difusión tanto de los iones positivos como de los negativos de una disolución a la otra, en el sentido de igualar la carga neta de las dos disoluciones.

Esto evita que tanto en uno como en el otro electrodo se llegue al equilibrio y permite que la oxidación en uno y la reducción en el otro progresen hasta llegar al agotamiento de los reactivos.

Una pila consiste, de hecho, en la separación física de los dos componentes de una reacción redox de manera que los electrones tienen que ir de la sustancia que se oxida a la que se reduce a través de un circuito eléctrico externo y se pueden aprovechar para producir trabajo (luz, motores, etc.).

En una pila, los electrones circulan del electrodo más negativo al positivo.

En las pilas, se denomina:

- Ánodo al electrodo negativo. Donde hay una semirreacción de oxidación.
- Cátodo al electrodo positivo. En él se produce una semirreacción de reducción.

PARTE PRÁCTICA

MATERIAL:

- Amperímetro (tester).
- Transformador.
- Hilo conductor.
- Agua destilada.
- Cucharilla.
- Dos electrodos de grafito.
- Una probeta.
- Una pesa.
- Un vidrio reloj.
- Unos gramos de cloruro sódico.
- Una varilla.
- Un vaso de precipitados.
- Dos circunferencias de cartón.
- Una fuente de alimentación.
- Un mortero.

PROCEDIMIENTO:

Medimos cien mililitros de agua destilada en una probeta y lo metimos en el vaso de precipitados cuya capacidad era de 250 mililitros.

Posteriormente machacamos cloruro sódico en el mortero y con la ayuda de la cucharilla lo colocábamos sobre el vidrio reloj. El cloruro sódico que poníamos sobre el vidrio reloj tenía que pesar 0.1 gramos. Luego lo introducíamos en el agua destilada y lo removíamos con la varilla hasta que quedara totalmente disuelto. Después metíamos los electrodos en el agua, los cuales ya estaban conectados a un circuito cerrado que se componía de una fuente de alimentación continua y estable de la que salían siempre 12 voltios, de aquí salían dos hilos conductores conectados a los dos electrodos y a su vez otro hilo conductor que se conectaba al tester para poder medir la intensidad, y encendíamos la fuente de alimentación.

En el tester se podían comprobar las variaciones de la intensidad.

Con la ayuda del cloruro sódico se podían ver también las reacciones que se producían.

TABLA DE VALORES:

0.0 0 0 0

0.4

0.8

1.2

1.6

2.0

2.4

2.8

3.2

3.6

4.0

CONCLUSIÓN: