

REACCIONES QUÍMICAS





La materia puede sufrir cambios mediante diversos procesos. No obstante, todos esos cambios se pueden agrupar en dos tipos:

cambios físicos y cambios químicos.



CAMBIOS FÍSICOS

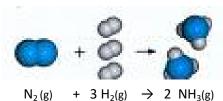
En estos cambios no se producen modificaciones en la naturaleza de la/las sustancias que intervienen. Ejemplos de este tipo de cambios son:



CAMBIOS QUÍMICOS

Las reacciones químicas son procesos en los que una o más sustancias se transforman en otra u otras con propiedades diferentes. Los cambios químicos alteran la estructura interna de las sustancias reaccionantes. Los enlaces entre los átomos que forman las sustancias iniciales (**Reactivos**) se rompen y los átomos se reorganizan de otro modo, formando nuevos enlaces y dando lugar a una o más sustancias diferentes (**Productos**). En este caso, los cambios si alteran la naturaleza de las sustancias: desaparecen unas y aparecen otras con propiedades muy distintas. No es posible volver atrás por un procedimiento físico (como calentamiento o enfriamiento, filtrado, evaporación, etc.)





Resumiendo: una **reacción química** es un proceso por el cual una o más sustancias, llamadas **reactivos**, se transforman en otra u otras sustancias con propiedades diferentes, llamadas **productos**.

Generalmente, se puede decir que ha ocurrido una reacción si se observa que al interactuar los reactivos se da la formación de un precipitado,



formación de algún gas, cambio de olor o cambio de color durante la reacción.

- ✓ La o las sustancias nuevas que se forman suelen presentar un aspecto totalmente diferente del que tenían las sustancias de partida.
- ✓ Durante la reacción se desprende o se absorbe energía:
 - **Reacción exotérmica**: se desprende energía en el curso de la reacción.
 - Reacción endotérmica: se absorbe energía durante el curso de la reacción.
- ✓ Se cumple la **ley de conservación de la masa**: la suma de las masas de los reactivos es igual a la suma de las masas de los productos. Esto es así porque durante la reacción los átomos ni aparecen ni desaparecen, sólo se reordenan en una disposición distinta.

Una reacción química se representa mediante una **ecuación química**. Para leer o escribir una ecuación química, se deben seguir las siguientes reglas:

• Las fórmulas químicas de los reactivos se escriben a la izquierda, y las de los productos a la derecha, separadas ambas por una flecha que indica el sentido de la reacción.

REACTIVOS → **PRODUCTOS**

 A cada lado de la reacción, es decir, a derecha y a izquierda de la flecha, debe existir el mismo número de átomos de cada elemento.

Cuando una ecuación química cumple esta segunda regla, se dice que está **ajustada** o **equilibrada**. Para equilibrar reacciones químicas, se ponen delante de las fórmulas unos números llamados **coeficientes estequiométricos**, que indican el número especies que intervienen en la reacción.

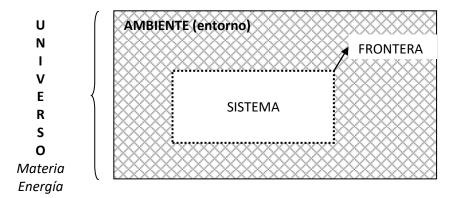
Si se quiere o necesita indicar el estado en que se encuentran las sustancias que intervienen o si se encuentran en disolución, se puede hacer añadiendo entre paréntesis los siguientes correspondientes, detrás de la fórmula química correspondiente: (s) = sólido (l) = líquido (g) = gas (ac) = disolución acuosa

Analizar procesos físicos y químicos implica abordarlos desde múltiples aspectos: la rapidez con que éstos se producen, la energía involucrada en ellos, o el mecanismo por medio del cual ocurren . Cada uno de ellos merece un estudio particular.

Uno de estos enfoques permite determinar los intercambios energéticos involucrados y están relacionados con la espontaneidad de los mismos el cual abordaremos a continuación: el enfoque termodinámico.

TERMODINÁMICA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS:

La Termodinámica es la disciplina que se ocupa de estudiar los intercambios energéticos que tienen lugar durante los procesos físicos y químicos entre el sistema y su entorno.





Primera Ley De La Termodinámica:

Establece que la energía en el universo se conserva, considerándose éste un sistema aislado.

Energía es la capacidad para realizar un trabajo y se expresa en Joule (J) según el SI. Entre otras energías se encuentran la cinética y la potencial.

- Energía cinética: está asociada el movimiento por ejemplo la energía térmica del movimiento vibracional, rotacional y traslacional de las partículas (átomos, moléculas o iones) y energía eléctrica de los electrones al desplazarse por un conductor, entre otros.
- Energía potencial: se asocia a la posición de un objeto por ejemplo la energía química potencial relacionada con las atracciones entre los electrones y los núcleos atómicos de las moléculas. Al reordenarse éstos en una reacción química su energía potencial se modifica.

Para un sistema dado se puede definir una función de estado que es su energía interna y se representa con la letra **E**. Para poder determinar **E**, es necesario considerar todos los aportes de energía (cinética y potencial) que están presentes en el sistema lo cuál es muy difícil de determinar. Por ello, en lugar de trabajar con energía interna **E** se suele utilizar la variación de la energía interna (**ΔE**), que se manifiesta cuando ocurre algún tipo de intercambio entre el sistema y el ambiente.

En particular, para un sistema cualquiera contenido en el universo, la energía que éste intercambiará con su entorno será en forma de calor y de trabajo.

Los tipos de trabajo involucrados son de expansión- compresión (para sistemas gaseosos) y eléctrico.

Cambio en la energía interna

 $\Delta E = q + w$

Donde w Trabajo realizado

q Calor transferido

Considerando lo expresado anteriormente con respecto al trabajo y teniendo en cuenta que no trabajaremos con sistemas gaseosos en esta oportunidad, consideraremos que el trabajo eléctrico (aquel que realiza un sistema para transportar una determinada cantidad de carga eléctrica a través de un circuito eléctrico) es la forma de trabajo que se puede manifestar en los cambios que estudiaremos.

Segunda Ley De La Termodinámica

Expresa que los cambios se llevan a cabo en un determinado sentido. Con este enunciado es posible determinar la espontaneidad de un proceso.

Recordemos que un cambio (ya sea químico o físico) es espontáneo cuando sucede sin la intervención de ninguna influencia externa.

En un proceso espontáneo la entropía del universo aumenta (universo = sistema + entorno), y ésta está relacionada con la energía libre de Gibbs (G), cuya variación permite conocer la espontaneidad o no de un proceso.

ΔG <0 sistema que experimenta un proceso espontáneo.

 $\Delta G = 0$ sistema en equilibrio.

ΔG >0 sistema que experimenta un proceso no espontáneo.



POTENCIAL ELÉCTRICO DE MATERIALES

El potencial eléctrico en cualquier punto se define como la energía requerida para mover una carga de prueba desde el infinito a ese punto.

Cuando se da una reacción en la que se involucra intercambio de electrones (reacciones redox), los electrones se intercambian de forma espontánea desde el material con mayor potencial eléctrico al de menor potencial eléctrico.

Dado que el ΔG guarda una relación de proporcionalidad con la FEM $\boldsymbol{\xi}$, (que se explicará más adelante):

$$\Delta G = -K. \epsilon_{del \, sistema}$$

En este curso se hará una aproximación, considerando a la ${\pmb \epsilon}$ como criterio de espontaneidad.

ALGUNAS REACCIONES PARTICULARES: LAS REACCIONES REDOX

De ahora en más, estudiaremos algunas reacciones químicas particulares, teniendo en cuenta cómo se producen.

Existen ciertas reacciones químicas en las que ocurren procesos que involucran intercambios de electrones entre las especies reaccionantes. Estas reaccionen se llaman PROCESOS REDOX. En ellas una especie se oxida y la otra se reduce.

> OXIDACIÓN: es el proceso por el cual una especie química pierde electrones:

Por ejemplo: M ----> M + e

> REDUCCIÓN: es el proceso por el cual una especie química gana electrones:

Por ejemplo: X⁺ + e⁻ -----> X

Podemos representar los cambios químicos mediante dos semi reacciones y la reacción global es la suma de ambas: M + X⁺ -----> M ⁺ + X

AGENTE OXIDANTE: es la sustancia química que en un proceso redox contiene a la especie que se reduce, provocando que otra especie se oxide.

AGENTE REDUCTOR: es la sustancia química que en un proceso redox contiene a la especie que se oxida, provocando que otra especie se reduzca.

Una forma sencilla de reconocer un proceso como redox, es determinar cuáles son los cambios en el número de oxidación de las sustancias que intervienen en el mismo.

NÚMERO DE OXIDACIÓN: es un número arbitrario que se asigna de acuerdo a determinadas reglas y que permite identificar los procesos redox.

REGLAS PARA DETERMINAR EL NÚMERO DE OXIDACIÓN:

- 1. El número de oxidación de las sustancias simples es cero
- 2. El número de oxidación más común del oxígeno es -2 (excepto en peróxido)
- 3. El número de oxidación más común del hidrógeno es +1 (excepto en hidruros)
- 4. La suma de los números de oxidación de los elementos de un compuesto debe ser cero.
- 5. La suma de los números de oxidación de los elementos que forman un ión es igual a la carga de dicho ión.



Ej:
$$Zn + HCI -----> ZnCl_2 + H_2 PROCESO REDOX$$

 $NaHCO_3 + HCI -----> NaCI + CO_2 + H_2O NO ES UN PROCESO REDOX$

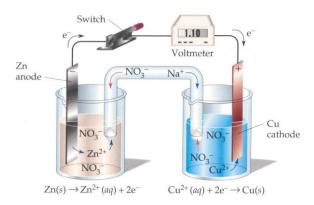
<u>ELECTROQUÍMI</u>CA

Si una reacción redox, se produce de tal manera que los reactivos no se encuentran en un mismo recipiente, se establecerán <u>condiciones electroquímicas</u> y la reacción se llevará a cabo a través de conductores eléctricos que transportan carga provocando el flujo de electrones (corriente eléctrica). Cada uno de estos recipientes se denomina semicelda y todo el dispositivo constituye una CELDA ELECTROQUÍMICA.

Los componentes de una celda electroquímica son:

- ELECTRODOS: Anodo y Cátodo
- ELECTROLITO: Puente salino y solución electrolítica que permiten el transporte de cargas entre el ánodo y el cátodo.
- ❖ CABLES CONDUCTORES: permiten cerrar el circuito, pueden estar conectados a una fuente o a un dispositivo que consuma energía eléctrica.

En una de las semiceldas ocurre la reducción y por ello al electrodo se lo denomina CATODO. En la otra semicelda ocurrirá entonces la oxidación, por este motivo el electrodo se llama ANODO. (el electrodo permite el pasaje de los electrones a la solución iónica o al circuito exterior).



Esta definición de cátodo y ánodo, se refiere únicamente al comportamiento químico de las especies, sin importar la polaridad del circuito, la cual dependerá del tipo de celda electroquímica empleada.

Resumiendo, las celdas electroquímicas pueden definirse como un dispositivo que convierte energía eléctrica en química o energía química en eléctrica, por medio de reacciones electroquímicas de oxidación y reducción.

La electroquímica entonces, estudia la interacción entre la energía eléctrica y la energía química, y dependiendo del sentido de la transformación, se definen dos tipos de celdas:

CELDAS GALVANICAS: son aquellas en las que se transforma espontáneamente energía eléctrica a partir de energía química. Son ejemplos de ellas las pilas y las baterías (pilas conectadas en serie).

CELDAS ELECTROLITICAS: son aquellas en las que se consume energía eléctrica (proporcionada por una fuente) para provocar una reacción electroquímica, que no se produce espontáneamente.

Una celda electroquímica está formada por una combinación adecuada de electrodos. La diferencia de potencial que se genera entre ambos electrodos, cuando no circula corriente por ellos, se denomina FUERZA ELECTROMOTRIZ (fem), se representa: $\boldsymbol{\varepsilon}$ y se mide en Volt (V). La fem de cualquier celda galvánica depende de:

- □ La naturaleza de las reacciones químicas La concentración de las especies que se oxidan y reducen
- ⇒ La temperatura de la celda
- □ La presión de los gases que intervienen en los procesos redox

$$\varepsilon_{\text{CELDA}} = \varepsilon_{\text{RED}} + \varepsilon_{\text{OX}}$$

Puede determinarse este potencial tomando como referencia un electrodo al cual se le asigna arbitrariamente el valor cero, éste es el electrodo de hidrógeno. Si se mide el potencial (fem) de celda tomando como referencia el electrodo de hidrógeno y se fijan las condiciones de trabajo: temperatura 25ºC y condiciones estándar, se pueden elaborar tablas de potenciales.



CONDICIONES ESTÁNDAR: P= 760 mmHg, concentración de especies: 1 M

NOTA: Al final del repartido encontrarás las tablas de potenciales de oxidación y de reducción determinadas en condiciones estándar.

PILAS

Son dispositivos diseñados de tal manera que transforman energía química en eléctrica. Se basan en una celda galvánica.

Según cuales sean los componentes de dicha celda, tendremos diferentes opciones de pilas que generarán diferentes voltajes, según cuáles sean estos componentes. El tamaño de las pilas determinará el amperaje de las mismas. Entre las más usadas comercialmente encontramos:

PILA SECA

También llamada pila Le clanché.



Es la pila más corriente, utilizada ampliamente en aparatos de bajo consumo como: radios portátiles, linternas, etc.

Suministra una fuerza electromotriz de 1,5V. Su capacidad de almacenamiento de energía es bastante reducida y, además, tienen tendencia a descargarse cuando no se utilizan.

Están constituidas por una barra de grafito, que hace de polo positivo, roc (IV), y un recipiente de zinc que es el polo negativo. Como conductor iónico se cloruro amónico embebida en un sólido absorbente como aserrín o carbón en po descarga se le suele incorporar pequeñas cantidades de mercurio:

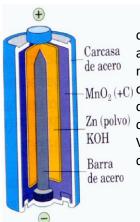


Ánodo:
$$Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$$

Cátodo: 2 MnO₂ + 2 NH₄⁺ + 2 e⁻
$$\rightarrow$$
 Mn₂O₃ + 2 NH₃ + H₂O

Actualmente, se suelen comercializar en forma blindada, cilíndrica. En el mercado encontramos dos calidades: la serie azul, básica, y la serie roja con mayor capacidad de almacenamiento de energía y menores descargas accidentales. Recientemente se han lanzado al mercado las pilas verdes, cuyo contenido en mercurio es nulo o casi nulo.

PILA ALCALINA



Es una versión mejorada de la pila anterior en la que se ha sustituido el conductor iónico cloruro de amonio por hidróxido potásico (de ahí su nombre de alcalina). El recipiente de la pila es de acero y la disposición del zinc y del óxido de manganeso (IV) es la contraria, situándose el zinc, ahora en polvo, en el centro. La cantidad de mercurio empleada para regularizar la descarga es mayor. Esto le confiere mayor duración, más constancia en el tiempo y mejor rendimiento. Por contra su precio es más elevado. También suministra una fuerza electromotriz de 1,5 V. Se utiliza en aparatos de mayor consumo como: grabadoras portátiles, juguetes con motor, flashes.

Ánodo: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^{-}$

Cátodo: $2 \text{ MnO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + 2 \text{ OH}^-$



ar

PILA BOTÓN

También llamada pila de mercurio.

La fuerza electromotriz producida es de 1,35 V. El polo negativo es un amalgama de zinc y el polo positivo es de acero en contacto con una pasta de óxido de

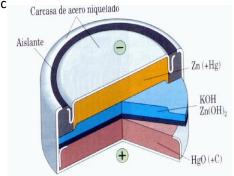
mercurio (II), hidróxido potásico e hidróxido de zinc

contiene mayor cantidad de mercurio que las ce más contaminantes.

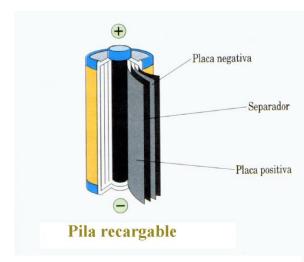
La ventaja de esta pila es que puede construirse con un tamaño muy reducido (de ahí su nombre) lo que permite utilizarla en aparatos de pequeño tamaño que requieran una importante capacidad de energía como: relojes, calculadoras extraplanas, audífonos, sin embargo es bastante más cara que las anteriores.

 $\acute{A}nodo$: Zn(Hg) + 2 OH⁻ → ZnO + H₂O + 2 e⁻

Cátodo: $2 \text{ HgO} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{ e}^- \rightarrow \text{HgO} + 2 \text{ OH}^-$



ACUMULADOR DE NÍQUEL-CADMIO



Ánodo: Cd \rightarrow Cd²⁺ + 2 e⁻ Cátodo: Ni₂O₃ + 3 H₂O + 2e⁻ \rightarrow 2 Ni²⁺ + 6OH⁻ Es más conocido como pila recargable. El polo negativo es una lámina de cadmio y el polo positivo una lámina de óxido de níquel (III). Ambas están enrolladas y separadas por láminas empapadas en una papilla de hidróxido potásico.

Suministra una fuerza electromotriz de 1,2 V. Su vida útil comporta múltiples ciclos de carga y descarga, pudiendo alcanzar hasta los quince años de duración si ambas operaciones se realizan de forma correcta.

Por ello, aunque el precio es muy superior a cualquiera de las anteriores, a la larga resulta más barata, habiendo comenzado a ser un serio competidor de ellas.

Es conveniente utilizarla en aplicaciones que requieran un consumo elevado como: grabadoras, juguetes electrónicos... Incluso presenta la ventaja de que mantiene la tensión constante durante todo el periodo de uso, y al acabarse la energía el aparato se detiene de golpe, cosa que no ocurre con las anteriores.

ACUMULADOR O BATERIA DE PLOMO

Consta de seis celdas dispuestas en serie. El ánodo es de plomo (Pb) y el cátodo de óxido plúmbico (PbO2), ambos inmersos en una solución 38% en masa de ácido sulfúrico (H2SO4).

El voltaje de cada celda es de 2 V, or lo que la batería entrega un voltaje total de 12 V.

Los reactivos: plomo y óxido plúmbico, entre los cuales ocurre la transferencia de electrones están en estado sólido por lo que no es necesario separar la celda en compartimentos anódico y catódico. Para evitar que ambos



electrodos se toquen se colocan separadoresde madera o fibra de vidrio entre ellos. Otra ventaja surge del hecho de que ambos reactivos sean sólidos: no influyen en el potencial de celda, por lo que éste permanecerá relativamente constante durante la descarga.

El acumulador de plomo se puede recargar. Durante la recarga se emplea una fuente externa de energía, para invertir el sentido de la reacción redox espontánea. La energía necesaria par recargar la batería de un



automóvil la proporciona un generador impulsado por el motor. La recarga es posible porque el PbSO4que se forma durante la descarga se adhiere a los electrodos.

Ánodo: Pb +
$$SO_4^{2-} \rightarrow PbSO_4 + 2e^-$$

Cátodo: PbO₂ + 4 H⁺ + SO_4^{2-} + 2 e \rightarrow PbSO₄ + 2 H₂O

BATERÍA DE LITIO



Este dispositivo se caracteriza por la baja densidad de sus componentes, su elevada capacidad energética y su elevada resistencia a la descarga. Junto al poco efecto memoria, ha permitido su empleo en la industria electrónica desde el año 1990 sobre todo en teléfonos celulares y agendas electrónicas.

Sin embargo, su rápida degradación y sensibilidad a las elevadas temperaturas es una importante limitación en su uso que puede resultar en su destrucción por inflamación o incluso explosión.

Ánodo:
$$LiCoO_2 \rightarrow Li1-xCoO_2 + x Li^{\dagger} + xe$$

Cátodo: Li+ + xe- +6C
$$\rightarrow$$
 LixC₆

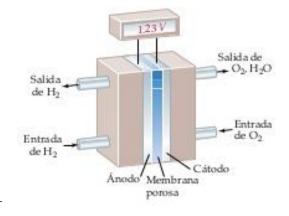
Donde compuestos del tipo Li1-xCoO₂ son compuestos cerámicos no estequiométricos

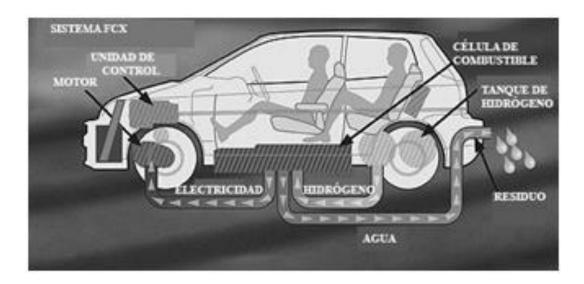
CELDA DE COMBUSTIBLE

Son celdas voltaicas en las cuales los reactivos se están administrando en forma continua a la celda y los productos se eliminan de manera continua de la misma. Se emplea en naves espaciales para complementar la energía que se obtiene de las celdas solares. El H₂ líquido se lleva a bordo como propulsor y se introduce en el compartimiento anódico, mientras que el oxígeno alimenta al compartimiento catódico formado por carbón poroso impregnado con catalizador de Pd o Pt en forma de polvo muy fino.

Ánodo:
$$H_2 + 2 OH \rightarrow 2 H_2O + 2 e^-$$

Cátodo: $O_2 + 2 H_2O + 4 e^-$ catalizador 4 OH







CORROSIÓN ELECTROQUÍMICA

La corrosión se define como el deterioro de los materiales ocasionado por algún agente externo. Si nos referimos a los materiales metálicos, su deterioro se produce a través de una reacción electroquímica. Esta resulta de la formación sobre la superficie metálica de multitud de zonas anódicas y catódicas; el electrolito es, (en caso de no estar sumergido o enterrado el metal), el agua condensada de la atmósfera, para lo que la humedad relativa deberá ser del 70%. La corrosión electroquímica es un proceso espontáneo que denota siempre la existencia de una zona anódica (la que sufre la corrosión), una zona catódica y un electrolito, y es imprescindible la existencia de estas tres especies, además de una buena unión eléctrica entre ánodos y cátodos.

Las reacciones que tienen lugar en las zonas anódicas y catódicas son las siguientes:

ánodo: M → M ⁿ⁺ + ne⁻ (oxidación)

cátodo: $2H^{+} + 2e^{-} \rightarrow H_{2}$ (medio ácido)

 $O_2+2H_2O+4e^- \rightarrow 4OH^-$ (medio neutro y alcalino)

(reducción)

A simple vista es imposible distinguir entre una zona anódica y una catódica, dada la naturaleza microscópica de las mismas (micropilas galvánicas). Al cambiar continuamente de posición las zonas anódicas y catódicas, llega un momento en que el metal se oxida totalmente.

El fenómeno de corrosión más conocido es la herrumbre del hierro. Sin embargo cuando un objeto de plata se oscurece o se forma una capa verdosa sobre el cobre y sus aleaciones, también se habla de corrosión. Es necesario recordar que si bien todos los metales se oxidan, no todos se corroen.

Algunos metales como el aluminio forman un óxido que se adhiere a la superficie y lo aísla del ambiente, evitando de esa manera que la oxidación continué. Este fenómeno se conoce como **pasivación** y puede ser utilizado como método de protección.

PROTECCIÓN DE LOS MATERIALES

Para evitar la corrosión se puede recurrir a procesos físicos o químicos. Entre los primeros encontramos el recubrimiento con pinturas o barnices que actúan simplemente aislando el ánodo y el cátodo. Pero ya que la corrosión de los metales en ambientes húmedos es de naturaleza electroquímica, los métodos más efectivos son los electroquímicos.

Estos sistemas de protección contra la corrosión están basados en la eliminación de alguno de estos elementos o en hacerlos inoperantes y requieren de un cambio en el potencial del metal para prevenir o al menos disminuir su oxidación.

- a) Si se recubre el hierro con una capa de zinc, que es un metal que se oxida con más facilidad, se forma una capa protectora que impide que el hierro se deteriore. Esta forma de protección se denomina *galvanizado*.
- b) Otra posibilidad la deposición metálica. Consiste en usar una capa de estaño recubierta con una película de óxido, tal como se usa en la latas de conserva. Este método presenta el inconveniente de que si la película se daña, la corrosión del hierro se dará más rápidamente, debido a que el estaño tiene mayor potencial de oxidación que el hierro.
- c) La protección catódica, es un tipo de protección contra la corrosión, en el cual el potencial del electrodo del metal en cuestión se desplaza en la dirección negativa. Para lograr este desplazamiento del potencial en la dirección negativa, el objeto que se corroe se une eléctricamente a un metal más negativo en la serie electroquímica, formando una celda galvánica en la que actuará como cátodo. Para que el metal esté protegido catódicamente, el valor de su potencial de electrodo tiene que quedar por debajo de su potencial de corrosión en la solución mencionada.



Como consecuencia de la corriente que circule en la celda galvánica formada, en el metal protegido catódicamente tendrá lugar el desprendimiento de hidrógeno o la reducción de oxígeno. Existen dos procedimientos diferentes para lograrlo:

- 1) Conectando el metal que se trata de proteger a otro menos noble que él. Este sistema se conoce como protección catódica con ánodos galvánicos o de sacrificio y consiste realmente en la creación de una pila galvánica en que el metal a proteger actúe forzosamente de cátodo (polo positivo de la pila), mientras que el metal anódico se "sacrifica". Como el material metálico más comúnmente utilizado en la práctica por su bajo precio y alta resistencia mecánica es el acero, los metales que se puedan conectar a él y que deben tener un menor potencial de oxidación, quedan reducidos en la práctica al zinc (Zn), aluminio (Al), magnesio (Mg) y a sus aleaciones.
- oxidación, quedan reducidos en la práctica al zinc (Zn), aluminio (Al), magnesio (Mg) y a sus aleaciones.
 2) Conectando el metal a proteger al polo negativo de una fuente de alimentación de corriente continua, pura o rectificada, y el polo positivo a un electrodo auxiliar que puede estar constituido por chatarra de hierro, ferro-silicio, plomo-plata, grafito, etc. Este sistema se conoce con el nombre de protección

catódica con corriente impresa.





EJERCICIOS ECUACIONES QUÍMICAS

- 1. En la siderurgia, la obtención de hierro metálico se realiza al combinar mineral de hierro (Fe₂O₃) con monóxido de carbono. Además del metal se obtiene dióxido de carbono. Plantea la ecuación que representa al proceso.
- 2. Las bolsas de aire para automóvil se inflan cuando se descompone rápidamente azida de sodio, NaN₃, en las sustancias simples sodio y nitrógeno. Plantea la ecuación que representa al proceso.
- 3. El CO₂ que los astronautas exhalan se extraer de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH. Los productos formados son: carbonato de potasio (K₂CO₃) y agua. Plantea la ecuación que representa al proceso.
- 4. Convierte la descripción siguiente en una ecuación balanceada: Cuando se hace pasar amoniaco gaseoso, $NH_3(g)$, sobre sodio caliente, se desprende hidrógeno gaseoso y se forma amida de sodio, $NaNH_2$, como producto sólido.
- 5. Para reducir la emisión de gases contaminantes, los autos nafteros están provistos de un convertidor catalítico instalado en el escape. En él se transforman sustancias como el monóxido de nitrógeno que producen un efecto sobre el ambiente (este gas es uno de los causantes de la lluvia ácida), en sustancias inocuas como lo son el nitrógeno y el oxígeno. Plantea la ecuación e indica si se trata de un proceso redox.
- 6. EL metano (CH₄) es el componente principal del gas natural. Se utiliza como combustible debido a que cuando reacciona con oxígeno se quema produciendo dióxido de carbono y agua, proceso que libera energía. Plantea la ecuación e indica si se trata de un proceso redox.
- 7. Las manchas negras que se forman sobre los objetos de plata se deben a que la plata es oxidada por trazas de compuestos de azufre que existen en la naturaleza. Una forma de limpiar estos objetos recuperando la plata es envolver estos objetos en papel de aluminio y hervirlos en agua con bicarbonato. La reacción que allí ocurre se produce entre el sulfuro de plata (Ag₂S) y el aluminio, se recupera la plata y se forma además sulfuro de aluminio (Al ₂S₃). Plantea la ecuación e indica si se trata de un proceso redox.
- 8. Una reacción muy usada en pirotecnia es la que se produce cuando se quema magnesio con oxígeno, ya que produce una luz blanca muy fuerte. El único producto formado es el óxido de magnesio. Plantea la ecuación e indica si se trata de un proceso redox.
- 9. Las baterías de los autos generan energía eléctrica a partir de energía química. Para ello se disponen placas de plomo sólido y de óxido plúmbico (PbO₂) en contacto con una solución acuosa de ácido sulfúrico (H₂SO₄) que actúa como electrolito. De la reacción de estas tres especies se forman sulfato plumboso sólido (PbSO₄) y agua líquida. Plantea la ecuación e indica si se trata de un proceso redox.
- 10. La electrólisis es uno de los métodos más utilizados para la obtención de metales. Por ejemplo, el sodio metálico se obtiene, junto con el cloro, a partir de la descomposición electrolítica del cloruro de sodio (NaCl). Plantea la ecuación e indica si se trata de un proceso redox.
- 11. Tanto la película como el papel fotográfico tienen una de sus caras (cara de la emulsión) impregnada con sales de plata muy sensibles a la luz. Básicamente, cuando se prepara una película fotográfica, es necesario hacer reaccionar bromo y plata de manera de formar bromuro de plata (AgBr). Plantea la ecuación e indica si se trata de un proceso redox.
- 12. La cal (óxido de calcio: CaO) se forma cuando se combinan calcio y oxígeno. Plantea la ecuación e indica si se trata de un proceso redox.
- 13. El trióxido de azufre es uno de los contaminantes atmosféricos, causante del efecto conocido como lluvia ácida. Esto se debe a que cuando el trióxido de azufre se disuelve en agua reacciona con ésta, produciendo ácido sulfúrico. Plantea la ecuación e indica si se trata de un proceso redox.



EJERCICIOS: ELECTROQUIMICA

- 1. Señala si las siguientes afirmaciones son falsas o verdaderas:
 - I) En un proceso redox: a) se oxida la especie que pierde electrones
 - b) el número de oxidación es siempre la carga eléctrica del elemento
 - c) se puede producir solamente la oxidación
 - d) cuando una especie se reduce aumenta su número de oxidación
 - II) La oxidación es un proceso químico en el cual: a) un elemento reacciona con el oxígeno del aire
 - b) una especie neutra o iónica pierde electrones
 - c) una especie neutra o iónica disminuye su nº de oxidación
- 2. Los siguientes elementos están ordenados de acuerdo a su facilidad relativa a oxidarse:

- a) Explica qué sucederá si se mezclan soluciones acuosas de Zn ²⁺ v Cu ²⁺
- b) Si a una solución de Ni^{2 +} (ac) se le agregan limaduras de hierro sólido ¿se forma un precipitado de Ni metálico?
- c) Una solución de Cu²⁺ ¿oxida a cualquiera de los otros tres metales?
- d) cuando reacciona una solución acuosa de Fe²⁺ con Zn metálico, éste disminuye su número de oxidación
- e) ¿Cuál es el mejor agente reductor de estos metales?
- 3. Se dispone de los siguientes metales: Mg Cu Pt y las soluciones salinas de los siguientes iones: Cu²⁺ (ac), Zn²⁺ (ac) Al³⁺ (ac)
 - a) ¿Se producirá reacción redox entre el Cu y la solución de Al ³⁺?
 - b) ¿El Mg se oxidará frente al Cu ²⁺?
 - c) Entre las tres especies iónicas, ¿el Cu²⁺ es el mejor reductor?
- 4. Utilizando la escala de oxidación, indicar cuál o cuáles de los siguientes pares de reacciones se producirán en forma espontánea:

a)
$$Mg(s) \rightarrow Mg^{2+}(ac) + 2e^{-}$$

 $Fe^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Fe(s)$

b) Au (s)
$$\rightarrow$$
 Au $^{3+}$ (ac) + 3 e $^{-}$ Cr (s)

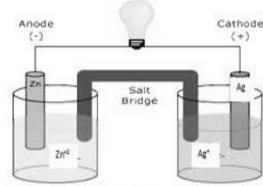
C)
$$Ag (s) \rightarrow Ag^{+} (ac) + 1e^{-}$$

$$Cu^{2+} (ac) + 2e^{-} \rightarrow Cu (s)$$

d)
$$AI (s) \rightarrow AI^{3+} (ac) + 3 e^{-}$$

$$Zn^{2+} (ac) + 2 e^{-} \rightarrow Zn (s)$$

- 6. La siguiente imagen corresponde a un dispositivo que pretende alimentar una bombita de luz.
 - a) Explica qué tipo de dispositivo es señalando cada uno de las partes que lo forman.
 - b) Escribe cuál será la ecuación global para que el dispositivo alimente la bombita.
 - c) ¿Con qué voltaje comenzará a funcionar la bombita?



- 5. Una pila está formada por un electrodo de Magnesio (Mg) y otro electrodo inerte sumergido en una solución de cationes Cu²⁺ (ac), además de otros componentes, a 25 º C.
 - a) Escriba las reacciones anódica y catódica, señalando cuál es la oxidación y cuál la reducción.



- b) Escriba la ecuación que representa la reacción global.
- c) ¿Qué diferencia de potencial generará la pila?

POTENCIALES ESTÁNDAR DE OXIDACIÓN a 25 º C

Nο	Sami roacción	Eº (V)		
	Semi reacción			
1. 2.	Li (s) \rightarrow Li $^{+}$ (ac) + e $^{-}$ K (s) \rightarrow K $^{+}$ (ac) + e $^{-}$			
3.	$Rb(s) \rightarrow Rb^{+}(ac) + e^{-}$	+ 2,93		
4.	$Cs(s) \rightarrow Cs^{+}(ac) + e^{-}$	+ 2,93		
5.	$Ba (s) \rightarrow Ba^{2+}(ac) + 2e^{-}$	+ 2,92		
		+ 2,90		
6.	$Sr (s) \rightarrow Sr^{2+}(ac) + 2e^{-}$ $Ca (s) \rightarrow Ca^{2+}(ac) + 2e^{-}$	+ 2,89		
7.		+ 2,87		
8.	Na (s) \rightarrow Na ⁺ (ac) + e ⁻	+ 2,71		
9.	$Mg(s) \rightarrow Mg^{2+}(ac) + 2e^{-}$	+ 2,37		
10.	AI (s) \rightarrow AI ³⁺ (ac) + 3 e ⁻¹	+ 1,66		
11.	$Mn(s) \to Mn^{2+}(ac) + 2e^{-}$	+ 1,18		
12.	$Cr(s) \rightarrow Cr^{2+}(ac) + 2e^{-c}$	+ 0,91		
13.	$H_2(g) + 2OH(ac) \rightarrow 2H_2O(I) + 2e^{-\frac{1}{2}}$	+ 0,83		
14.	$Zn(s) \rightarrow Zn^{2+}(ac) + 2e^{-c}$	+ 0,76		
15.	$Cr(s) \rightarrow Cr^{3+}(ac) + 3e^{-}$	+ 0,74		
16.	$Ga(s) \rightarrow Ga^{3+}(ac) + e^{-}$	+ 0,53		
17.	$S^{2-}(ac) \rightarrow S(s) + 2e^{-s}$	+ 0,48		
18.	Fe (s) \rightarrow Fe ²⁺ (ac) + 2e ⁻²	+ 0,44		
19.	$Cd(s) \rightarrow Cd^{2+}(ac) + 2e^{-c}$	+ 0,40		
20.	Pb (s) + SO_4^{2-} (ac) \rightarrow Pb SO_4 (s) + 2e ⁻	+ 0,36		
21.	$TI(s) \rightarrow TI^{+}(ac) + e^{-}$	+ 0,34		
22.	$Co(s) \rightarrow Co^{2+}(ac) + 2e^{-}$	+ 0,28		
23.	Ni (s) \rightarrow Ni ²⁺ (ac) + 2e ⁻	+ 0,25		
24.	Sn (s) → Sn ²⁺ (ac) + 2e ⁻	+ 0,14		
25.	Pb (s) \rightarrow Pb ²⁺ (ac) + 2e ⁻	+ 0,13		
26.	$H_2(g) \rightarrow 2 H^+(ac) + 2e^-$	0,00		
27.	$Cu^{+}(ac) \rightarrow Cu^{2+}(ac) + e^{-}$	- 0,15		
28.	Cu (s) → Cu ²⁺ (ac) + 2e ⁻	- 0,34		
29.	$Cu (s) \rightarrow Cu^{\dagger}(ac) + e^{-}$	- 0,52		
30.	2 l ¯(ac) → l₂(s) + 2e¯	- 0,54		
31.	$MnO_2(s) + 4OH(ac) \rightarrow MnO_4(ac) + 2H_2O(l) + 3e^{-l}$	- 0,59		
32.	$H_2O_2(ac) \rightarrow O_2(g) + 2H^+(ac) + 2e^-$	- 0,68		
33.	$Fe^{2+}(ac) \rightarrow Fe^{3+}(ac) + e^{-}$	+ 0,77		
34.	$NO_2(g) + H_2O(I) \rightarrow NO_3^-(ac) + 2H^+(ac) + 1e^-$	- 0,78		
35.	$Ag(s) \rightarrow Ag^{+}(ac) + e^{-}$	- 0,80		
36.	2 Hg (s) \rightarrow Hg ₂ ²⁺ (ac) + 2 e ⁻	- 0,85		
37.	NO (g) $+2H_2O(1) \rightarrow NO_3^-(ac) + 4H^+(ac) + 3e^-$	- 0,96		
38.	2 Br ⁻ (ac) → Br₂(s) + 2e ⁻	- 1,07		
39.	$2 \text{ Cr}^{3+}(ac) + 7\text{H}_2\text{O (I)} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(ac) + 14 \text{ H}^+(ac) + 6e^-$	- 1,33		
40.	2 Cl⁻(ac) → Cl₂(s) + 2e⁻	- 1,36		
41.	Au(s) → Au ³⁺ (ac) + 3 e ⁻	- 1,50		
42.	$Mn^{2+}(ac) + 4H_2O(I) \rightarrow MnO_4^{-}(ac) + 8H^{+}(ac) + 5e^{-}$	- 1,60		
43.	Au (s) \rightarrow Au ⁺ (ac) + e ⁻	- 1,68		
44.	$PbSO_4(s) + 2H_2O(l) \rightarrow PbO_2(s) + SO_4^2(ac) + 4H^+(ac) + 2e^{-1}$	- 1,69		
		_		



45.	$Ni^{2+} + 2 H_2O(I) \rightarrow NiO_2(s) + 4H^+(ac) + 2e^{-}$	- 1,70
46.	$2 F^{-}(ac) \rightarrow F_{2}(s) + 2e^{-}$	- 2,87

POTENCIALES ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN A 25 º C							
Semi - reacción	Eº (V)	Semi - reacción	Eº (V)				
1 $F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2 F^-(ac)$	2.87	36 $Cu^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Cu(s)$	0.34				

^{*} Datos extraídos de "Química y reactividad química"; John Kotz y Paul Treichel



2	$Co^{3+}(ac) + e^{-} \rightarrow Co^{2+}(ac)$	1,82	37	$BiO^{+}(ac) + 2H^{+}(ac) + 3e^{-} \rightarrow Bi(s) + H_{2}O(l)$	0,32
3	Pb^{4+} (ac) + 2 e ⁻ \rightarrow Pb^{2+} (ac)	1,80	38	AgCl (s) + e^{-} \rightarrow Ag (s) + Cl $^{-}$ (ac)	0,22
4	H_2O_2 (ac) + $2H^+$ (ac) + $e^- \rightarrow 2 H_2O$ (I)	1,77	39	$Cu^{2+}(ac) + e^{-} \rightarrow Cu^{+}(ac)$	0,15
5	$NiO_2(s) + 4H^+(ac) + 2e^- \rightarrow Ni^{2+} + 2H_2O(l)$	1,70	40	$S(s) + + 2H^{+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow H_{2}S(g)$	0,14
6	PbO ₂ (s) + SO ₄ ²⁻ (ac) + 4H ⁺ (ac) + 2e ⁻ \rightarrow PbSO ₄ (s) + 2H ₂ O (I)	1,69	41	AgBr (s) + e^{-} \rightarrow Ag (s) + Br $^{-}$ (ac)	0,07
7	$Au^{+}(ac) + e^{-} \rightarrow Au(s)$	1,68	42	$2 \text{ H}^+(\text{ac}) + 2e^- \rightarrow \text{H}_2(g)$	0,00
8	2 HCIO (ac) + $2H^{+}$ (ac) + e^{-} \rightarrow Cl ₂ (g) + 2 H ₂ O (I)	1,63	43	$Pb^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Pb$ (s)	- 0,13
9	$Ce^{4+}(ac) + e^{-} \rightarrow Ce^{3+}(ac)$	1,61	44	$\operatorname{Sn}^{2+}(\operatorname{ac}) + 2e^{-} \rightarrow \operatorname{Sn}(s)$	- 0,14
10	$MnO_4^{-}(ac) + 8H^{+}(ac) + 5e^{-} \rightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O (I)$	1,60	45	$Agl(s) + e^{-} \rightarrow Ag(s) + l^{-}(ac)$	- 0,15
11	Au $^{3+}$ (ac) + $e^{-} \rightarrow$ Au (s)	1,50	46	$Ni^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Ni(s)$	- 0,25
12	$CIO_3^-(ac) + 6H^+(ac) + 5e^- \rightarrow Cl_2(I) + 3H_2O(I)$	1,47	47	$Co^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Co (s)$	- 0,28
13	$BrO_3^-(ac) + 6H^+(ac) + 6e^- \rightarrow Br^-(ac) + 3H_2O(I)$	1,44	48	$Ag(CN)_2^-(ac) + e^- \rightarrow Ag(s) + 2 CN^-(ac)$	- 0,31
14	$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2 Cl^-(ac)$	1,36	49	$TI^+(ac) + e^- \rightarrow TI(s)$	- 0,34
	$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14H^+(ac) + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 7 H_2O (I)$	1,33	50	$PbSO_4(s) + 2e^{-} \rightarrow Pb(s) + SO_4^{2-}(ac)$	- 0,36
16	$N_2H_5^+$ (ac) + $3H^+$ (ac) + $2e \rightarrow 2 NH_4^+$ (ac)	1,24	51	$Cd^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Cd(s)$	- 0,40
17	$MnO_2(s) + 4H^+(ac) + 2e^- \rightarrow Mn^{2+}(ac) + 2H_2O(I)$	1,23	52	$Cr^{3+}(ac) + e^{-} \rightarrow Cr^{2+}(ac)$	- 0,41
18	$O_2(g) + 4H^+(ac) + 4e^- \rightarrow 2 H_2O(I)$	1,23	53	$Fe^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Fe (s)$	- 0,44
19	$Pt^{2+}(ac)+ 2e^{-} \rightarrow Pt(s)$	1,20	54	$2CO_2(g) + 2H^+(ac) + 2e \rightarrow H_2CO_4 (ac)$	-0.49
20	$IO_3^-(ac) + 6H^+(ac) + 5e^- \rightarrow I_2(I) + 3H_2O(I)$	1,19	55	$Ga^{3+}(ac) + e^{-} \rightarrow Ga(s)$	- 0,53
21	$Br_2(I) + 2e^- \rightarrow 2 Br^-(ac)$	1,08	56	$Cr^{3+}(ac) + 3e^{-} \rightarrow Cr(s)$	- 0,74
22	$HNO_2(ac) + H^+(ac) + e^- \rightarrow NO(g) + H_2O(I)$	1,00	57	$Zn^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Zn(s)$	-0,76
23	$Pd^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Pd(s)$	0,99	58	$2 H_2O (I) + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(ac)$	- 0,83
24	$NO_3^-(ac) + 4H^+(ac) + 3e^- \rightarrow NO(g) + 2H_2O(I)$	0,96	59	. , , , , , , , , , , , , , , , , , , ,	- 0,91
25	$2 \text{ Hg}^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow \text{Hg}_{2}^{2+}(ac)$	0,92	60	$Mn^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Mn (s)$	- 1,18
26	$Hg^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Hg(I)$	0,86	61	$V^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow V(s)$	- 1,18
27	$Ag^{+}(ac) + e^{-} \rightarrow Ag(s)$	0,80	62	$Al^{3+}(ac) + 3e^{-} \rightarrow Al(s)$	- 1,66
28	$Fe^{3+}(ac) + e^{-} \rightarrow Fe^{2+}(ac)$	0,77	63	$Mg^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Mg(s)$	- 2,37
29	$PtCl_4^{2-}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Pt(s) + 4Cl^{-}(ac)$	0,73	64	$Na^{+}(ac) + e^{-} \rightarrow Na(s)$	- 2,71
30	$O_2(g) + 2H^+(ac) + 2e^- \rightarrow H_2O_2(ac)$	0,68	65	$Ca^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Ca (s)$	-2,87
31	MnO ₄ (ac) +2H ₂ O (l) + 3e \rightarrow MnO ₂ (s) +4OH (ac)	0,59	66	$Sr^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Sr(s)$	- 2,89
32	H_3AsO_4 (ac) + $2H^+$ (ac) + $2e^- \rightarrow H_3AsO_3$ (ac) + H_2O (I)	0,58	67	$Ba^{2+}(ac) + 2e^{-} \rightarrow Ba$ (s)	- 2,90
33	$I_2(s) + 2e^- \rightarrow 2 I^-(ac)$	0,54	68	$Rb^+(ac) + e^- \rightarrow Rb(s)$	- 2,93
34	$Cu^{+}(ac) + e^{-} \rightarrow Cu (s)$	0,52	69	$K^+(ac) + e^- \rightarrow K(s)$	- 2,93
35	$O_2(g) + 2H_2O(I) + 4e^- \rightarrow 4 OH^- (ac)$	0,40	70	$Li^+(ac) + e^- \rightarrow Li(s)$	- 3,05