

2º de Bachillerato. Reacciones de transferencia de electrones

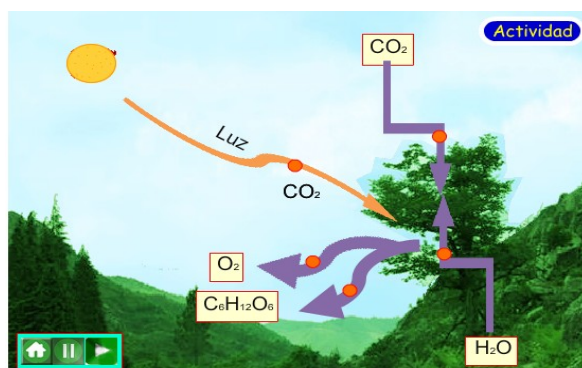
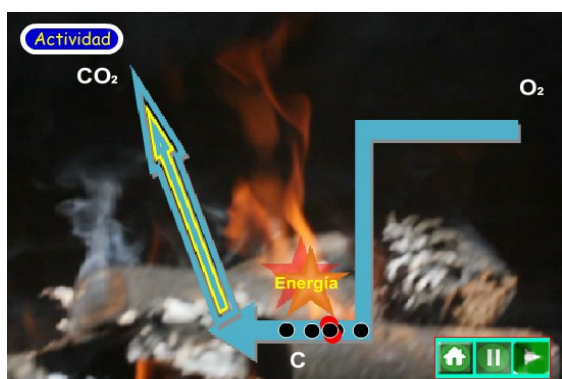


Licencia Creative Commons Reconocimiento-No Comercial-Compartir Igual 3.0 España
intef Ministerio de Educación, Cultura y Deporte



Preámbulo

Es frecuente encontrar reacciones de transferencia de electrones (también llamadas de oxidación y de reducción). Se dan en las combustiones, en la producción de electricidad en las baterías y pilas, en la corrosión de los metales, en la respiración celular, en la fotosíntesis...



Combustión	$C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$
Producción de electricidad	$2 Fe + 3 Cu^{2+} \rightarrow 2 Fe^{3+} + 3 Cu$
Corrosión de los metales	$2 Fe + 3/2 O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
Respiración celular *	$C_6H_{12}O_6 + 6 O_2 + 36 ADP + 36 P_i \rightarrow 6 CO_2 + 6 H_2O + 36 ATP$
Fotosíntesis	$6CO_2 + 6H_2O + \text{Energía solar} \rightarrow C_6H_{12}O_6 + 6O_2$

* ADP, Adenosin difosfato; ATP, adenosintrifosfato; P_i, grupo fosfato procedente del H₃PO

Objetivos



- Exponer los conceptos de oxidación- reducción, especificando el oxidante y el reductor.
 - Identificar una reacción de oxidación-reducción .
 - Comprender que en los procesos redox la oxidación y la reducción se realizan simultáneamente.
 - Establecer el concepto de número de oxidación y saber calcularlo.
 - Aprender a ajustar reacciones redox con diferentes métodos.
 - Comprender el concepto de potencial de electrodo.
 - Conocer el significado de los potenciales normales como medida cuantitativa de la fuerza relativa de oxidantes y reductores.
 - A la vista de la tabla de potenciales, predecir el sentido de funcionamiento de una pila y su f.e.m.
 - Dados los potenciales normales de una serie de pares, ordenarlos de acuerdo con su fuerza relativa como oxidantes o reductores.
 - Determinar la f.e.m. de una pila, conocidos los potenciales normales de sus electrodos.
-
- Aprender a hacer valoraciones redox
 - Conocer, de forma cualitativa, la influencia de la concentración en los valores de la f.e.m. de una pila a través de la ecuación de Nernst.
 - Predecir la espontaneidad de un proceso redox a partir de los potenciales de los pares redox implicados.
 - Comprender la transformación energética que tiene lugar durante la electrolisis, así como sus posibles aplicaciones.
 - Conocer y aplicar las leyes de Faraday.

Introducción

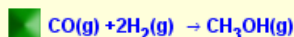
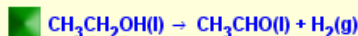
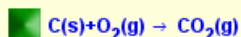
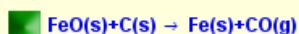
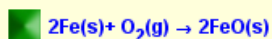
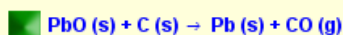
Históricamente, el término de oxidación fue introducido por Lavoisier para explicar la combustión y, en general, todos los procesos en los que una sustancia se combina con el oxígeno. De forma independiente, se identificaban los procesos de reducción como aquellos en los que un óxido de metal se convertía en un metal con una disminución resultante en peso, de ahí probablemente su nombre.

Hay una serie de reacciones semejantes a la combustión que no se pueden explicar con la definición anterior. Con el tiempo se demostró que las reacciones de combustión, que se caracterizan por la energía desprendida en forma de calor y de luz, podían llevarse a cabo en presencia de elementos distintos al oxígeno, como la reacción del cloro con el sodio. Además, los metales pueden ser obtenidos a partir de otras sustancias distintas a la de sus óxidos (podemos obtener aluminio o potasio a partir de sus cloruros). También, cuando se pone el hierro en una solución de sulfato de cobre (II), se observa la precipitación de Cu metálico. Por tanto se hizo necesario el uso de una definición diferente a la usada por Lavoisier para englobar todas estas reacciones en un tipo común. Hoy en día clasificamos como reacciones de oxidación y de reducción (redox) a todas las reacciones químicas en las que los átomos cambian su número (o estado) de oxidación.



A. L. de Lavoisier

Todas estas reacciones son redox, indica cuáles son de oxidación según Lavoisier. (Cuando acabes, aprieta el botón de enviar)



Ayuda

Solución



Enviar >>

Concepto

Como hemos dicho anteriormente, hoy en día decimos que hay una reacción de oxidación o de reducción cuando hay átomos de las especies involucradas en la reacción que cambian su número de oxidación.

En los casos más evidentes este cambio en el número de oxidación coincide con el número de electrones transferidos de un átomo a otro, por ello se dice que una oxidación se produce cuando en una especie química hay pérdida de electrones y una reducción sería una transformación en la que una especie química gana electrones.

Oxidación	$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + 1 \text{e}^-$
Reducción	$\text{Cl} + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$

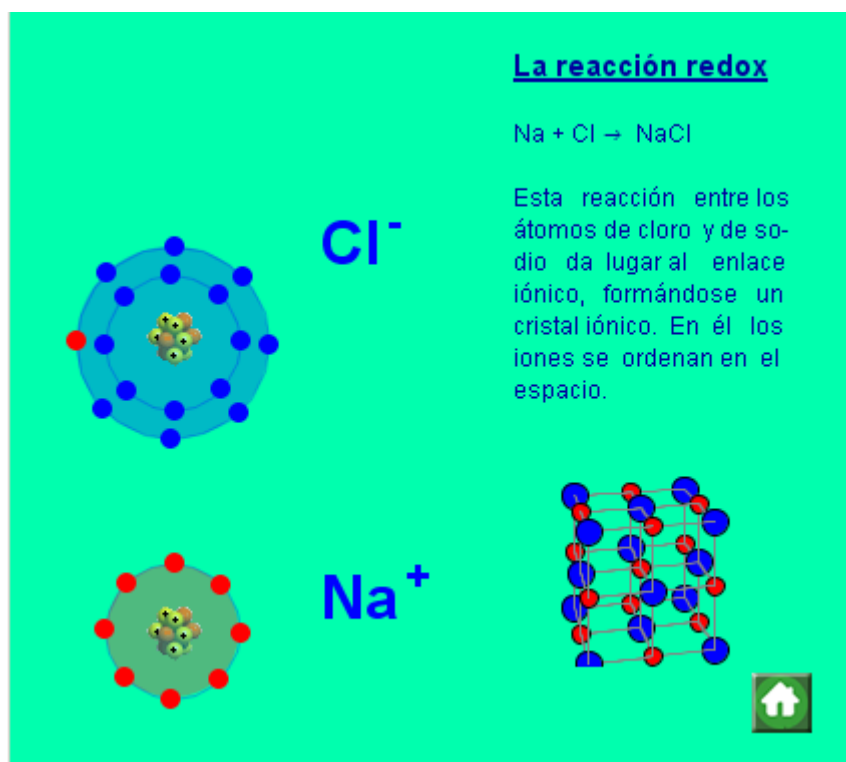
Asimismo, podemos definir las especies que intervienen en la reacción como:

Oxidante. Es la especie química que capta los electrones de otra.

Reductor. Es la especie química que cede los electrones a otra.

La oxidación y la reducción son reacciones que se dan simultáneamente. Siempre que una especie se reduce hay otra que se oxida, por ello a estas reacciones se las denomina redox.

- Acerca el átomo de cloro con el pulsador al átomo de sodio. ¿Qué observas?
¿Cuál es el agente oxidante en esta reacción?



En la reacción estudiada en el applet anterior, las especies implicadas eran directamente los átomos e iones, por ello resulta muy sencillo saber cuál es la especie que gana electrones y cuál es la que los pierde. No obstante, las reacciones redox no son siempre tan sencillas y se hace necesario "asignar cargas" de un modo arbitrario a los diferentes átomos de las especies que intervienen. Estas "cargas" asignadas reciben el nombre de números de oxidación.

Podemos saber si una determinada especie química sufrió un proceso de oxidación o de reducción si alguno de

Concepto

sus átomos varió su número de oxidación.

Para determinar el número de oxidación de un átomo seguiremos las siguientes reglas:

- a) A los átomos de los elementos libres les asignaremos el valor de cero como número de oxidación.
- b) En los iones monoatómicos, la carga de los mismos será su número de oxidación.
- c) En los haluros consideraremos el número de oxidación del no metal como -1.
- d) Al oxígeno combinado le asignaremos un número de oxidación de -2, excepto en el caso de los peróxidos en los que consideraremos su número de oxidación como -1.
- e) Al hidrógeno combinado le asignaremos como número de oxidación el +1, excepto en los hidruros metálicos en los que consideraremos que es -1.
- f) A los metales alcalinos combinados, +1; a los alcalinotérreos combinados, +2 y al aluminio combinado, +3.
- g) En cualquier otro caso, diferente a los enumerados más arriba, tendremos en cuenta que la suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos que constituyen la especie química deberá ser igual a la carga de dicha especie.

- En amarillo se señalan los elementos más habituales. Pasa el ratón sobre el símbolo del elemento en la tabla para ver sus números de oxidación cuando está combinado.

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uur	Uuu	Uut	Uut	Uud	Uug	Uuh	Uus	Uud
Lantánidos				Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
Actínidos				Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Concepto

- Escoge la especie química que quieras e inicia la animación. Observa atentamente cómo se calcula el número de oxidación desconocido.

Actividad

Ácido sulfúrico

H_2SO_4

$(+1) \cdot 2 + (x) \cdot 1 + (-2) \cdot 4 = 0$

$x = \frac{0 - [(+1) \cdot 2 + (-2) \cdot 4]}{1} = 6$

▶ ||

Ajuste de las reacciones redox

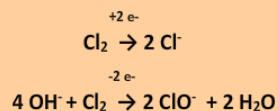
Ajuste en medio básico

a) Escribimos la ecuación sin ajustar, indicando el número de oxidación de cada elemento. Así, sabremos cuál es la especie que se oxida y cuál es la que se reduce:

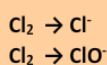


e) Multiplicamos, si es necesario, las semirreacciones con la finalidad de que el número de electrones transferido entre las especies reductora y oxidante sea el mismo.

En el caso que nos ocupa, como el número de electrones en ambas semirreacciones es el mismo, no habría que realizar este paso:

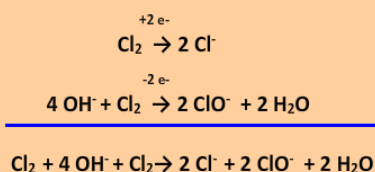


b) Escribimos las semirreacciones correspondientes a las especies iónicas implicadas en la reacción redox:



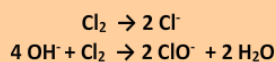
Si el átomo que varía su número de oxidación en la reacción está unido al oxígeno, se mantiene este último.

f) Sumaremos las dos semirreacciones:

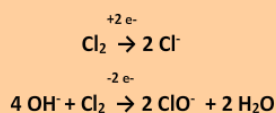


Ya tenemos la ecuación iónica ajustada. Si queremos tenerla ajustada con las especies iniciales deberemos añadir las especies inertes, como se muestra a continuación.

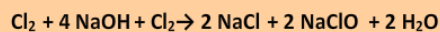
c) Igualamos el número y tipo de átomos que aparecen en ambos lados de las semirreacciones, usando los aniones hidróxido para ajustar el oxígeno y agua para ajustar el hidrógeno:



d) Escribimos el número de electrones transferido en cada semirreacción:



h) Añadimos ahora los aniones cloruro y los cationes sodio:



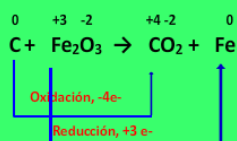
Ajuste de las reacciones redox

Método del número de oxidación

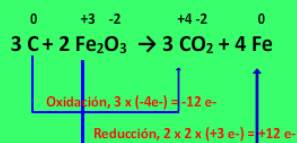
Este método se usa, sobre todo, en las reacciones redox entre sustancias que no forman iones, como las que se dan en fase gaseosa.

Deberemos tener en cuenta que el cambio en el total de todos los números de oxidación debe ser cero. Es decir, las variaciones en el número de oxidación del oxidante y del reductor deben anularse entre sí al sumarlas.

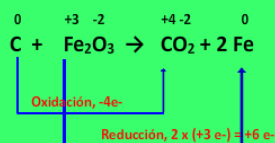
a) Escribimos la ecuación sin ajustar, indicando el número de oxidación de cada elemento. Así, sabremos cuál es la especie que se oxida y cuál es la que se reduce:



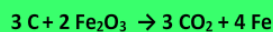
c) Multiplicamos ambas semirreacciones con la finalidad de que la variación en el número de electrones sea la misma en la de oxidación y en la de reducción:



b) Ajustamos el número de átomos a ambos lados de la ecuación. En este caso, multiplicamos por dos el hierro de la derecha:



d) Y la reacción queda ajustada:



Ajuste de las reacciones redox

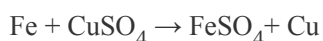
Método del sistema de ecuaciones

Cualquier ecuación química se puede ajustar mediante el establecimiento de un sistema de ecuaciones, siempre que en la ecuación no ajustada aparezcan todas las especies químicas a considerar. Este método puede resultar tedioso si las incógnitas a tener en cuenta son muchas, pero es muy sencillo. A la hora de resolver el sistema de ecuaciones puedes usar cualquier método: reducción, sustitución, igualación, usando determinantes: Kramer...

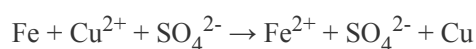
<p>a) Escribimos la ecuación sin ajustar:</p> $\text{KClO}_3 + \text{CrCl}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>b) Añadimos los coeficientes estequiométricos como incógnitas:</p> $a \text{KClO}_3 + b \text{CrCl}_3 + c \text{KOH} \rightarrow d \text{KCl} + e \text{K}_2\text{CrO}_4 + f \text{H}_2\text{O}$	<p>f) De la primera ecuación de la diapositiva anterior, deducimos que $f = 5/2$</p> $a + 2f = a + 3 + 2$ $3a + 2f = 4 + f$ <p>Ahora podemos obtener "a" a partir de la segunda ecuación:</p> $3a + 2(5/2) = 4 + (5/2)$ <p>De donde $a = 1/2$</p>
<p>c) Establecemos el sistema de ecuaciones, teniendo en cuenta que el número y tipo de átomos tiene que ser el mismo a ambos lados de la ecuación:</p> <p>K; $a + c = d + 2e$ Cl; $a + 3b = d$ O; $3a + c = 4e + f$ Cr; $b = e$ H; $c = 2f$</p>	<p>g) Por último, sustituimos en las ecuaciones anteriores y obtenemos todas las incógnitas, que en nuestro caso son:</p> $a = 1/2$ $b = 1$ $c = 5$ $d = 7/2$ $e = 1$ $f = 5/2$
<p>d) Como tenemos una incógnita más que ecuaciones hay, se trata de un sistema compatible indeterminado (con infinitas soluciones). Podemos abordar su resolución asignando un valor arbitrario a cualquiera de las incógnitas, por ejemplo a la "e". Hacemos $e = 1$:</p> <p>K; $a + c = d + 2$ Cl; $a + 3b = d$ O; $3a + c = 4 + f$ Cr; $b = 1$ H; $c = 2f$</p>	<p>h) Podemos escribir ya la ecuación ajustada:</p> $1/2 \text{KClO}_3 + \text{CrCl}_3 + 5 \text{KOH} \rightarrow 7/2 \text{KCl} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + 5/2 \text{H}_2\text{O}$ <p>Si queremos los coeficientes estequiométricos en forma de números enteros:</p> $\text{KClO}_3 + 2 \text{CrCl}_3 + 10 \text{KOH} \rightarrow 7 \text{KCl} + 2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}$
<p>e) Resolvemos ahora el sistema, como $b = 1$ y $c = 2f$:</p> <p>K; $a + 2f = d + 2$ Cl; $a + 3 = d$ O; $3a + 2f = 4 + f$</p> <p>De la segunda ecuación, deducimos que $d = a + 3$, sustituyendo en las otras dos ecuaciones:</p> $a + 2f = a + 3 + 2$ $3a + 2f = 4 + f$	

Células galvánicas

Si sumergimos una pieza de hierro en una disolución de sulfato de cobre (II), veremos que al cabo de cierto tiempo la coloración azul va desapareciendo (siendo sustituida por una coloración verde-amarillenta, debido a la aparición de iones Fe^{2+} y Fe^{3+}) y que parte de la pieza de hierro desaparece. Además, observaremos que sobre la pieza de hierro se deposita cobre metálico. Esta reacción es espontánea y la podemos escribir así:



Aunque en realidad sería mejor escribir esta reacción en forma iónica, ya que se da en disolución acuosa:



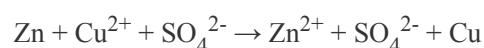
- Pulsa sobre los diferentes elementos de la animación y ponla después en marcha. Si quieres saber qué ocurre a nivel microscópico, pulsa sobre la lupa.



La reacción espontánea estudiada anteriormente se puede utilizar para aprovechar el trabajo que puede realizar si somos capaces de "encauzar" los electrones que se transfieren desde la especie reductora (el hierro) a la especie oxidante (el catión cobre).

Los dispositivos capaces de aprovechar las reacciones redox espontáneas se denominan células galvánicas y su funcionamiento se basa en la separación física de las dos semirreacciones, de manera que los electrones se transfieran a través de un conductor.

Para estudiar el funcionamiento de una célula galvánica usaremos la siguiente reacción que se da en medio acuoso:



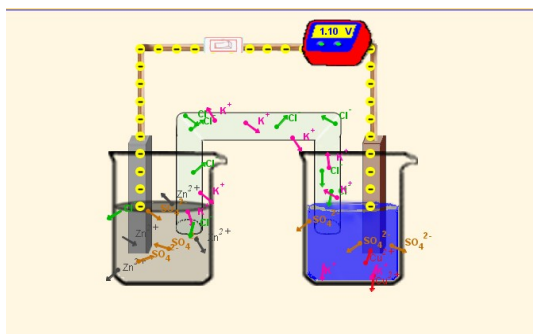
Para la construcción de esta célula galvánica se introduce una lámina de zinc en una disolución de sulfato de zinc (electrodo negativo) y, en otro recipiente, una lámina de cobre en una disolución de sulfato de cobre (II) (electrodo positivo). Finalmente, se unen las dos láminas metálicas mediante un hilo conductor, añadiendo un "puente salino" para evitar la polarización de los electrodos. En estas condiciones, si intercalamos un galvanómetro, observaremos el paso de corriente eléctrica y si introducimos un voltímetro, conoceremos la diferencia de potencial de la célula galvánica.

Potencial de reducción

Las pilas suelen representarse mediante el llamado diagrama de pila que consiste en escribir el símbolo de las especies que intervienen de modo que a la izquierda representamos las del ánodo (polo negativo de la pila) y a la derecha los del cátodo (polo positivo de la pila). En el caso anterior:



- Selecciona uno a uno todos los elementos de una pila galvánica y observa atentamente la situación inicial, Cierra el circuito y responde las siguientes preguntas;



a) A medida que pasa el tiempo, ¿qué ocurre con la concentración de iones cinc?

b) A medida que pasa el tiempo, ¿qué ocurre con la concentración de iones cobre?

c) ¿Cómo se evita que los electrodos queden polarizados (es decir, sin exceso de carga positiva o negativa)?

d) ¿Qué ocurre cuando se acaban los iones cobre? ¿Qué ocurriría si desapareciera completamente la lámina de cinc?

e) Mientras la célula funciona, ¿qué diferencia de potencial marca el voltímetro?



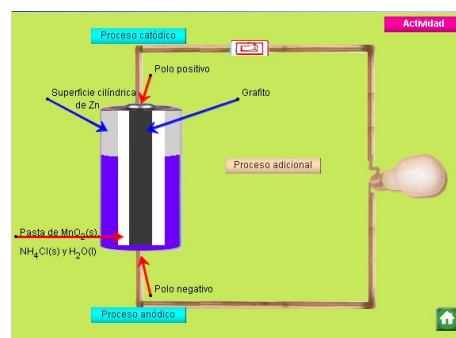
Pilas eléctricas

Las pilas eléctricas son usadas en los aparatos eléctricos que requieren cierta autonomía como en radios portátiles, relojes, calculadoras... Las pilas eléctricas se pueden clasificar en:

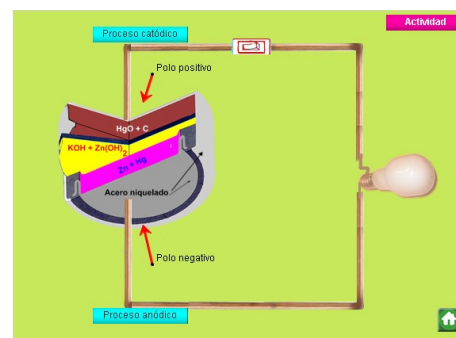
Primarias. Cuando los reactivos se consumen a medida que funciona la pila sin que se puedan regenerar.

Secundarias o acumuladores. Son las que se pueden recargar revirtiendo el proceso redox haciendo pasar una corriente eléctrica por su interior.

Entre las pilas más usadas en la actualidad encontramos la pila Leclanché, inventada por Georges Leclanché en 1860; las pilas de botón, caracterizadas por su pequeño tamaño; las pilas de combustible, que se perfilan como las pilas del futuro debido a su alto rendimiento; el acumulador (batería), empleado en los automóviles; el acumulador de hierro-níquel, inventado en 1904 por Edison; el acumulador de níquel-cadmio, empleado en aviación...



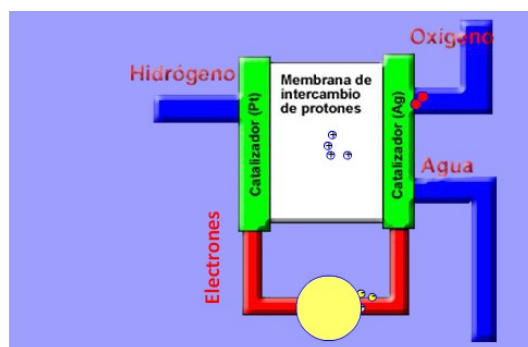
Pila Leclanché



Pila de botón

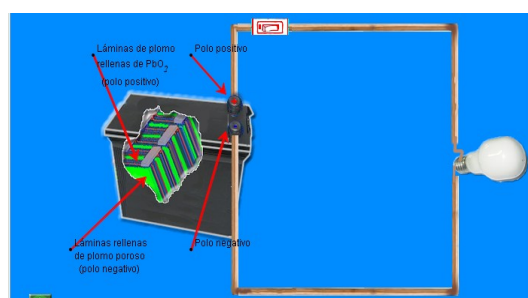
Potencial de reducción

- Una combustión es una reacción redox. Las pilas de combustible aprovechan este hecho para convertir la energía contenida en los enlaces químicos en electricidad.



Pila de combustible

- Los electrodos de una batería de coche (por ejemplo) están sumergidos en una disolución acuosa de ácido sulfúrico. El ánodo tiene huecos que están rellenos de plomo esponjoso. El cátodo tiene huecos rellenos de dióxido de plomo. El modo de aumentar el voltaje de las baterías consiste en colocar en serie varias placas anódicas y catódicas. Este tipo de batería se puede volver a cargar al someterla a una corriente eléctrica continua. ¿Cuál sería la fuerza electromotriz de esta batería si sólo estuviera constituida por una placa anódica y otra catódica? ¿Cuántas de estas placas serían necesarias para conseguir una fuerza electromotriz de 12 V?



Batería

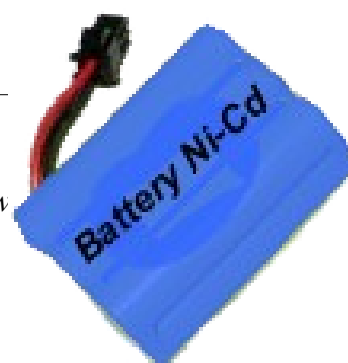
- Acumulador de hierro-níquel. Fue inventado por Thomas Alva Edison en 1904. Su empleo principal se da en la industria. El cátodo está compuesto por rejillas de acero niquelado, estas rejillas están rellenas de hidróxido de níquel. El ánodo se compone de láminas perforadas de acero niquelado que contienen polvo de óxido de hierro (II) (FeO). El electrolito es alcalino, una disolución al 20% de hidróxido de potasio (KOH). Ni el ánodo ni el cátodo se disuelven en el electrolito y las reacciones de carga y descarga son completamente reversibles. Al formarse cristales de hierro, los electrodos quedan protegidos por lo que no se produce el "efecto memoria" lo que hace que esta batería tenga gran duración. Las reacciones de carga y de descarga son las siguientes:



En el cátodo: $\text{Ni}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightleftharpoons 2 \text{Ni(OH)}_2 + 2$

OH^-

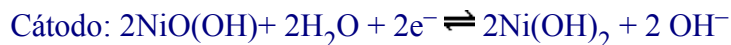
En el ánodo: $\text{Fe} + 2 \text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Fe(OH)}_2 + 2 \text{e}^-$



Batería de Níquel-Cadmio

Potencial de reducción

- Acumulador de níquel-cadmio. Fue inventado en 1899 por Ealdemar Jungner. Pesa menos que el acumulador de hierro-níquel pero también tiene menor capacidad de almacenamiento. Una de sus mayores ventajas es que puede recargarse con sobretensiones y, además, funcionan en un amplio margen de temperaturas. Las reacciones en los electrodos son:



¿Qué fuerza electromotriz cabe esperar de una batería de níquel-cadmio?

Electrodo de referencia

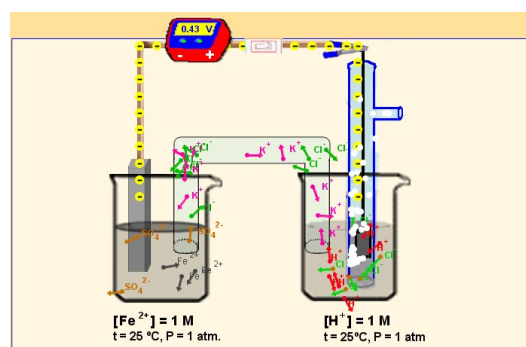
Como en una pila existe una diferencia de potencial entre los dos electrodos, se decidió asignar un potencial a cada uno de los posibles electrodos que se pueden usar para construir una pila. Se tomó como electrodo de referencia el del hidrógeno ($2\text{H}^+/\text{H}_2$) al que se le asignó (arbitrariamente) el potencial de 0 V. El resto de potenciales de electrodos formados por los correspondientes pares redox se obtienen al formar la correspondiente pila con el electrodo de hidrógeno. Se llama electrodo normal de hidrógeno al electrodo a 25 °C formado por una disolución 1 M de H^+ en la que se bombea H_2 a 1 atm de presión. A

este electrodo se le añade un hilo de platino que conducirá los electrones hacia (o desde) el otro electrodo. Así pues, podemos establecer una tabla de potenciales normales para los electrodos formados por cada par redox. En la simulación vas a ver cómo se determinan los potenciales normales para los diferentes pares redox. Tienes que construir una pila que tenga uno de los electrodos de hidrógeno (electrodo de referencia) y el otro a partir del par redox cuyo potencial es desconocido. Cierra el circuito y responde las siguientes preguntas:

- ¿Por qué la polaridad del voltímetro no es siempre la misma?
- ¿Podríamos construir una tabla de potenciales normales de electrodo mediante este método (o similar)?

NOTA: Acuérdate de conectar el interruptor una vez que hayas acabado de construir la pila eléctrica.

Una vez calculados los potenciales redox, los podemos tabular como se muestra a continuación



Potencial de reducción				
	Semirreacciones			Potencial estándar de reducción E°(V)
		$F_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2 F^-$		+2.87
		$Co^{3+} + 1e^- \rightleftharpoons Co^{2+}$		+1.82
		$H_2O_2 + 2 H^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2 H_2O$		+1.78
		$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4 H_2O$		+1.49
		$Cl_2(g) + 2e^- \rightleftharpoons 2Cl^-$		+1.36
		$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightleftharpoons 2Cr^{3+} + 7H_2O$		+1.33
		$O_2 + 4H^+ + 4e^- \rightleftharpoons 2H_2O$		+1.23
		$IO_3^- + 6H^+ + 5e^- \rightleftharpoons 1/2 I_2 + 3H_2O$		+1.20
		$Br_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2Br^-$		+1.06
		$NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightleftharpoons NO + 2H_2O$		+0.96
		$NO_3^- + 3H^+ + 2e^- \rightleftharpoons HNO_2 + H_2O$		+0.94
		$Cu^{2+} + I^- + 1e^- \rightleftharpoons CuI$		+0.86
		$Ag^+ + 1e^- \rightleftharpoons Ag$		+0.80
		$Fe^{3+} + 1e^- \rightleftharpoons Fe^{2+}$		+0.77
		$2HgCl_4^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons Hg_2Cl_2(s) + 6Cl^-$		+0.69
		$I_2 (aq) + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$		+0.62
		$I_3^- + 2e^- \rightleftharpoons 3I^-$		+0.54
		$AsO_4^{3-} + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons AsO_3^{3-} + H_2O$		+0.58
		$SO_3^{2-} + 6H^+ + 4e^- \rightleftharpoons S + 3H_2O$		+0.45
		$O_2(g) + 2H_2O + 4e^- \rightleftharpoons 4OH^-$		+0.40
		$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu(s)$		+0.34
		$Hg_2Cl_2(s) + 2e^- \rightleftharpoons 2Hg + 2Cl^-$		+0.27
		$AgCl + 1e^- \rightleftharpoons Ag + Cl^-$		+0.22
		$Sn^{4+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn^{2+}$		+0.15
		$Cu^{2+} + 1e^- \rightleftharpoons Cu^+$		+0.15

Más oxidante

Menos oxidante

Menos reductor

Más reductor

Potencial de reducción

	Semirreacciones		Potencial estándar de reducción E°(V)
	$S + 2 H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2S$		+0.14
	$HCHO(aq) + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons CH_3OH(aq)$		+0.13
	$H_2O_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2OH^-$		+0.12
	$S_4O_6^{2-} + 2e^- \rightleftharpoons 2S_2O_3^{2-}$		+0.08
	$2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2$		0.00
	$CrO_4^{2-} + 4H_2O + 3e^- \rightleftharpoons Cr^{3+} + 8OH^-$		-0.13
	$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$		-0.14
	$2CO_2(g) + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2C_2O_4$		-0.49
	$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$		-0.76
	$2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2OH^-$		-0.88
	$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca(s)$		-2.76
	$Li^+ + 1 e^- \rightleftharpoons Li$		-3.04

Espontaneidad

A partir de la tabla de potenciales redox anterior, es posible predecir la espontaneidad (o no) de una reacción teniendo en cuenta que la especie oxidada del par redox más oxidante será capaz de oxidar a la especie reducida del par más reductor.

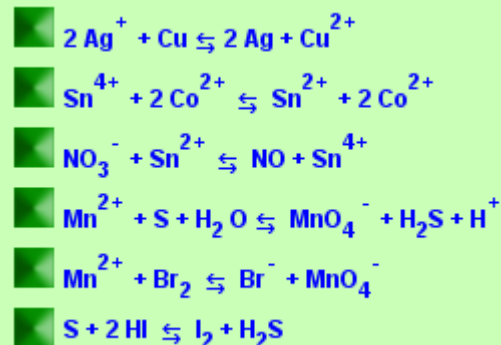
Veamos esto con un ejemplo. Imaginemos que tenemos un sistema químico que implica a los dos pares redox siguientes:

Ag^+/Ag ($E^\circ = 0.80$ V) y Mg^{2+}/Mg (-2.37 V) y queremos saber cuál será el sentido espontáneo de la reacción. Buscamos en la tabla el potencial más positivo y escogemos la especie oxidada del par en cuestión que será capaz de oxidar la especie reducida del par más reductor; es decir, el sentido de la espontaneidad será:

$2 Ag^+ + Mg$	\rightleftharpoons	$2 Ag + Mg^{2+}$
La especie oxidada (Ag^+) del par más oxidante (Ag^+/Ag) oxida a la especie reducida (Mg) del par más reductor (Mg^{2+}/Mg)		Dando lugar a la especie reducida del par más oxidante (Ag) y a la especie oxidada del par más reductor (Mg^{2+}).

Potencial de reducción

- Intenta dilucidar (consultando una tabla de potenciales redox) cuáles de las siguientes reacciones serán espontáneas



Constante de equilibrio en las reacciones redox

Las reacciones redox, como cualquier reacción, tienen asociada una energía libre de Gibbs. Si recordamos que esta energía libre es el trabajo útil que es capaz de realizar un sistema que evoluciona desde un estado inicial a otro final y que el trabajo que realiza una pila es de tipo eléctrico, podemos relacionar esta energía libre y el potencial de la pila:

$$\Delta G = W_{\text{útil}} = -Q \cdot E_{\text{pila}}$$

La carga (en valor absoluto) de un mol ($6.022 \cdot 10^{23}$) de electrones recibe el nombre de "Faraday" y se representa mediante la letra F. Su valor será, por tanto:

$$F = | 1 \text{ mol} \cdot (-1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C/e}^-) \cdot 6.022 \cdot 10^{23} \text{ e}^-/\text{mol} | = 96500 \text{ C}$$

Si n es el número de moles de electrones transferidos en un proceso, la carga (en valor absoluto será):

$$Q = n \cdot F$$

y el trabajo útil:

$$\Delta G = W_{\text{útil}} = -n \cdot F \cdot E_{\text{pila}}$$

En condiciones normales:

$$\Delta G^\circ = -n \cdot F \cdot E_{\text{pila}}^\circ$$

Esta ecuación nos permite predecir la espontaneidad de las reacciones redox y justifica la regla usada en el apartado anterior para predecir la espontaneidad de una reacción.

- Muchos autores elaboran tablas muy completas de potenciales normales de reducción; otros, no obstante, prefieren realizar una tabla pequeña a partir de la cual se puedan deducir los potenciales no tabulados.

Por ejemplo, imaginemos que en nuestra tabla no aparece el potencial de reducción correspondiente al par $\text{ClO}_4^-/\text{Cl}_2$, procederemos del siguiente modo:

Potencial de reducción

Escribiremos las dos semirreacciones de potenciales conocidos cuya suma nos de la semirreacción buscada. Como las energías de Gibbs son aditivas (función de estado), sumaremos las de las correspondientes semireacciones con el fin de obtener la semirreacción problema. Finalmente, como sabemos cuál es la relación entre la energía de Gibbs normal y los correspondientes potenciales de reducción, podemos calcular el potencial en cuestión:

$\text{ClO}_4^- + 8 \text{H}^+ + 8 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}^- + 4 \text{H}_2\text{O}$	$E_1^\circ = +1.37 \text{ V};$	ΔG_1°
$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	2Cl^-	$E_2^\circ = +1.36 \text{ V};$	ΔG_2°

Invertimos la segunda ecuación, multiplicamos por dos la primera y sumamos:

$2 \text{ClO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 16 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$2 \text{Cl}^- + 8 \text{H}_2\text{O}$	$\Delta G_1^\circ = -16 F E_1^\circ$
2Cl^-	\rightleftharpoons	$\text{Cl}_2 + 2 \text{e}^-$	$-\Delta G_2^\circ = -(2 F E_2^\circ)$
$2 \text{ClO}_4^- + 16 \text{H}^+ + 14 \text{e}^-$	\rightleftharpoons	$\text{Cl}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$	$\Delta G_3^\circ = -14 F E_3^\circ$

$$\text{Como } \Delta G_3^\circ = \Delta G_1^\circ - \Delta G_2^\circ:$$

$$-14 F E_3^\circ = -16 F E_1^\circ - (-2 F E_2^\circ)$$

$$14 F E_3^\circ = 16 F E_1^\circ - 2 F E_2^\circ$$

$$E_3^\circ = (16 E_1^\circ - 2 E_2^\circ)/14$$

$$E_3^\circ = (16 \cdot 1.37 - 2 \cdot 1.36)/14 = 1.37 \text{ V}$$

Constante de equilibrio en las reacciones redox

Recordarás que $\Delta G = \Delta G^\circ + R \cdot T \cdot \ln Q$ (Q aquí es el cociente de reacción). En el equilibrio $\Delta G = 0$ y el cociente de reacción es la constante de equilibrio, esto permite escribir:

$$\Delta G^\circ = - R \cdot T \cdot \ln K$$

Y, por tanto:

Potencial de reducción

$$-n \cdot F \cdot E_{\text{pila}}^{\circ} = -R \cdot T \cdot \ln K$$

Podemos, por tanto, deducir la constante de equilibrio de una reacción redox a partir de su potencial normal:

$$\ln K = n \cdot F \cdot E^{\circ} / R \cdot T$$

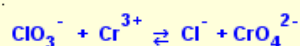
O, usando logaritmos decimales (con una temperatura de 25°C):

$$\log K = n \cdot E^{\circ} / 0.059$$

Donde E° es el potencial que tendría una pila constituida por los electrodos correspondientes a las dos semirreacciones.

- **Actividad:**

A partir de los valores de los potenciales normales de reducción tabulados, calcula el logaritmo neperiano de la constante de equilibrio (a 25 °C) de la siguiente reacción:



Puedes hacer otro ejercicio pulsando el botón verde.

NOTA: Haz los cálculos e introduce el resultado en la casilla de la solución pulsando la tecla "enter". Si lo necesitas, usa el botón de ayuda.

Corrosión

La corrosión es el deterioro que se produce en los metales cuando se someten a determinados procesos redox como la exposición del hierro al oxígeno del aire...

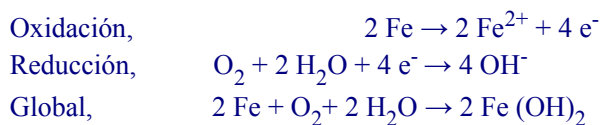
La corrosión produce unas pérdidas económicas mundiales enormes ya que afecta a edificios, puentes, barcos... Cualquier modo de evitar la corrosión de los metales redundará en grandes ahorros; por eso, se trata siempre de evitar la corrosión mediante recubrimientos de pinturas, de esmaltes, de otros metales, con la composición del metal (aleaciones) y con la llamada protección catódica.



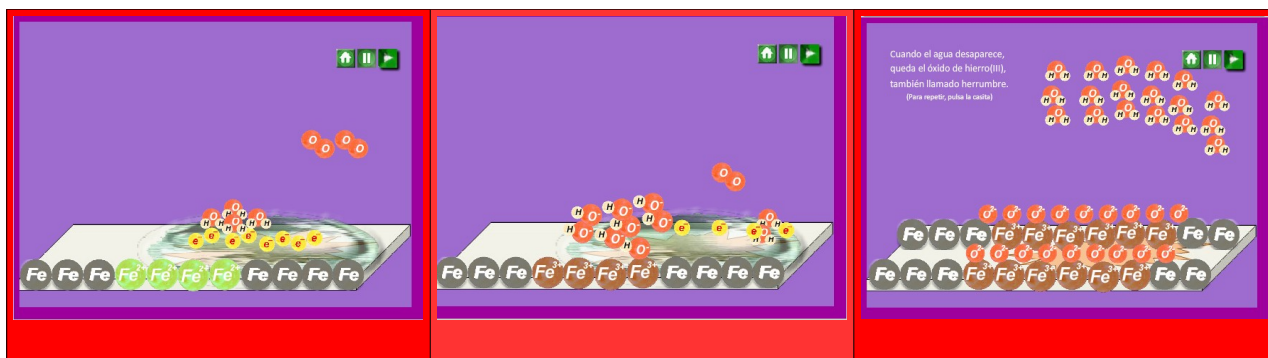
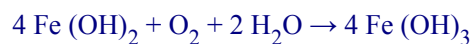
Potencial de reducción

- Corrosión del hierro**

Un modo de oxidación del hierro se debe a la presencia de aire y agua en un mismo ambiente. El hierro, al entrar en contacto con la humedad del aire, se oxida según la siguiente reacción:



Posteriormente, el hidróxido de hierro(II) es oxidado a hidróxido de hierro(III):



Oxidación del hierro en un ambiente húmedo

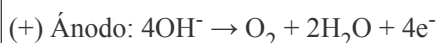
Electrolisis

La electrolisis es el proceso inverso al llevado a cabo en una pila eléctrica; es decir, conseguir producir una reacción redox no espontánea utilizando energía eléctrica.

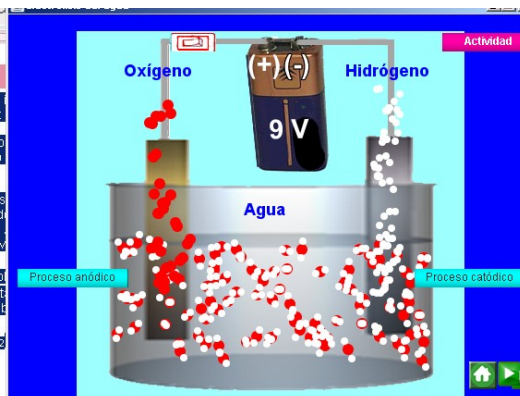
La electrolisis se puede producir haciendo pasar una intensidad de corriente por una disolución de un electrolito (compuesto iónico, ácidos, bases...) o por una cubeta con el electrolito fundido.

Una cuba electrolítica consiste en un recipiente con el electrolito fundido o disuelto en la que se introducen dos electrodos inertes (de grafito, platino...) conectados a una fuente de corriente eléctrica continua. Al contrario que en las pilas eléctricas, al electrodo positivo se le denomina ánodo y al negativo cátodo.

Podemos producir la electrolisis del agua (gracias a su autoionización, $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{OH}^- + \text{H}^+$). La electrolisis del agua aumenta su eficacia si añadimos un poco de electrolito a la misma. Los procesos que se llevan a cabo en los electrodos son:



- Pon en marcha la simulación de la electrolisis del agua (recuerda que las moléculas están muy ampliadas). Una vez puesta en marcha la simulación, conecta la batería mediante el interruptor de la parte superior de la escena. En el momento que conectes el interruptor, aparecerán dos nuevos botones que te permitirán visualizar los procesos anódico y catódico. ¿En qué se está descomponiendo el agua? ¿Cuál sería la diferencia de potencial teórica mínima necesaria para que comience la electrolisis del agua?



Electrolisis del agua

Leyes de Faraday

Faraday se interesó por los aspectos cuantitativos de la electrolisis; es decir, por la cantidad de sustancia que se depositaba en los electrodos en el proceso. Sus estudios condujeron a las leyes que llevan su nombre y que podríamos enunciar del siguiente modo:

1ª Ley: La masa de la sustancia liberada en un electrodo es directamente proporcional a la carga que se inyectó en el electrolito; es decir, a la intensidad de corriente multiplicada por el tiempo ($I \cdot \Delta t$).

2ª Ley: La masa de la sustancia depositada en un electrodo es directamente proporcional a su peso equivalente (M_{eq}); es decir a su masa molar dividida por la carga de la especie que se descarga en el electrodo.

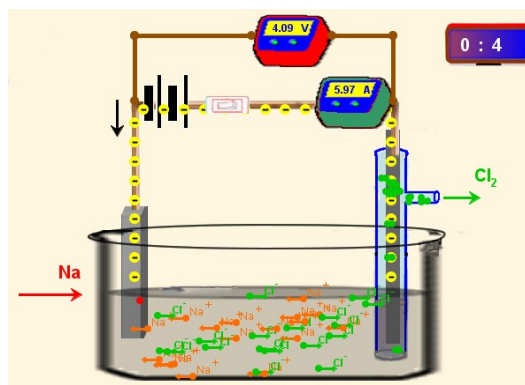
Ambas leyes se pueden resumir en:

Electrolisis

$$m = \frac{M_{eq} I \Delta t}{96500} = \frac{M}{n} \frac{I \Delta t}{96500}$$

- Vas a construir una celda electrolítica por partes. Deja que la simulación avance (puedes pararla en cualquier momento) y fijate bien en todos los procesos que tienen lugar.

Tienes los siguientes aparatos de medición: un amperímetro, un voltímetro y un reloj digital que marca los minutos y los segundos.



Electrolisis del NaCl

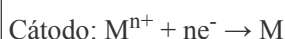
- ¿Por qué se usa un electrodo de grafito en la parte en que se descarga el cloro?
- ¿Cuál es la mínima diferencia de potencial (teórica) para producir la electrolisis del cloruro de sodio fundido?
- A la vista del applet, ¿que sustancia tiene mayor densidad, el sodio metálico o el cloruro de sodio fundido?
- Cuando acabe la animación, introduce en el campo que aparece la masa de sodio (en gramos) que se habría depositado en el cátodo.

Aplicaciones de la electrolisis

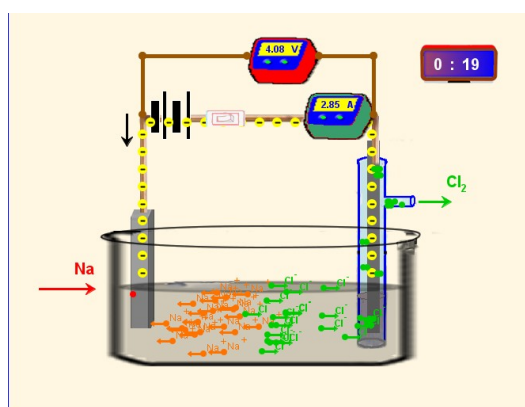
La electrolisis, como proceso inverso al que se da en la pila galvánica, puede usarse para cargar baterías pero, además, tiene otros usos.

Obtención de elementos.

Mediante la electrolisis podemos descomponer diferentes compuestos en sus elementos, la única condición es que estos compuestos fundidos o disueltos liberen iones. En el proceso catódico podemos obtener metales, hidrógeno:



De este modo se obtiene el sodio, el aluminio, el hidrógeno...



Obtención del cloro

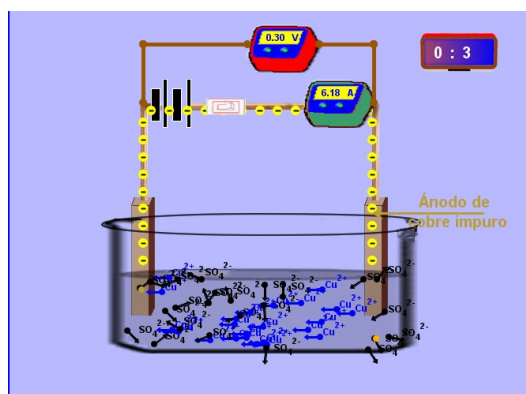
Electrolisis

En el proceso anódico podemos obtener no metales como el [cloro](#), el oxígeno:

Ánodo: $X^{n-} \rightarrow X + ne^{-}$

Purificación de metales.

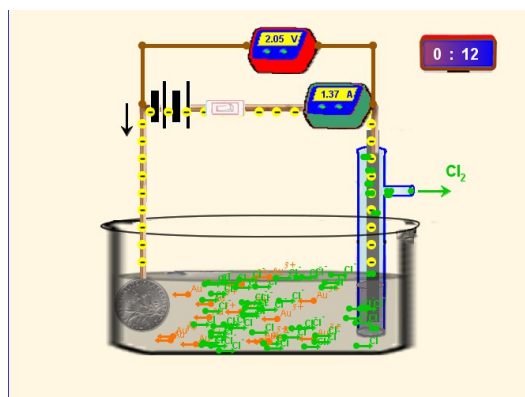
Para purificar un metal se usa como ánodo el metal impuro y como cátodo el mismo metal puro, ambos metales se sumergen en una cuba electrolítica con una disolución de una sal del metal en cuestión. Este método es muy usado en la purificación del [cobre](#)



Purificación del cobre

Galvanotecnia.

La electrolisis es usada también para recubrir ciertos metales con otro metal con el fin de embellecerlo y/o evitar la corrosión. Los metales que habitualmente se depositan son el oro, la plata, el cromo, el estaño... A este proceso se le denomina [galvanotecnia](#)



Dorado por galvanotecnia

Práctica

Valoración redox

Cuando se ha ajustado una reacción redox, se pueden hacer cálculos estequiométricos, ya que son los coeficientes estequiométricos los que nos indican cuál es la proporción en moles que intervienen en los reactivos y en los productos. En un laboratorio de química se usa la valoración para determinar la concentración de una especie química de concentración desconocida. Para ello se utiliza como disolución valorante la de una especie de concentración perfectamente conocida que reaccione con la especie contenida en la disolución problema.

En el caso de las reacciones redox podemos usar un agente oxidante de concentración conocida para valorar una especie reductora de concentración desconocida.

A partir de la estequiometría de la reacción, podemos escribir la siguiente expresión que nos permitirá hacer cálculos rápidos en una valoración:

$$N_{\text{oxidante}} \times V_{\text{oxidante}} = N_{\text{reductor}} \times V_{\text{reductor}}$$

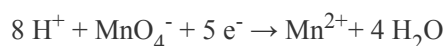
Donde N es la normalidad¹.

Permanganimetría

La permanganimetría es una valoración de especies que pueden oxidarse con permanganato. Se emplea en la valoración del agua oxigenada, materia orgánica, nitritos,....

El punto de equivalencia se alcanza cuando el número de equivalentes de la disolución valorada es el mismo que el de la disolución a valorar.

El permanganato es un oxidante enérgico y en medio ácido se reduce según esta semirreacción:



Para que transcurra la reacción, se necesitan iones H^+ que pueden ser suministrados por un ácido no oxidable por

¹ Normalidad redox: Es la normalidad de una disolución cuando se utiliza en una reacción redox, es decir $N = n_{\text{eq}}/V$. Normalidad reducción-oxidación. Es la normalidad de una disolución cuando se utiliza en una reacción redox, es decir $N = n_{\text{eq}}/V$. Donde n_{eq} es el número de equivalentes y V el volumen de la disolución expresado en litros..

En este caso el número de equivalentes se calcula de la siguiente forma: n_{eq} = moles de electrones que cede el reductor en su correspondiente semirreacción tabulada (por mol de sustancia),

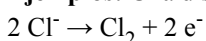
n_{eq} = moles de electrones que gana el oxidante en su correspondiente semirreacción tabulada (por mol de sustancia).

Donde: n_{eq} es la cantidad de equivalentes.

Por esto, podemos decir lo siguiente: $N_{\text{reductor}} = M \cdot n^\circ \text{ e}^- \text{ cedidos por el reductor}$. $N_{\text{oxidante}} = M \cdot n^\circ \text{ e}^- \text{ ganados por el oxidante}$.

Donde: N es la normalidad de la disolución y M es la molaridad de la disolución.

Ejemplos: Una disolución 1 M de Cl^- puede ceder 1 mol (por litro) de e^- , por lo tanto, es una disolución 1 N:

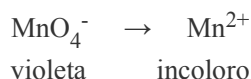


Una disolución 1 M de MnO_4^- capta 5 moles (por litro) de e^- para pasar a Mn^{2+} , por lo tanto, es una disolución 5 N:

Práctica

el permanganato como el ácido sulfúrico.

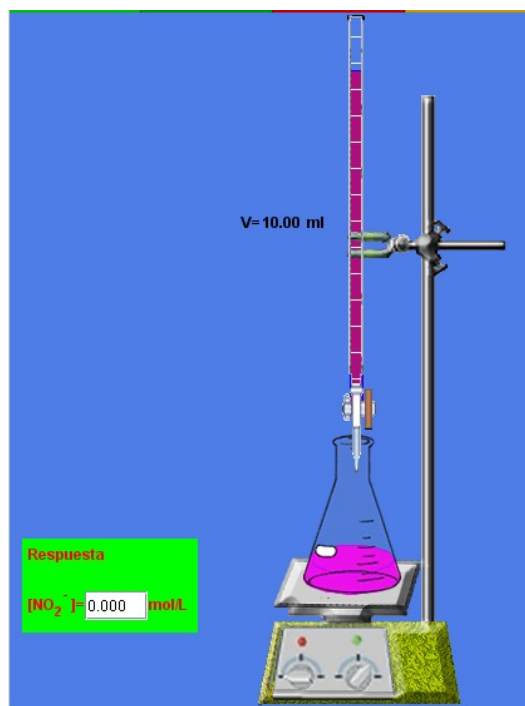
Las valoraciones de permanganato no necesitan indicador, ya que comunica a las disoluciones un color violeta intenso que pasa a incoloro debido a la reacción



- Los nitritos son ampliamente usados en las carnes (E249 , nitrito de potasio; E250 , nitrito de sodio). Su empleo se debe a su capacidad de mantener un color rojizo deseado en la carne (ya que reaccionan con la mioglobina) y a sus propiedades bacteriostáticas. Pero la concentración debe ser baja ya que, debido a su interacción con la hemoglobina, resultan tóxicos.

En la base del soporte tienes 50 ml de una disolución de nitrito sódico de concentración desconocida que tendrás que valorar con cualquiera de las disoluciones de permanganato de concentración conocida de que dispones.

Cuando calcules la concentración en moles/litro, introdúcela en la caja de respuesta. Escoge en primer lugar el reactivo que vas a usar; después, toma la bureta y llévala al soporte con el ratón. Para verter el permanganato sobre la disolución problema haz clics espaciados en la llave de la bureta. Cuando cambie el color de la disolución problema, habrá acabado la valoración. Si se te pide que repitas la valoración (el applet sólo admite un 7% de error), coge un reactivo con menor concentración para mejorar el cálculo de la concentración. Para repetir la misma valoración, pulsa el botón 'Repetir'



Permanganometría

Autoevaluación

Consejos

- Intenta resolver por ti mismo las diferentes cuestiones. Cuando acabes cada actividad, podrás ver las respuestas correctas.
- Respeta el uso de mayúsculas y minúsculas, así como los acentos en las actividades de "Espacios en Blanco".
- Cuando tengas que poner un número en la respuesta, usa la notación científica con un decimal así: 2.3E-45 (que sería $2.3 \cdot 10^{-45}$).

1.Introducción

Históricamente, el término de oxidación fue introducido por Lavoisier para explicar la combustión y, en general, todos los procesos en los que una sustancia se combina con el oxígeno. De forma independiente, se identificaban los procesos de reducción como aquellos en los que un óxido de metal se convertía en un metal con una disminución resultante en peso, de ahí probablemente su nombre. Hay una serie de



reacciones semejantes a la combustión que no se pueden explicar con la definición anterior. Con el tiempo se demostró que las reacciones de combustión, que se caracterizan por la energía desprendida en forma de calor y de luz, podían llevarse a cabo en presencia de elementos distintos al oxígeno, como la reacción del cloro con el sodio. Además, los metales pueden ser obtenidos a partir de otras sustancias distintas a la de sus óxidos (podemos obtener aluminio o potasio a partir de sus cloruros). También, cuando se pone el hierro en una solución de sulfato de cobre (II), se observa la precipitación de Cu metálico. Por tanto se hizo necesario el uso de una definición diferente a la usada por Lavoisier para englobar todas estas reacciones en un tipo común.

Hoy en día clasificamos como reacciones de oxidación y de reducción (redox) a todas las reacciones químicas en las que los átomos cambian su número (o estado) de oxidación.

Actividad 1.1



Actividad de Espacios en Blanco

Lee el siguiente párrafo e intenta rellenar los espacios en blanco.

El término oxidación fue usado por Lavoisier como la adición de a una sustancia. La reacción opuesta, la , se definió como la eliminación de de un metálico (ya que éste perdía). En el siglo XIX se descubrieron reacciones en las que se eliminaba de los compuestos orgánicos y a estos procesos también se los denominó . La agregación de a una sustancia sería una . Hoy en día el término oxidación se aplica a las reacciones tales como la conversión del ión cuproso (Cu^+) en ión cúprico (Cu^{2+}); en este caso se pierde un ; el proceso inverso, la adición de a una especie se denomina . La característica principal de los procesos de oxidación es la eliminación de de la sustancia. Por eso, la oxidación se define como la pérdida de de una sustancia.

Enviar

Actividad 1.2



Pregunta de Selección Múltiple

¿Cuáles de estos procesos representan una oxidación según Lavoisier?

- $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
- $\text{Cl} + \text{Na} \rightarrow \text{NaCl}$
- $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$

Mostrar Retroalimentación

2. Ajuste de ecuaciones químicas

Ajustar una reacción consiste en escribirla de manera simbólica (ecuación química) de modo que el número y tipo de los átomos de reactivo desaparecido coincidan con el número y tipo de los átomos del producto formado. En las reacciones redox, usaremos un tercer criterio a la



Autoevaluación

hora de ajustarlas: el número de electrones transferidos desde las especies reductoras tiene que ser igual al número de electrones aceptados por las especies oxidantes.

Actividad 2.1



Actividad de Espacios en Blanco

Ajusta mediante el método del ión-electrón la siguiente reacción redox. Cuando la hayas ajustado, pon los coeficientes estequiométricos en los espacios en blanco.

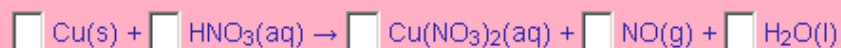


Actividad 2.2



Actividad de Espacios en Blanco

Ajusta mediante el método del ión-electrón la siguiente reacción redox que se da en medio ácido. Cuando la hayas ajustado, pon los coeficientes estequiométricos en los espacios en blanco.



Actividad 2.4



Actividad de Espacios en Blanco

Ajusta mediante el método del número de oxidación la siguiente reacción redox entre gases. Cuando la hayas ajustado, pon los coeficientes estequiométricos en los espacios en blanco.



Autoevaluación

3. Pilas galvánicas

Si sumergimos una pieza de hierro en una disolución de sulfato de cobre (II), veremos que, al cabo de cierto tiempo, la coloración azul va desapareciendo (siendo sustituida por una coloración verde-amarillenta, debido a la aparición de iones Fe^{2+} y Fe^{3+}) y que parte de la pieza de hierro desaparece. Además, observaremos que sobre la pieza de hierro se deposita cobre metálico. Esta reacción es espontánea y la podemos escribir así:



Aunque en realidad sería mejor escribir esta reacción en forma iónica, ya que se da en disolución acuosa:



La reacción espontánea estudiada anteriormente se puede utilizar para aprovechar el trabajo que puede realizar si somos capaces de "encauzar" los electrones que se transfieren desde la especie reductora (el hierro) a la especie oxidante (el catión cobre).

Los dispositivos capaces de aprovechar las reacciones redox espontáneas se denominan células galvánicas y su funcionamiento se basa en la separación física de las dos semirreacciones, de manera que los electrones se transfieran a través de un conductor.

Una vez tabulados los potenciales normales de electrodo, podemos calcular la fuerza electromotriz (normal) de cualquier pila:

$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}}$$

Actividad 3.1



Pregunta de Selección Múltiple

¿Cuál es la fuerza electromotriz estándar de una pila que utiliza los pares ($\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$) y ($\text{Ag}^+ | \text{Ag}$)?
¿Cuál de los pares constituiría el polo negativo de la pila?

- La fuerza electromotriz de la pila es de 3.2 V
- La fuerza electromotriz de la pila es de 1.56 V
- El polo negativo de la pila es el electrodo de cinc
- El polo negativo de la pila es es electrodo de plata

Actividad 3.2



Pregunta de Selección Múltiple

¿Cuál es el potencial normal (o estándar) del electrodo formado por el $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2$ en medio ácido?

- 1.70 V
- 2.34 V
- 5.1 V

Actividad 3.3



Pregunta de Elección Múltiple

La pila de Volta tiene cierto interés histórico por haber sido la primera pila construida. Consistía en una serie de discos de cobre y de cinc apilados con un papel empapado de cloruro de sodio insertado. ¿Cuál sería la diferencia de potencial entre los polos de una pila construida al apilar alternativamente 10 discos de cobre y diez discos de cinc?



- 13 V
- 11 V
- 1.1 V



*Pila de Volta
Fuente de la imagen:
Wikipedia (GuidoB)*

Autoevaluación

4.Espontaneidad y constante de equilibrio

A partir de la tabla de potenciales redox, es posible predecir la espontaneidad de una reacción teniendo en cuenta que la especie oxidada del par redox más oxidante será capaz de oxidar a la especie reducida del par más reductor.



Actividad 4.1



Pregunta de Selección Múltiple

Indica cuáles de estas reacciones redox son posibles y espontáneas:

- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{CH}_3\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HCHO} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{IK}$
- $\text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{MnO}_2$

Actividad 4.2



Pregunta Verdadero-Falso

Indica si la siguiente afirmación es verdadera o falsa.

El agua oxigenada (H_2O_2) se comportará como oxidante ante el I^- (yoduro)

Verdadero Falso 

Actividad 4.3



Pregunta de Selección Múltiple

Considera una pila como ésta: $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}(0.1 \text{ M})||\text{Cu}^{2+}(10^{-9} \text{ M})|\text{Cu}$. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

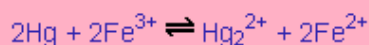
- La fuerza electromotriz de esta pila es de 0.86 V
- La fuerza electromotriz de esta pila será de 1.1 V
- El valor de la energía libre de Gibbs estándar (o normal) para la reacción será de -212 kJ/mol de cobre reducido.

Actividad 4.4



Pregunta de Elección Múltiple

Indica cuál será la constante de equilibrio en condiciones estándar de la siguiente reacción redox:



NOTA: consulta la tabla de potenciales normales.



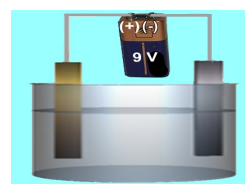
- 0.42
- $9.61 \cdot 10^{-7}$
- 0.21
- $3.61 \cdot 10^{-2}$

Autoevaluación

5. 5. Electrolisis

La electrolisis es el proceso inverso al llevado a cabo en una pila eléctrica; es decir, conseguir producir una reacción redox no espontánea utilizando energía eléctrica.

La electrolisis se realiza haciendo pasar una intensidad de corriente por una disolución de un electrolito (compuesto iónico, ácidos, bases...) o por una cubeta con el electrolito fundido.



Actividad 5.1



Pregunta de Selección Múltiple

Si hacemos pasar una corriente de 0.2 amperios por una disolución de sulfato de cobre (II) durante 5 minutos:

- Se depositarán en el cátodo 3 g de cobre
- Se depositarán en el cátodo 0.020 g de cobre
- Se depositarán en el ánodo 0.039 g de cobre

En el cátodo tendrá lugar el proceso:

- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Actividad 5.3



Pregunta de Elección Múltiple

Queremos dorar una medalla que tiene una superficie de 4 cm^2 de manera que la capa de oro tenga un espesor de 0.25 mm . Para conseguirlo, hacemos que la medalla forme parte del cátodo de una celda electrolítica donde hay como electrolito cloruro de oro(III) en cantidad suficiente. Si la intensidad de la corriente es de 2 A y la densidad del oro 19.3 g/cm^3 , tardará en completarse la operación:



- 1600 s
- 1418 s
- 2456 s

Actividad 5.2



Pregunta de Selección Múltiple

Queremos obtener 4 L de hidrógeno a 0 °C y 1 atm de presión mediante la electrolisis del agua con una corriente de 3 A . El tiempo que tardaremos en conseguirlo será de:

- 11490 s
- 10800 s
- 5678 s

Comprueba lo que sabes

Ahora, trata de resolver los siguientes ejercicio y preguntas. Después de tus respuestas verás una nota orientativa; si es mayor que el 50%, significa que vas bien. No obstante, intenta que sea del 100%.

1. Para ajustar esta reacción redox:



Los respectivos coeficientes estequiométricos serían:

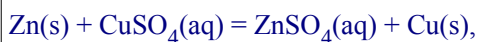
- 3, 4.5, 6, 1
- 2, 3, 2, 3, 1
- 1, 1, 2, 3, 1
- 3, 2, 1, 2, 3

Autoevaluación

El potencial redox de una pila que funcionase con estas reacciones sería:

- 8.09 V
- 0.38 V
- 0.55 V
- 0.21 V

2. En esta reacción:



¿Qué actúa como oxidante?

- Zn
- Cu^{2+}
- SO_4^{2-}
- Cu(s)
- Esta reacción no es redox

En el ejercicio anterior el valor de la constante Kc en condiciones normales sería de:

- $1.94 \cdot 10^{38}$
- $1.94 \cdot 10^{37}$
- $3.94 \cdot 10^{37}$

3. Cuántos electrones se necesita para ajustar la semirreacción de reducción del yodato a yodo (supón que el medio es ácido y utiliza el número entero más bajo posible) indica también en qué lado de la ecuación habría que ponerlos?

- 8, a la derecha
- 10, a la izquierda

¿Y en el caso de que la semirreacción considerada sea la reducción del ión Cu^{2+} a cobre elemental?

- 5, a la izquierda
- 2, a la izquierda
- 2, a la derecha

4. En solución acuosa el nitrato de calcio es electrolizado. Usando la tabla de potenciales, indica cuál de las respuestas es correcta:

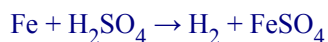
- En una cubeta electrolítica el oxidante más fuerte se descargará en el cátodo y el reductor más fuerte en el ánodo; por tanto, en este caso se descargará hidrógeno en el cátodo debido a que en esta semireacción $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ el potencial normal es de -0.88 V y el potencial de $\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$ es de -2.76 V
- En una cubeta electrolítica el reductor más fuerte se descargará en el cátodo y el oxidante más fuerte en el ánodo; por tanto, en este caso se descargará hidrógeno en el ánodo debido a que en esta semireacción $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ el potencial normal es de -0.88 V y el potencial de $\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$ es de -2.76 V
- En una cubeta electrolítica el oxidante más fuerte se descargará en el cátodo y el reductor más fuerte en el ánodo; por tanto, en este caso se descargará clorcio en el cátodo debido a que en esta semireacción $\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$, el potencial normal es de -2.76 V y el potencial de $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ es de -0.88 V

Autoevaluación

5. Un objeto es galvanizado con cobre (con una cubeta electrolítica como la de la figura). Indica cuál de estas respuestas es correcta:

- La concentración de iones Cu^{2+} en el electrolito disminuye
- El cobre se usa como cátodo
- Los iones cobre captan los electrones existentes en el objeto que es galvanizado
- Se desprende oxígeno en el ánodo

6. Para analizar 0.8 g de un mineral de hierro se le añade suficiente ácido sulfúrico para que se produzca esta reacción:



Posteriormente se oxida el hierro (II) obtenido en la reacción anterior con permanganato potásico consumiéndose 10 ml de una disolución 0,05 M del mencionado permanganato.

Ajusta estas reacciones e indica cuál de estas respuestas es la correcta:

- La riqueza en hierro del mineral es del 48%
- La riqueza en hierro del mineral es del 94%
- La riqueza en hierro del mineral es del 58%
- La riqueza en hierro del mineral es del 78%

Autoevaluación. Soluciones

Actividad 1.1

Actividad de Espacios en Blanco

Lee el siguiente párrafo e intenta rellenar los espacios en blanco.

El término oxidación fue usado por Lavoisier como la adición de **oxígeno** a una sustancia. La reacción opuesta, la **reducción**, se definió como la eliminación de **oxígeno** de un **óxido** metálico (ya que éste perdía **peso**). En el siglo XIX se descubrieron reacciones en las que se eliminaba **hidrógeno** de los compuestos orgánicos y a estos procesos también se los denominó **oxidación**. La agregación de **hidrógeno** a una sustancia sería una **reducción**. Hoy en día el término oxidación se aplica a las reacciones tales como la conversión del ión cuproso (Cu^+) en ión cúprico (Cu^{2+}); en este caso se pierde un **electrón**; el proceso inverso, la adición de **electrones** a una especie se denomina **reducción**. La característica principal de los procesos de oxidación es la eliminación de **electrones** de la sustancia. Por eso, la oxidación se define como la pérdida de **electrones** de una sustancia.

Actividad 1.2

Pregunta de Selección Múltiple

¿Cuáles de estos procesos representan una oxidación según Lavoisier?

- $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$
Correcto
- $\text{Cl} + \text{Na} \rightarrow \text{NaCl}$
Correcto
- $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$
Correcto

Actividad 2.1

Actividad de Espacios en Blanco

Ajusta mediante el método del ión-electrón la siguiente reacción redox. Cuando la hayas ajustado, pon los coeficientes estequiométricos en los espacios en blanco.



Actividad 2.2

Actividad de Espacios en Blanco

Ajusta mediante el método del ión-electrón la siguiente reacción redox que se da en medio ácido. Cuando la hayas ajustado, pon los coeficientes estequiométricos en los espacios en blanco.



Actividad 2.3

Actividad de Espacios en Blanco

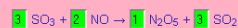
Ajusta mediante el método del ión-electrón la siguiente reacción redox que se da en medio básico. Cuando la hayas ajustado, pon los coeficientes estequiométricos en los espacios en blanco.



Actividad 2.4

Actividad de Espacios en Blanco

Ajusta mediante el método del número de oxidación la siguiente reacción redox entre gases. Cuando la hayas ajustado, pon los coeficientes estequiométricos en los espacios en blanco.



Actividad 3.1

Pregunta de Selección Múltiple

¿Cuál es la fuerza electromotriz estándar de una pila que utiliza los pares ($\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$) y ($\text{Ag}^+ | \text{Ag}$)? ¿Cuál de los pares constituiría el polo negativo de la pila?

- La fuerza electromotriz de la pila es de 3.2 V
Correcto
- La fuerza electromotriz de la pila es de 1.56 V
Correcto
- El polo negativo de la pila es el electrodo de cinc
Correcto
- El polo negativo de la pila es el electrodo de plata
Correcto

Actividad 3.2

Pregunta de Selección Múltiple

¿Cuál es el potencial normal (o estándar) del electrodo formado por el $\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2$ en medio ácido?

- 1.70 V
Correcto
- 2.34 V
Correcto
- 5.1 V
Correcto

Autoevaluación. Soluciones

Actividad 3.3



Pregunta de Elección Múltiple

La pila de Volta tiene cierto interés histórico por haber sido la primera pila construida. Consistía en una serie de discos de cobre y de cinc apilados con un papel empapado de cloruro de sodio insertado. ¿Cuál sería la diferencia de potencial entre los polos de una pila construida al apilar alternativamente 10 discos de cobre y diez discos de cinc?



Pila de Volta
Fuente de la imagen: Wikipedia (GuidoB)

- 13 V
 11 V
 1.1 V

Bien. 😊

Actividad 4.1



Pregunta de Selección Múltiple

Indica cuáles de estas reacciones redox son posibles y espontáneas:

- $K_2Cr_2O_7 + CH_3OH + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + HCHO + K_2SO_4 + H_2O$
Correcto
- $I_2 + H_2O + K_2SO_4 \rightarrow KI_3 + H_2SO_3 + IK$
Correcto
- $MnCl_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + MnO_2$
Correcto

Actividad 4.2



Pregunta Verdadero-Falso

Indica si la siguiente afirmación es verdadera o falsa.

El agua oxigenada (H_2O_2) se comportará como oxidante ante el I^- (yoduro)

Verdadero Falso
¡Correcto!

Actividad 4.3



Pregunta de Selección Múltiple

Considera una pila como ésta: $Zn|Zn^{2+}(0.1 M)||Cu^{2+}(10^{-9} M)|Cu$. Indica cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- La fuerza electromotriz de esta pila es de 0.86 V
Correcto
- La fuerza electromotriz de esta pila será de 1.1 V
Correcto
- El valor de la energía libre de Gibbs estándar (o normal) para la reacción será de -212 kJ/mol de cobre reducido.
Correcto

Actividad 5.1

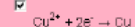


Pregunta de Selección Múltiple

Si hacemos pasar una corriente de 0.2 amperios por una disolución de sulfato de cobre (II) durante 5 minutos:

- Se depositarán en el cátodo 3 g de cobre
Correcto
- Se depositarán en el cátodo 0.020 g de cobre
Correcto
- Se depositarán en el ánodo 0.039 g de cobre
Correcto

En el cátodo tendrá lugar el proceso:



Correcto

Actividad 5.2



Pregunta de Selección Múltiple

Queremos obtener 4 L de hidrógeno a 0 °C y 1 atmósfera de presión mediante la electrolisis del agua con una corriente de 3 A. El tiempo que tardaremos en conseguirlo será de:

- 11490 s
Correcto
- 10800 s
Correcto
- 5678 s
Correcto

Actividad 5.3



Pregunta de Elección Múltiple

Queremos dorar una medalla que tiene una superficie de 4 cm^2 de manera que la capa de oro tenga un espesor de 0.25 mm. Para conseguirlo, hacemos que la medalla forme parte del cátodo de una celda electrolítica donde hay como electrolito cloruro de oro(III) en cantidad suficiente. Si la intensidad de la corriente es de 2 A y la densidad del oro 19.3 g/cm^3 , tardará en completarse la operación:

- 1600 s
 1418 s
 2456 s

Muy bien. 😊

Autoevaluación. Soluciones

Comprueba lo que sabes

Ahora, trata de resolver los siguientes ejercicio y preguntas. Después de tus respuestas verás una nota orientativa; si es mayor que el 50%, significa que vas bien. No obstante, intenta que sea del 100%.

1. Para ajustar esta reacción redox:



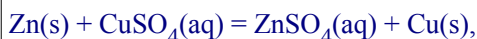
Los respectivos coeficientes estequiométricos serían:

- 3, 4,5, 6, 1
- 2, 3, 2, 3, 1**
- 1, 1, 2, 3, 1
- 3,2, 1, 2, 3

El potencial redox de una pila que funcionase con estas reacciones sería:

- 8.09 V
- 0.38 V**
- 0.55 V
- 0.21 V

2. En esta reacción:



¿Qué actúa como oxidante?

- Zn
- Cu²⁺**
- SO₄²⁻
- Cu(s)
- Esta reacción no es redox

En el ejercicio anterior el valor de la constante Kc en condiciones normales sería de:

- 1.94·10³⁸
- 1.94·10³⁷**
- 3.94·10³⁷

3. ¿Cuántos electrones se necesita para ajustar la semirreacción de reducción del yodato a yodo (supón que el medio es ácido y utiliza el número entero más bajo posible) indica también en qué lado de la ecuación habría que ponerlos?

- 8, a la derecha
- 10, a la izquierda**

¿Y en el caso de que la semirreacción considerada sea la reducción del ión Cu²⁺ a cobre elemental?

- 5, a la izquierda

Autoevaluación. Soluciones

- 2, a la izquierda**
 2, a la derecha

4. En solución acuosa el nitrato de calcio es electrolizado. Usando la tabla de potenciales, indica cuál de las respuestas es correcta:

En una cubeta electrolítica el oxidante más fuerte se descargará en el cátodo y el reductor más fuerte en el ánodo; por tanto, en este caso se descargará hidrógeno en el cátodo debido a que en esta semireacción $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ el potencial normal es de -0.88 V y el potencial de $\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$ es de -2.76 V

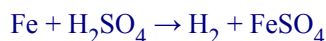
En una cubeta electrolítica el reductor más fuerte se descargará en el cátodo y el oxidante más fuerte en el ánodo; por tanto, en este caso se descargará hidrógeno en el ánodo debido a que en esta semireacción $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ el potencial normal es de -0.88 V y el potencial de $\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}$ es de -2.76 V

En una cubeta electrolítica el oxidante más fuerte se descargará en el cátodo y el reductor más fuerte en el ánodo; por tanto, en este caso se descargará calcio en el cátodo debido a que en esta semireacción $\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}$, el potencial normal es de -2.76 V y el potencial de $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ es de -0.88 V

5. Un objeto es galvanizado con cobre (con una cubeta electrolítica como la de la figura). Indica cuál de estas respuestas es correcta:

- La concentración de iones Cu^{2+} en el electrolito disminuye
 El cobre se usa como cátodo
 Los iones cobre captan los electrones existentes en el objeto que es galvanizado
 Se desprende oxígeno en el ánodo

6. Para analizar 0.8 g de un mineral de hierro se le añade suficiente ácido sulfúrico para que se produzca esta reacción:



Posteriormente se oxida el hierro (II) obtenido en la reacción anterior con permanganato potásico consumiéndose 10 ml de una disolución 0,05 M del mencionado permanganato.

Ajusta estas reacciones e indica cuál de estas respuestas es la correcta:

- La riqueza en hierro del mineral es del 48%
 La riqueza en hierro del mineral es del 94%
 La riqueza en hierro del mineral es del 58%
 La riqueza en hierro del mineral es del 78%