

TEMA N° 8

OXIDACIÓN - REDUCCIÓN.

ELECTROQUÍMICA

El Universo está constituido por **MATERIA**, ésta por **compuestos** químicos, estos por moléculas y las moléculas por átomos. Podemos considerar tres partículas elementales dentro del átomo, sabemos que son muchas más. Estas partículas son los protones con carga eléctrica positiva (p^+), los electrones con carga eléctrica negativa (e^-) y los neutrones que no tienen carga eléctrica (n^0).

Los protones y neutrones se encuentran en el núcleo en donde crean su propio mundo y sólo los protones saldrán del mismo **en las reacciones nucleares** cuando se emite una radiación "beta" y se transforma en un **electrón** y en un **neutrino**. Sin embargo, los electrones se encuentran en la corteza electrónica girando alrededor del núcleo, en diferentes niveles energéticos. En un principio el átomo es **NEUTRO** ($n^0 e^- = n^0 p^+$), pero en estas condiciones no es estable y tiende a **ceder** y **captar** electrones para conseguir estabilidad y posteriormente poder constituir las **moléculas**, **cristales moleculares**, en definitiva la **MATERIA**.

Este **captar** y **ceder** electrones por parte de los átomos es el responsable de muchos fenómenos, tales:

- a) **Producción industrial de metales.**
- b) **Obtención de energía eléctrica (pilas y acumuladores).**
- c) **Corrosión de los metales. Proceso muy importante, desde el punto de vista negativo, en la construcción.**

Uno de los fenómenos que tienen como base la **transferencia electrónica** lo podéis ver en el siguiente Video:

Video: La corrosión de metales

http://www.youtube.com/watch?v=t47Ffkku_uM

Contenido Temático

- 1.- Concepto Electrónico de Oxidación - Reducción
- 2.- Número de Oxidación
 - 2.1.- Normas para el establecimiento del Número de Oxidación
- 3.- Ajuste de las reacciones de Oxidación- Reducción
 - 3.1.- Método del Número de Oxidación
 - 3.2.- Método de Ion - Electrón
- 4.- Oxidantes y reductores típicos
- 5.- Volumetrías de Oxidación - Reducción
- 6.- Electroquímica
 - 6.1.- Pilas Galvánicas
 - 6.2.- Potenciales de electrodo
 - 6.2.1. - Electrodo Normal de Hidrógeno
 - 6.2.2.- Fuerza Electromotriz de una pila
- 7.- Electrólisis
 - 7.1.- Electrólisis de una Sal Fundida
 - 7.2.- Electrólisis de una Sal Disuelta
 - 7.3.- Electrólisis de Ácidos Hidrácidos
 - 7.4.- Electrólisis de Ácidos Oxácidos
- 8.- Leyes de Faraday
- 9.- La Corrosión
 - 9.1.- Protección contra la Corrosión

1.- Concepto Electrónico de la Oxidación - Reducción

Oxidación - Reducción

http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/oxido_reduccion.htm

Oxidación - Reducción

<https://es.khanacademy.org/science/ap-chemistry-beta/x2eef969c74e0d802:chemical-reactions/x2eef969c74e0d802:oxidation-reduction-redox-reactions/a/oxidation-reduction-redox-reactions>

Concepto de Oxidación - Reducción

<https://www.quimitube.com/videos/oxidacion-reduccion-concepto/>

Reacciones de Oxidación - Reducción

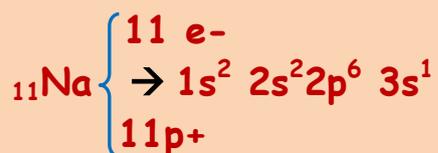
http://fresno.pntic.mec.es/~fgutie6/quimica2/ArchivosHTML/Teo_5_princ.htm

Reacciones de Oxidación - Reducción

https://www.alonsoformula.com/QBACH/7_red-ox.htm

Vamos a estudiar cómo se unen los átomos de sodio y cloro para formar el compuesto químico cloruro sódico (NaCl).

Empezaremos estudiando el átomo de sodio:



El sodio se **estabiliza** tomando la estructura del **gas noble** que le precede en S. P, es decir, el **Ne** que tiene en su última capa **8 e⁻**.

Para ello el átomo de sodio tiene que **ceder un electrón** y quedarse con los **8 e⁻** existentes en la **penúltima capa** de la corteza electrónica.

Luego lo que está ocurriendo es:



El sodio se ha transformado en una especie química estable pero totalmente diferente a lo que era en un principio. El **catión sodio**, Na⁺. Se encuentra en condiciones de poder formar un compuesto químico siempre y cuando **exista otro átomo** que capte **el electrón** que perdió el sodio.

La reacción:



Se conoce como **Semirreacción de Oxidación**.

Aparece por primera vez el concepto de **Oxidación**. ¿Qué implica la **oxidación de un átomo**?. Si tenemos en cuenta la **semirreacción de oxidación**, implica:

- a) **Perdida de electrones por parte del átomo**
- b) **Ganancia de cargas positivas por parte del átomo que se transforma en un ion**

c) **Pérdida de cargas negativas por parte del átomo.** El sodio tendría en estos momentos **11 p⁺** y **10 e⁻**, es decir, un **exceso de una carga eléctrica positiva** que lo transforma en **catión sodio**, Na⁺, y repito con propiedades totalmente diferentes al átomo de sodio neutro.

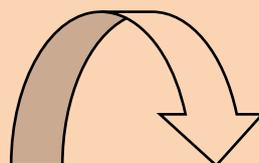
El átomo de **cloro**, también entra en juego y sabemos de él que tiene un número atómico, **Z**, igual a **17** y que representamos el átomo de cloro de la forma **¹⁷Cl**, es decir, presenta **17 p⁺** y **17 e⁻**. Su configuración electrónica es:

Cl → 1s² 2s²2p⁶ **3s²3p⁵** (En rojo la capa más externa de la Corteza Electrónica del átomo de cloro conocida como Capa de Valencia)

Al igual que el sodio tiende a estabilizarse y para ello quiere obtener la configuración del gas noble. Estudiando su configuración electrónica observamos que **tomando un electrón** (el que cede el sodio) podría conseguir sus **8 e⁻**:



Ya ha conseguido el cloro sus 8 e⁻ pero a costa de transformarse en algo totalmente diferente a lo que era el cloro neutro. Se ha convertido en un **Ion**, en este caso un **anión** con un exceso de **una carga eléctrica negativa**, Cl⁻.



La reacción (1) anterior se conoce con el nombre de **Semirreacción de Reducción**. Aparece el concepto de **Reducción**. ¿Qué implica? ¿Cuáles son sus efectos?

Según la semirreacción de reducción:

- a) **Ganancia de electrones por parte del átomo.**
- b) **Ganancia de carga eléctrica negativa por parte del átomo.**
- c) **Perdida de cargas positivas (pero nunca protones).**
Ahora el cloro presenta **17 p⁺** y **18 e⁻** y se ha transformado en un **anión, Cl⁻**.

Viene ahora un juego de palabras muy importante. El **sodio** se ha **oxidado**, es decir, **ha perdido electrones**, quién se lleve esos electrones será el **Agente Oxidante**, en este caso el **átomo de cloro**.

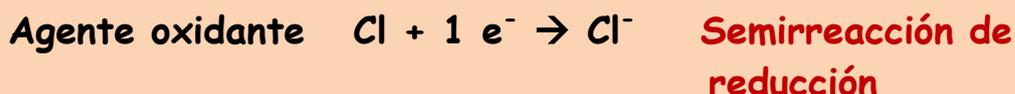
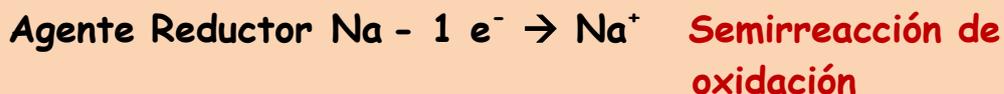
El **cloro** se ha **reducido** porque ha **tomado electrones**, quién proporcione esos electrones será el **Agente Reductor**, en este caso el **átomo de sodio**.

Conclusión:

- a) Cuando un átomo **cede** electrones es un **agente REDUCTOR**.
- b) Cuando un átomo **capta** electrones es un **agente OXIDANTE**.

Cuando el **átomo** que **cede** o **capta electrones** pertenece a un compuesto determinado, decimos que ese **compuesto** es el agente **reductor** o agente **oxidante**.

Unamos las dos semirreacciones:



En todo este proceso se han obtenido especies químicas con **cargas eléctricas positivas** y **cargas eléctricas negativas** que como sabemos se atraen, **por fuerzas electrostáticas**, entre ellas y se forma el compuesto químico **NaCl**.

Podemos dar definiciones más académicas:

Hay **Oxidación** siempre que un **átomo** o **grupo de átomos** **Pierde electrones** o **aumenta sus cargas positivas**.

Hay **Reducción** siempre que un **átomo** o **grupo de átomos** **Gana electrones**, **aumentando sus cargas negativas** o **disminuyendo las positivas**.

Un **Oxidante** es toda sustancia química que **captando electrones**, y por tanto **disminuyendo sus cargas positivas** o **aumentando las negativas**, produce la **oxidación** de la otra.

Un **Reductor** es toda especie química que **cediendo electrones**, y por tanto **aumentando su carga positiva** o **disminuyendo la negativa**, produce la **reducción** de la otra.

REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES. OXIDACIÓN - REDUCCIÓN. ELECTROQUÍMICA www.quimiziencia.es

Podemos terminar el inicio del tema afirmando que **Para existir Oxidación debe Existir Reducción**. La **oxidación y reducción** son procesos **Simultáneos**.

2.- Número de Oxidación.

Número de Oxidación. Tabla de números de oxidación
<https://www.dequimica.info/numero-de-oxidacion>

Número de Oxidación
http://www.guatequimica.com/tutoriales/redox/Numero_de_Oxidacion.htm

Reacciones de Oxidación-Reducción. Estados de Oxidación.
http://www.profesorenlinea.cl/Quimica/oxido_reduccion.htm

Número de Oxidación
<https://misuperclase.com/tabla-periodica-con-numeros-de-oxidacion/>

Los **elementos químicos** presentan dos tipos de valencia:

- a) **Valencia covalente**
- b) **Valencia iónica**

La valencia **Covalente** viene determinada por el número de orbitales **semiocupados** (electrones solitarios dentro de un subnivel energético) existentes en la capa de valencia de la configuración electrónica del átomo. Nos informa del **número de comparticiones (enlaces covalentes)** que el átomo puede realizar.

La valencia **Iónica** viene determinada por el número de **cargas eléctricas positivas o negativas que adquiere el átomo para conseguir la estructura de gas noble**. Nos informa que el enlace que van a constituir dos átomos con este tipo de valencia será del tipo **Iónico**.

Supongamos la familia de los **Anfígenos** (O, S, Se, Te, Po) , sus valencias son: **- 2 , 2 , 4 y 6**. La **-2** sería la valencia **iónica** y el resto la **covalente**.

El **Número de Oxidación** de un elemento en un **compuesto** es la **carga eléctrica, positiva o negativa**, que tendría un átomo de ese elemento si el compuesto del que forma parte estuviese constituido por **iones** (molécula = anión + catión).

El número de oxidación **No tiene por qué Coincidir** con la valencia del elemento, pero normalmente y a nuestro nivel, **suelen coincidir**. El número de oxidación puede ser incluso **fraccionario**.

En el caso de los elementos del grupo **VI - A** (Anfígenos) el número de oxidación que presentan son: **- 2 , + 2, + 4, + 6**.

2.1.- Normas para el establecimiento del Número de Oxidación

- a) El número de oxidación de cualquier elemento en estado natural (átomo o molécula) es **Cero** (Cu, Pt, Zn, O₂, N₂, Cl₂).
- b) El número de oxidación del **Oxígeno** en todos sus compuestos es **-2**, excepto en los peróxidos (O₂⁼) que es **-1**.

- c) El **hidrógeno** combinado con elementos **electronegativos** (derecha del S.P) tiene de **número de oxidación +1**; combinado con elementos **electropositivos** (izquierda del S.P) es **-1**. En los ácidos y bases actúa con número de oxidación de **+1**
- d) El número de oxidación de los **Metales Alcalinos** en sus compuestos es siempre **+1**, y el de los **Alcalinotérreos**, **+2**.
- e) En los **Haluros** (Fluoruro, Cloruro, Bromuro, Ioduro) el número de **oxidación es -1**.
- f) La suma algebraica de los números de oxidación de todos los átomos que forman la molécula es **Cero**, es decir, la molécula **debe ser siempre Neutra**.

Número de Oxidación. **Tabla de números de oxidación**
<https://www.dequimica.info/numero-de-oxidacion>

Ejercicio resuelto

Indica el n° de oxidación de cada elemento en los siguientes compuesto e iones: a) NH_4ClO_4 ; b) CaH_2 ; c) $(\text{HPO}_4)^{-2}$; d) ICl_3

Resolución

a) NH_4ClO_4

Según la **I.U.P.A.C.** si consideramos que las moléculas de los compuestos químicos están constituidas por **iones**, pondremos los **cationes** (exceso de carga positiva) en la **izquierda** del compuesto y los **aniones** (exceso de carga negativa) en la **derecha** del compuesto.

Para el caso del NH_4ClO_4 nos encontramos con unos de los pocos cationes poliatómicos $(\text{NH}_4)^+$ llamado **cación Amonio** o

Amónico que recomiendo lo aprendáis de memoria. Si el catión tiene un exceso de una carga eléctrica positiva tendrá su razón de ser:

$(\text{N}^{-3} \text{H}_4^+)^+$ Matemáticamente se cumple:

$$-3 + 4 \cdot (+) = -3 + 4 = +1$$

Luego ya tenemos el número de oxidación del N **(-3)** y del H **(+)**. El conjunto del catión será $(\text{NH}_4)^+$.

Como la molécula debe ser **eléctricamente neutra**, todo lo que quede a la **derecha** del **catión** debe actuar con una carga **(-1)**, es decir, $(\text{ClO}_4)^-$. El juego de los estados de oxidación dentro del anión debe ser igual a **(-1)**. Para ello y recordando las reglas de establecimiento de los números de oxidación se cumplirá:

El **oxígeno** siempre actúa con un estado de oxidación de **-2** (excepto en los peróxidos). El estado de oxidación del cloro no lo conocemos, le llamaremos **"x"** y debemos calcularlo:

En el anión $(\text{ClO}_4)^-$ se cumple:

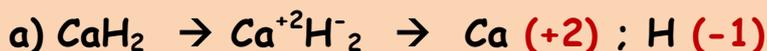


En el átomo de Cl no existe el subíndice **1** pero lo pongo para que sepáis que en una fórmula, cuando un átomo no lleva subíndice supondremos que **"lleva la unidad"**. Se cumplirá que:

$$1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = -1 \quad ; \quad x - 8 = -1 \quad ; \quad x = 7$$

Luego los estados de oxidación que nos quedaban por determinar son: **Cl (+7)** y **O = (-2)**

Para el resto de los compuestos químicos procederé a realizar los cálculos directamente:

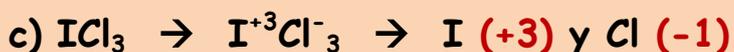


$$1 \cdot (+) + 1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = -2$$

$$1 + x - 8 = -2 ; x = -2 - 1 + 8 ; x = +5$$

Matemáticamente hablando, por el signo "+" delante de un número no es muy normal pero en Química es fundamental.

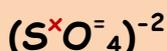
Luego contestando a lo pedido: **H (+1)** ; **P (+5)** y **O (-2)**



Ejercicio Resuelto

Determina los estados de oxidación de todos los elementos químicos presentes en las siguientes sustancias: ácido sulfúrico, ácido nítrico, ácido fosfórico, ácido hipocloroso, cloruro de calcio, sulfato de hierro (III).

Resolución



$$1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = -2 ; x - 8 = -2 ; x = +6$$

S (+6) y O (-2).

Ácido nítrico $\rightarrow \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+(\text{N}^x\text{O}^-_3)^- \rightarrow \text{H (+1)}$

$(\text{N}^x\text{O}^-_3)^-$

$$1 \cdot x + 3 \cdot (-2) = -1 \quad ; \quad x - 6 = -1 \quad ; \quad x = +5$$

N (+5) y O (-2).

Ácido fosfórico $\rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}^+_3(\text{P}^x\text{O}^-_4)^{-3} \rightarrow \text{H (+1)}$

$(\text{P}^x\text{O}^-_4)^{-3}$

$$1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = -3 \quad ; \quad x - 8 = -3 \quad ; \quad x = +5$$

Ácido hipocloroso $\rightarrow \text{HClO} \rightarrow \text{H}^+(\text{Cl}^x\text{O}^-)^- \rightarrow \text{H (+1)}$

$(\text{Cl}^x\text{O}^-)^-$

$$1 \cdot x + 1 \cdot (-2) = -1 \quad ; \quad x - 2 = -1 \quad ; \quad x = +1$$

Cl (+1) y O (-2).

Cloruro cálcico $\rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{Ca}^{+2}\text{Cl}^-_2 \rightarrow \text{Ca (+2) y Cl (-1)}$

Sulfato de hierro (III) $\rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}^{+3}_2(\text{S}^x\text{O}^-_4)^{-3} \rightarrow \text{Fe (+3)}$

$(\text{S}^x\text{O}^-_4)^{-3}$

$$1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = -2 \quad ; \quad x - 8 = -2 \quad ; \quad x = +6$$

S (+6) y O (-2).

Ejercicio Resuelto

Determina los estados de oxidación de todos los elementos químicos presentes en las siguientes sustancias: yoduro de plata, trióxido de azufre, ion sulfito, ion cromato, ion perclorato, ion nitrito.

Resolución

Yoduro de plata \rightarrow AgI \rightarrow Ag⁺I⁻ \rightarrow Ag (+1) y I (-1)

Trióxido de azufre \rightarrow SO₃ \rightarrow S^xO₃⁻ \rightarrow

$$1 \cdot x + 3 \cdot (-2) = 0$$
$$x - 6 = 0 ; x = +6 \rightarrow$$

S (+6) ; O (-2).

Ion Sulfito \rightarrow (SO₃)⁻ \rightarrow (S^xO₃)⁻ \rightarrow O (-2)

(S^xO₃)⁻ \rightarrow

$$1 \cdot x + 3 \cdot (-2) = -2 ; x - 6 = -2 ; x = +4$$

S (+4) ; O (-2).

Ion Cromato \rightarrow (CrO₄)⁻ \rightarrow (Cr^xO₄)⁻ \rightarrow O (-2)

(Cr^xO₄)⁻ \rightarrow

$$1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = -2 ; x - 8 = -2 ; x = +6$$

Cr (+6)

Ion Perclorato $\rightarrow (\text{ClO}_4)^- \rightarrow (\text{Cl}^x\text{O}^-_4)^- \rightarrow \text{O} (-2)$

$(\text{Cl}^x\text{O}^-_4)^- \rightarrow$

$$1 \cdot x + 4 \cdot (-2) = -1 \quad ; \quad x - 8 = -1 \quad ; \quad x = +7$$

Cl (+7)

Ion Nitrito $\rightarrow (\text{NO}_2)^- \rightarrow (\text{N}^x\text{O}^-_2)^- \rightarrow \text{O} (-2)$

$(\text{N}^x\text{O}^-_2)^- \rightarrow$

$$1 \cdot x + 2 \cdot (-2) = -1 \quad ; \quad x - 4 = -1 \quad ; \quad x = +3$$

N (+3)

Ejercicio Resuelto

Indique los números de oxidación en cada uno de los elementos que forman parte de las siguientes especies químicas:

a) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$; b) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; c) $(\text{S}_4\text{O}_6)^{-2}$; d) $(\text{S}_2\text{O}_7)^{-2}$

Resolución

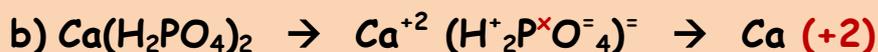
a) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}^+_2(\text{S}^x_2\text{O}^-_3)^- \rightarrow \text{Na} (+1)$

$(\text{S}^x_2\text{O}^-_3)^- \rightarrow$

$$2 \cdot x + 3 \cdot (-2) = -2 \quad ; \quad 2x - 6 = -2 \quad ; \quad 2x = +4$$

$$x = +2$$

S (+2) y O (-2).



$$2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = -2 \quad ; \quad 2 + x - 8 = -2$$

$$x - 6 = -2 \quad ; \quad x = +4 \rightarrow$$

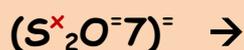
H (+1) ; P (+4) y O (-2).



$$4 \cdot x + 6 \cdot (-2) = -2 \quad ; \quad 4x - 12 = -2 \quad ; \quad 4x = +10$$

$$x = +10/4 \rightarrow$$

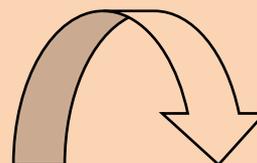
S (+10/4)



$$2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = -2 \quad ; \quad 2x - 14 = -2 \quad ; \quad 2x = +12$$

$$x = +6 \rightarrow$$

S (+6)

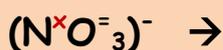
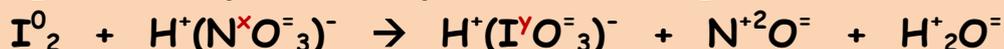


Ejercicio resuelto

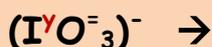
Indique los números de oxidación de cada uno de los elementos químicos que intervienen en la siguiente reacción química:



Resolución

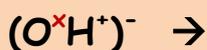
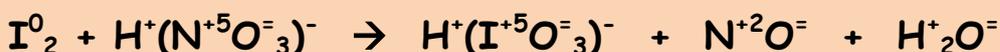


$$1 \cdot x + 3 \cdot (-2) = -1 \quad ; \quad x - 6 = -1 \quad ; \quad x = +5$$

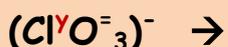


$$1 \cdot y + 3 \cdot (-2) = -1 \quad ; \quad y - 6 = -1 \quad ; \quad y = +5$$

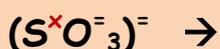
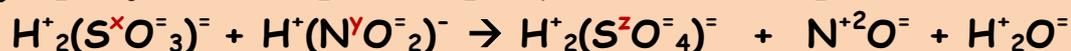
La reacción química con todos los elementos con sus números de oxidación quedaría:



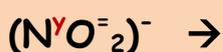
$$1 \cdot x + 1 \cdot (+) = -1 \quad ; \quad x + 1 = -1 \quad ; \quad x = -2$$



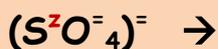
$$1 \cdot \text{y} + 3 \cdot (-2) = -1 ; \text{y} - 6 = -1 ; \text{y} = +5$$



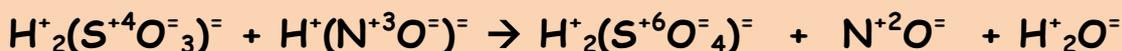
$$1 \cdot \text{x} + 3 \cdot (-2) = -2 ; \text{x} - 6 = -2 ; \text{x} = +4$$



$$1 \cdot \text{y} + 2 \cdot (-2) = -1 ; \text{y} - 4 = -1 ; \text{y} = +3$$

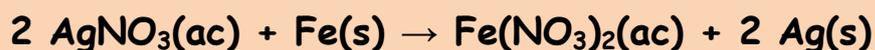


$$1 \cdot \text{z} + 4 \cdot (-2) = -2 ; \text{z} - 8 = -2 ; \text{z} = +6$$



Ejercicio Resuelto

Razona si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones.
En la reacción:



a) Los cationes Ag^+ actúan como reductores.

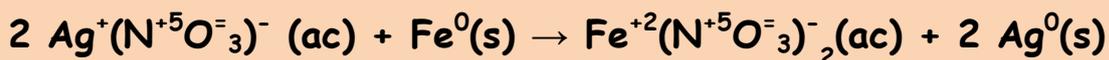
b) Los aniones NO_3^- actúan como oxidantes.

c) el $\text{Fe}(\text{s})$ es el oxidante.

d) el Fe(s) se ha oxidado a Fe²⁺.

e) los cationes Ag⁺ se han reducido a Ag(s).

Resolución



a) La plata lleva un cambio en el número de oxidación en la reacción:



La plata ha **perdido cargas positivas** → **Ha ganado electrones**:



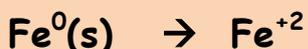
Si la plata gana 1 e⁻ se ha **reducido** lo cual quiere decir que en el compuesto químico donde se encuentre el catión **Ag⁺** es el **agente oxidante**, es decir el **AgNO₃** es el **agente oxidante** de la reacción química.

b) **FALSA**

El **AgNO₃** es el agente oxidante pero **NO** el **anión nitrato (NO₃)⁻**. El **AgNO₃** es el agente oxidante por llevar el catión **Ag⁺** que si es realmente el agente **Oxidante**.

c) **Falsa**

El Fe(s) sufre el siguiente cambio en el número de oxidación:



El Fe(s) **ha ganado cargas positivas** → **ha perdido electrones**
→ se ha **oxidado** → EL Fe(s) es el agente **Reductor**.

- d) **Verdadero**
- e) **Verdadero**

Ejercicio Resuelto

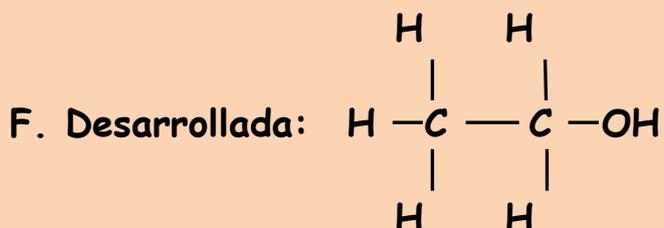
Determinar el número de oxidación de todos los átomos existentes en los compuestos:

- a) Etanol
- b) 2 - Propanol
- c) Propanal

Resolución

- a) Etanol

Fórmula semidesarrollada : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$



Los átomos de Hidrógeno cuando se unen con un átomo de un elemento situado a la derecha del S.P. actúan con un estado de oxidación **+1** y lo representaremos como **H⁺**.

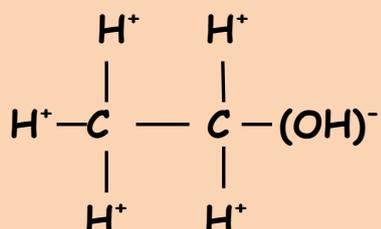
En el grupo alcohol (OH) el átomo de hidrógeno se une a un átomo de Oxígeno (derecha del S.P.) por lo que actuará con un estado de oxidación de **+1** (H⁺). El átomo de Oxígeno actúa con un estado de oxidación de **-2** y lo representaremos de la forma **O⁻**. Luego en el grupo alcohol nos encontramos

con la asociación ($O=H^+$) que implicará un estado de oxidación del citado grupo de:

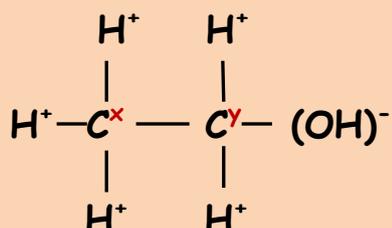
$$(-2) + 1 = -1 \rightarrow (OH)^-$$

Cuando se unen dos átomos del mismo elemento, en nuestro caso $C - C$, la carga eléctrica resultante es CERO.

El etanol quedaría de la forma:



Debemos conocer el estado de oxidación de cada uno de los átomos de Carbono y para ello estableceremos la condición de que la unión del átomo de Carbono con el conjunto de átomos que lo rodean debe ser eléctricamente **NEUTRO**, es decir con una carga eléctrica resultante **CERO**. Pasamos a la nueva situación:



Calculamos el estado de oxidación de los átomos de carbono:

C^x :

$$3 \cdot (+1) + 1 \cdot 0 + x = 0$$

$$3 + x = 0 ; x = -3$$

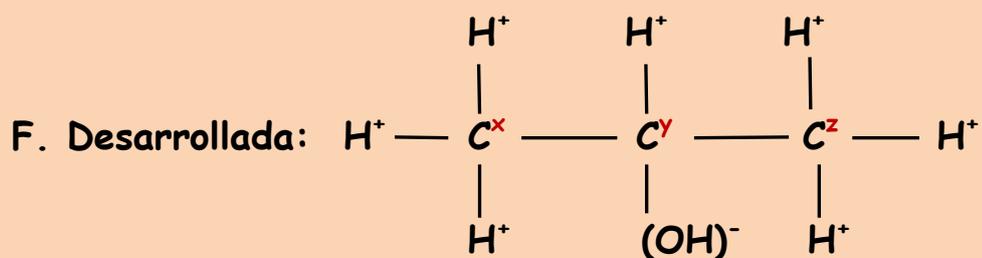
C^y :

$$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (-1) + 1 \cdot 0 + y = 0$$

$$2 - 1 + 0 + y = 0 ; 1 + y = 0 ; y = -1$$

b) 2 - Propanol

Fórmula semidesarrollada: $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$



C^x :

$$3 \cdot (+1) + 1 \cdot 0 + x = 0$$

$$3 + x = 0 ; x = -3$$

C^y :

$$1 \cdot 0 + 1 \cdot (+1) + 1 \cdot 0 + 1 \cdot (-1) + y = 0$$

$$1 - 1 + y = 0 ; y = 0$$

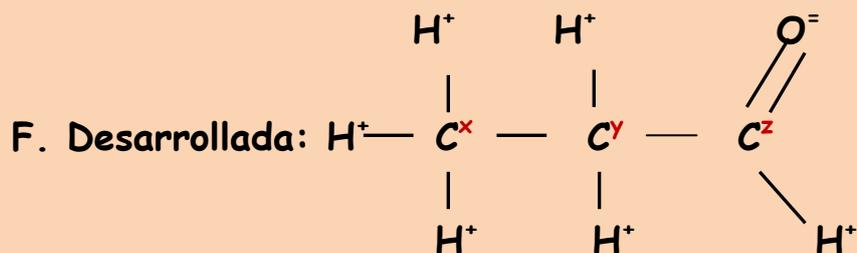
C^z :

$$3 \cdot (+1) + 1 \cdot 0 + z = 0$$

$$3 + z = 0 ; z = -3$$

c) Propanal

Fórmula Semidesarrollada: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$



C^x :

$$3 \cdot (+1) + 1 \cdot 0 + x = 0$$

$$3 + x = 0 ; x = -3$$

C^y :

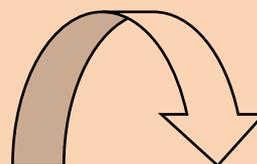
$$2 \cdot (+1) + 2 \cdot 0 + y = 0$$

$$2 + y = 0 ; y = -2$$

C^z :

$$1 \cdot (+1) + 1 \cdot (-2) + 1 \cdot 0 + z = 0$$

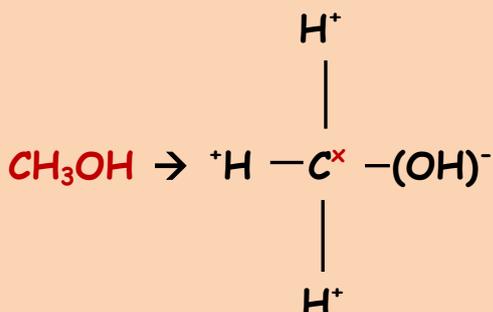
$$1 - 2 + z = 0 ; -1 + z = 0 ; z = 1$$



Ejercicio Resuelto

Determinar el número de oxidación del carbono en los siguientes compuestos orgánicos: CH_3OH , HCHO , HCOOH , $\text{HOOC} - \text{COOH}$ y $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CHOH} - \text{CH}_2\text{OH}$.

Resolución



El Hidrógeno actúa con número de oxidación +1 puesto que se une con un átomo de la derecha del S.P. (Carbono)

El conjunto debe ser neutro:

$$3 \cdot (+1) + (-1) + x = 0 \quad (\text{Neutralidad})$$

$$2 + x = 0 \rightarrow x = -2$$

En el Metanol el Carbono presenta un estado de oxidación de -2.



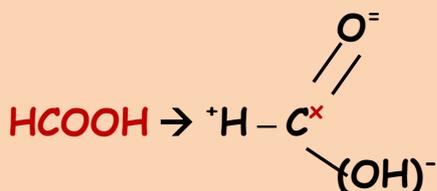
$$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (-2) + x = 0$$

$$2 - 2 + x = 0$$

$$0 + x = 0$$

$$x = 0$$

En el Metanal el número de oxidación del Carbono es 0.



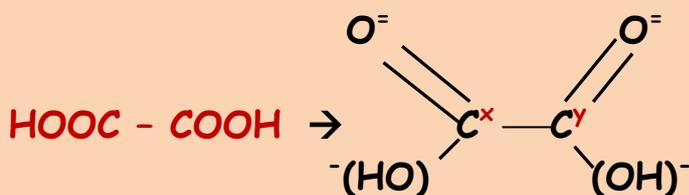
$$1 \cdot (+) + 1 \cdot (-2) + 1 \cdot (-1) + x = 0$$

$$1 - 2 - 1 + x = 0$$

$$-2 + x = 0$$

$$x = +2$$

En el ácido Fórmico +2



Cuando se unen dos átomos de un mismo elemento químico, en nuestro caso $\text{C} - \text{C}$, la carga eléctrica aportada es igual a CERO.

C^x :

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

$$-2 - 1 + x = 0 ; -3 + x = 0 ; x = +3$$

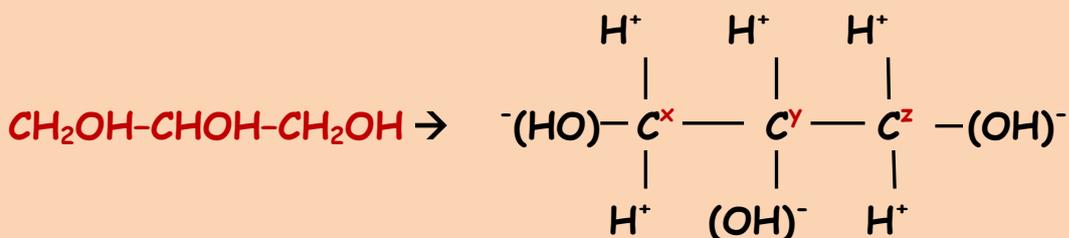
Por lo tanto el estado oxidación del átomo de Oxígeno es (-2). El estado de oxidación del grupo Hidroxilo $(\text{OH})^-$ es

(-1). El estado de oxidación del átomo de carbono de la izquierda es de **+3**.

C^y:

$$1 \cdot (-2) + 1 \cdot (-1) + y = 0$$
$$-2 - 1 + y = 0 ; -3 + y = 0 ; y = +3$$

El carbono de la derecha tiene un estado de oxidación de **+3**.
El oxígeno y el grupo hidroxilo coinciden con los de la izquierda.



Los grupos (OH)⁻ presentan un estado de oxidación de **(-1)**

Los átomos de Hidrógeno un estado de oxidación de **+1**

C^x:

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

El átomo de Carbono de la izquierda presenta un estado de oxidación de **-1**.

C^y:

$$1 \cdot (+1) + 1 \cdot (-1) + 1 \cdot 0 + 1 \cdot 0 + y = 0$$

$$1 \cdot (-1) + 0 + y = 0 ; 0 + y = 0 ; y = 0$$

El átomo de Carbono central presenta un estado de oxidación de **CERO**.

C^z:

$$2 \cdot (+1) + 1 \cdot (-1) + 1 \cdot 0 + z = 0$$

$$2 - 1 + 0 + z = 0 ; 1 + 0 + z = 0 ; z = -1$$

El átomo de Carbono de la derecha presenta un estado de oxidación de **-1**.

3.- Ajuste de las Reacciones de Oxidación - Reducción.

Métodos de ajuste de reacciones redox

http://www.slideshare.net/julolisapa/tema-9-7433290?src=related_normal&rel=84279

Métodos de ajuste de reacciones redox

<https://www.liceoagb.es/quimigen/redox2.html>

Métodos de ajuste de reacciones redox

https://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/ajuste_de_reacciones.pdf

Métodos de ajuste de reacciones redox

<https://www.cajondeciencias.com/Descargas%20quimica/ecuaciones%20redox.pdf>

Las reacciones de **oxidación - reducción** son en definitiva reacciones químicas y por lo tanto deben cumplir la ley de **Conservación de la Masa**; pero, además, en estas reacciones han de cumplirse **dos condiciones más**:

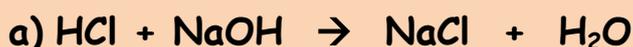
- Como mínimo dos átomos de elementos químicos diferentes tienen que cambiar de **NÚMERO DE OXIDACIÓN**.
- La suma algebraica de las cargas eléctricas en los dos miembros ha de ser la misma.
- El número de electrones cedidos por el agente reductor debe ser igual a los ganados por el agente oxidante.

Ejemplo resuelto

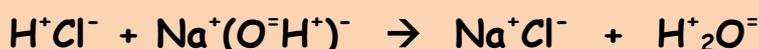
Dadas las siguientes reacciones químicas determinar cuál de ellas es de Oxidación- Reducción. Una vez establecidas indicar los elementos que se oxidan, los que se reducen, los agentes oxidantes y los agentes reductores mediante la determinación de las SEMIRREACCIONES correspondientes:

- $\text{CO} + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$
- $\text{HCl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
- $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

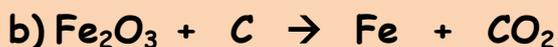
Resolución



Números de oxidación:



No hay cambios en los números de oxidación de cada uno de los átomos que conforman la reacción química. No se trata de una reacción de Oxidación - Reducción.



Número de Oxidación:



El átomo de Hierro pasa de +3 a 0 luego se ha reducido. Semirreacción de reducción:



El compuesto donde se encuentra el Fe^{+3} será el **agente oxidante** ($\text{Fe}^{+3}_2\text{O}^{-3}_3$).

Semirreacción de Oxidación:



El C^0 será el **agente Reductor**.

La reacción nos quedaría de la forma:



Números de Oxidación:



No hay **cambios en los números de oxidación** de todos los átomos que conforman la reacción química. **No** se trata de una reacción de **Oxidación - Reducción**.

3.1.- Método del Número de Oxidación

Existen dos métodos para el ajuste de las reacciones **redox**:

- a) Método del **NÚMERO DE OXIDACIÓN**.
- b) Método del **ION - ELECTRÓN**.

En el método **NÚMERO DE OXIDACIÓN** sólo se ponen en juego aquellos átomos que cambian en el número de oxidación.

Este método está muy limitado puesto que en muy pocos casos la reacción la podemos ajustar directamente y tenemos que recurrir al tanteo matemático para terminar de ajustar la reacción.

Si quisiéramos ajustar por este método la reacción:



Sería un proceso **Imposible**. Tendríamos que aplicar mucho el método de **tanteo matemático**.

Ejercicio Resuelto

Ajustar por el método de Número de Oxidación la siguiente reacción química:



Resolución

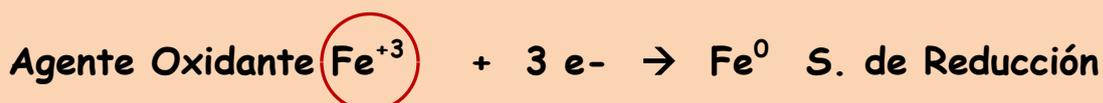
El primer paso consiste en el establecimiento de los números de oxidación de los átomos de todos los elementos químicos que intervienen en el proceso:



En el segundo paso estableceremos las semirreacciones de oxidación-Reducción:



El Fe pasa de Fe^{+3} a Fe^0 lo que significa que ha perdido cargas positivas y por tanto habrá ganado tantos electrones como cargas positivas haya perdido. Como el Fe^{+3} ha ganado electrones esto implica que dicho Hierro le ha quitado a otro átomo electrones y por lo tanto este último se ha Oxidado. El Fe^{+3} es el agente oxidante. La semirreacción de reducción la podemos indicar de forma más completa como:



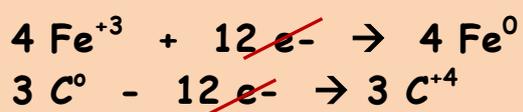
El Carbono ha perdido electrones, tantos como cargas positivas haya ganado. Como ha perdido electrones implica que se los cede a otro átomo, en este caso al Fe^{+3} . El átomo de Carbono cede los electrones que reducirán al Fe^{+3} y por lo tanto el átomo de Carbono es el agente Reductor:



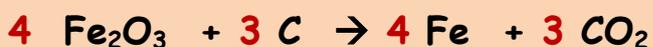
Uniremos las dos semirreacciones:



Debemos hacer posible que el número de electrones **Cedidos** sea igual al **Número de electrones Ganados**. Para ello multiplicaremos la (1) por 4 y la (2) por 3:



Los **coeficientes** de la **Reacción Iónica Global** los llevaremos a la **reacción molecular** inicial:



Comprobaremos, a continuación, que el número de átomos de un mismo elemento sea igual en la izquierda y derecha de la reacción química (Ley de la Constancia de Masas):

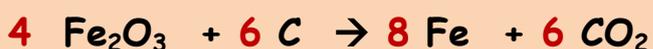
Nº ÁTOMOS IZQUIERDA

Nº ÁTOMOS DERECHA

Fe:	8	4
O:	12	6
C:	3	3

La reacción no ha salido ajustada directamente. Deberemos arreglar el problema matemáticamente:

Podemos poner un **6** al CO_2 de la derecha con lo que **ajustamos los átomos de oxígeno**. Pondremos un **6** al C de la izquierda y **ajustamos el carbono**. Pondremos un **8** al Fe de la derecha y **ajustamos el hierro**:



Nº ÁTOMOS IZQUIERDA

Nº ÁTOMOS DERECHA

Fe:	8	8
O:	12	12
C:	6	6

La reacción química **Está Ajustada**.

Ejercicio resuelto

Ajustar la reacción:

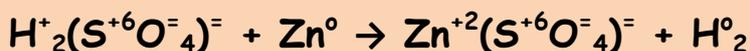


Por el método de Número de Oxidación indicando:

- Las semirreacciones de oxidación - reducción
- El agente oxidante y agente reductor

Resolución

Números de Oxidación:



Los átomos de Hidrógeno y Cinc cambian de número de oxidación:

Ag. Oxidante $\text{H}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{H}^0$ S. de Reducción

Ag. Reductor $\text{Zn}^0 - 2 \text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{+2}$ S. de Oxidación

Para ajustar el número de electrones multiplicaremos la primera por 2:



Los dos H^+ ya están especificados en el compuesto correspondiente (H_2SO_4). Los 2 H^0 también vienen en la reacción molecular. Llevamos los coeficientes estequiométricos a la reacción molecular:



Si contáis los átomos de los diferentes compuestos a la derecha e izquierda de la reacción comprobaréis que la reacción está ajustada.

Ejercicio resuelto

Ajustar la reacción:



Por el método de Número de Oxidación indicando:

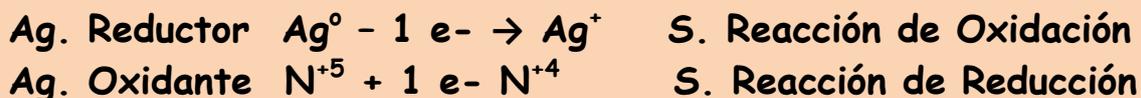
- Las semirreacciones de oxidación - reducción
- El agente oxidante y agente reductor

Resolución

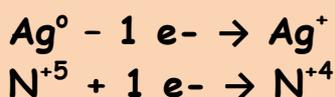
Números de oxidación:



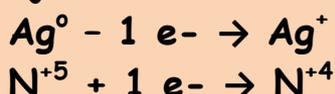
Semirreacciones Redox:



Unimos las dos semirreacciones:



Podemos sumar puesto que el balance electrónico está ajustado:



Llevamos los coeficientes de la Reacción Iónica Global a la reacción molecular:



Solamente está ajustada la Plata (Ag). Si le ponemos u 2 al HNO₃:



Reacción ajustada.

Ejercicio resuelto

Ajustar la reacción:



Por el método de Número de Oxidación indicando:

- Las semirreacciones de oxidación - reducción
- El agente oxidante y agente reductor

Resolución

Números de Oxidación:



Semirreacciones Redox:

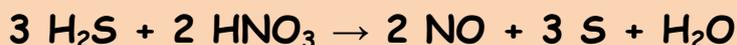
Ag. Reductor $\text{S}^- - 2 e^- \rightarrow \text{S}^0$ S. Reacción de Oxidación

Ag. Oxidante $\text{N}^{+5} + 3 e^- \rightarrow \text{N}^{2+}$ S. Reacción de Reducción

Para ajustar los electrones multiplicaremos la primera por 3 y la segunda por 2:



Llevamos los coeficientes a la reacción molecular:



Todos los átomos están ajustados excepto el Hidrógeno y el Oxígeno. Si le ponemos un 4 delante del H_2O la reacción está ajustada:



Reacción ajustada

Ejercicio resuelto

Ajustar la reacción:



Por el método de Número de Oxidación indicando:

- Las semirreacciones de oxidación - reducción
- El agente oxidante y agente reductor

Resolución

Números de Oxidación:

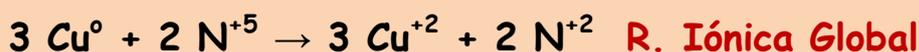


Semirreacciones Redox:

Ag. Reductor $\text{Cu}^0 - 2 e^- \rightarrow \text{Cu}^{+2}$ S. Reacción de Oxidación

Ag. Oxidante $\text{N}^{+5} + 3 e^- \rightarrow \text{N}^{+2}$ S. Reacción de Reducción

Para el ajuste electrónico multiplicamos la primera por 3 y la segunda por 2:



Llevamos los coeficientes numéricos a la reacción molecular:



Solamente está ajustado el azufre.

Si ponemos un 8 delante del HNO₃ y un 4 delante del H₂O debe estar la reacción ajustada:



Reacción ajustada

3.2.- Método de Ion - Electrón

El segundo método **Ion - Electrón** es más completo que el **Número de Oxidación** pero tampoco podemos decir que sea la "panacea" del ajuste de las reacciones de oxidación-reducción.

Se trata de un método mucho más completo que el anterior y es el que se usa para el ajuste de este tipo de reacciones. Se caracteriza porque se pone en juego **Todo el Ion del que forma parte el Átomo que cambia de Número de Oxidación**.

Las etapas a seguir son las siguientes:

- Determinar el **nº de oxidación** de todos los átomos que forman parte de las moléculas de los reactivos y productos de reacción.
- Localizamos el átomo que cambia en su número de oxidación y establecemos la **semirreacción correspondiente**.
- En la semirreacción pondremos el juego **electrónico correspondiente**.
- Como se debe cumplir la Ley de la Constancia de Masas, **ajustaremos todos los átomos** de la semirreacción.

e) Determinaremos si el medio **es ácido** o **básico**. Los procedimientos a seguir son distintos.

1.- En medio ácido:

- a) El **exceso de átomos de oxígeno** en un miembro lo arreglaremos añadiendo al otro miembro tantas moléculas de agua como átomos de oxígeno tengamos en **exceso**.
- b) El **exceso de átomos de hidrógeno** lo arreglamos añadiendo protones H^+ en el otro miembro.

2.- Medio básico:

- a) Para ajustar el **oxígeno** han de añadirse tantas moléculas de **agua** como átomos de **oxígeno existan en exceso** en ese **mismo miembro** de la semirreacción; en el otro miembro (donde el oxígeno está en defecto) se añadirá **doble número de OH^-** .
- b) Si el hidrógeno **no está ajustado**, se añaden al miembro donde exista, **defecto de hidrógeno**, tantas moléculas de agua como átomos de **hidrógeno falten**, y en el otro miembro el **mismo número de iones $(OH)^-$** .

Ejercicio Resuelto

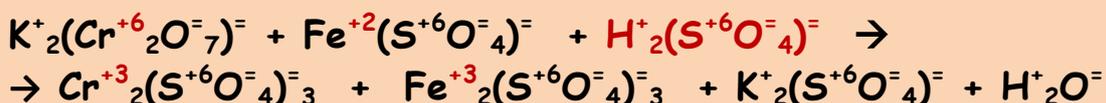
Ajustar, por el método ion - electrón la siguiente reacción:



Resolución

El **primer paso** es establecer el número de oxidación de todos los átomos que intervienen en el proceso químico:

Medio Ácido

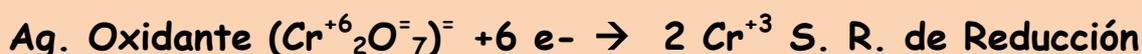


Estableceremos ahora las correspondientes semirreacciones:



Observar como en la derecha he utilizado el subíndice **2** de la fórmula $\text{Cr}^{+3}{}_{2}(\text{S}^{+6}\text{O}^{-4})^{-3}$ para ponerlo como **coeficiente** del catión Cr^{+3} (truquillos que se aprenden ajustando muchas reacciones). Pero no lo he puesto de la forma $\text{Cr}^{+3}{}_{2}$ porque esta especie iónica no existe.

El Cr ha pasado de **+6** a **+3**, es decir, ha **ganado electrones**, **concretamente 3**, pero como se ponen en juego **dos átomos de Cr** (observar las fórmulas de la semirreacción) se han **tomado 6 e-** por parte del **Cr**. El **Cr** al **ganar electrones** se está **Reduciendo** y por lo tanto la especie Cr^{+6} será el agente **Oxidante**, bueno, el compuesto $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (lleva el Cr^{+6}) es el **agente Oxidante**.



Tenemos que hacer cumplir la ley de Conservación de la Masa y según las reglas anteriormente mencionadas:



Otro elemento que cambia de número de oxidación es el Fe que pasa de Fe^{+2} a Fe^{+3} :

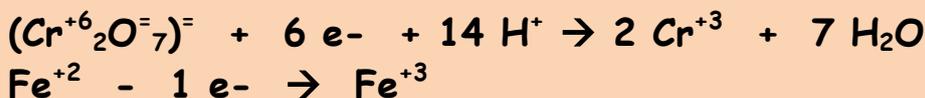


El Fe ha ganado una **carga positiva** lo que quiere decir que **ha cedido un electrón**, se está **Oxidando**, luego la especie Fe^{+2} es el agente **Reductor**, es decir, el compuesto FeSO_4 es el agente **Reductor**.

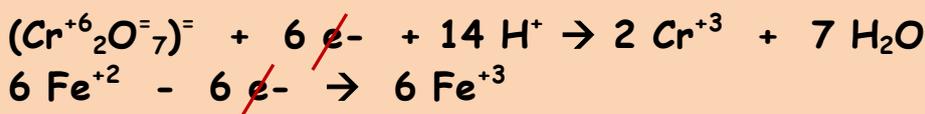


Como no existen átomos distintos al Fe, la semirreacción de oxidación está terminada:

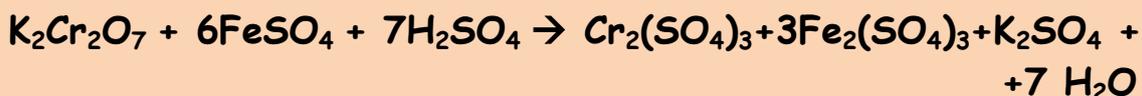
Uniremos las dos semirreacciones:



Como el número de electrones debe ser igual para las dos semirreacciones multiplicaremos la de oxidación por **6**:

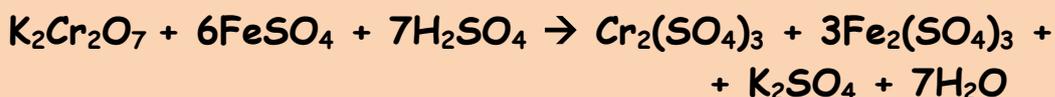


Llevaremos los coeficientes de la reacción iónica global a la reacción molecular:



Observar que al introducir los **14 H⁺** he tenido en cuenta que el ácido sulfúrico ya llevaba **2** átomos de **H** por lo que puse un **7** y no un **14**. Lo mismo pasa con el **Cr** en la derecha, no he puesto un **6**, he puesto un **3** porque el compuesto químico ya llevaba **2** átomos de Fe.

Veamos si la reacción molecular está ajustada:



	<u>Á. IZQUIERDA</u>	<u>Á. DERECHA</u>
K:	2	2
Cr:	2	2
Fe:	6	6
S:	13	13
H:	14	14
O:	59	59

La reacción sale directamente ajustada. Si no fuera así y tuviéramos que tantear, dejar **Siempre** para el último, el átomo de oxígeno para ajustar la reacción química.

Ejercicio Resuelto

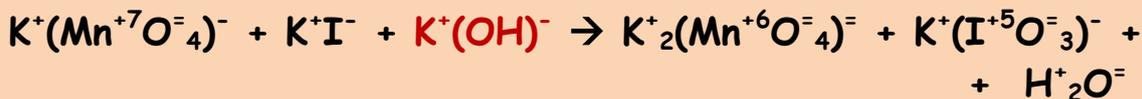
Ajustar, por el medio ion - electrón la siguiente reacción:



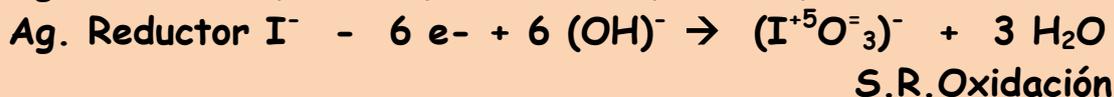
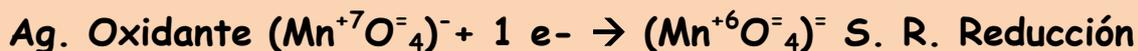
Resolución

El primer paso será la determinación de los números de oxidación:

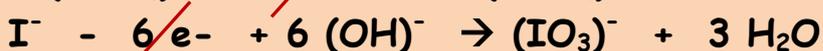
Medio Básico



Semirreacciones Redox



Multiplicaremos la reacción de reducción por 6:



Reacción Iónica Global

Llevaremos los coeficientes numéricos de la reacción iónica global a la reacción molecular:



Reacción ajustada

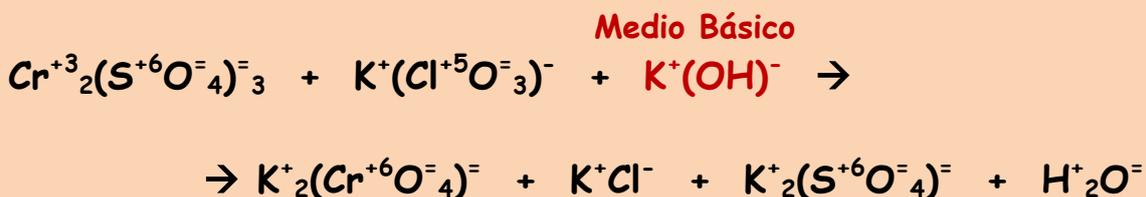
Ejercicio Resuelto

Ajustar, por el método Ion-Electrón la siguiente reacción química:

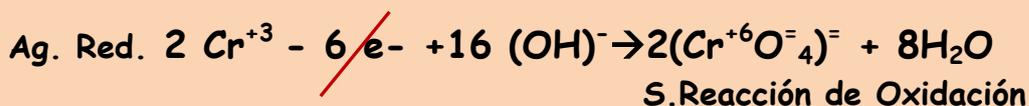


Resolución

Números de Oxidación:

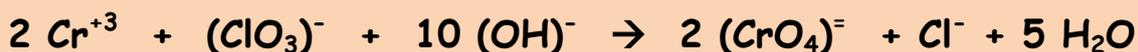


Semirreacciones Redox:

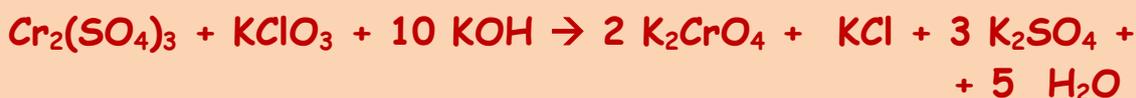


Reacción Iónica Global

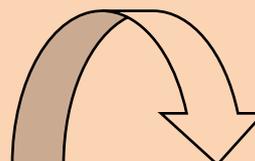
Como se cumple la ley de Conservación de la Masa podemos eliminar compuestos químicos comunes en ambos medios de la reacción:



Llevaremos los coeficientes numéricos a la reacción molecular:

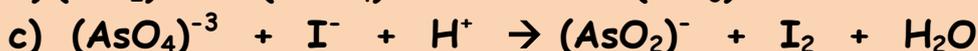
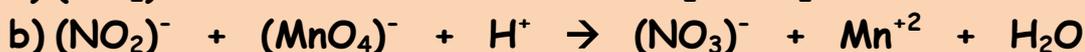
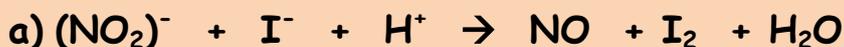


Reacción ajustada



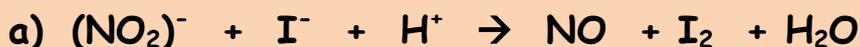
Ejercicio Resuelto

Ajustar por el método Ion-Electrón las siguientes reacciones químicas:



Resolución

Observamos que esta es una nueva forma de plantearnos el ajuste de una reacción redox (las anteriores se nos planteaban en forma molecular). Son **más sencillas** que las **moleculares** y **más cortas** puesto que la **solución** es determinar la **Reacción Iónica Global**.



La existencia de los protones H^+ en la izquierda de la reacción nos indica que estamos trabajando en medio ácido.

El primer paso, como siempre, determinar el número de oxidación de aquellos elementos químicos que no lo manifiesten en la reacción propuesta:



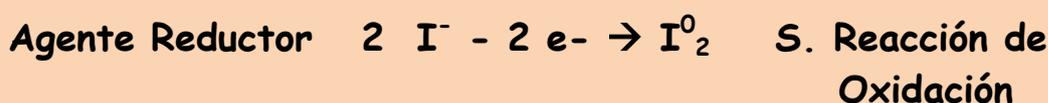
Semirreacciones:



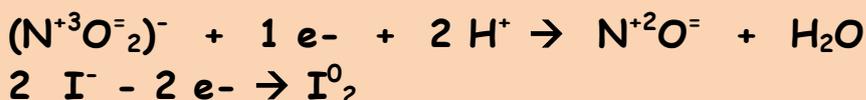
Observar que en la derecha no he puesto únicamente N^{+2} , puedo utilizar toda la molécula, NO . La experiencia me dice que para moléculas sencillas como en este caso o por ejemplo en CO_2 , NH_3 , SO_3 ... el poner la molécula completa ayuda al proceso de ajuste.



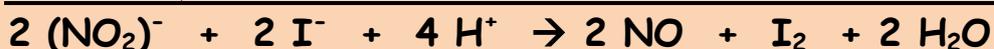
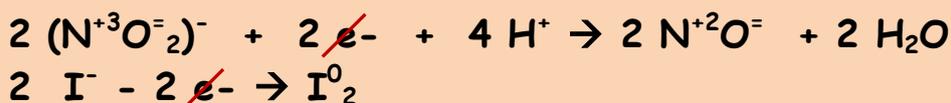
Tenemos que ajustar los electrones y los átomos puestos en juego:



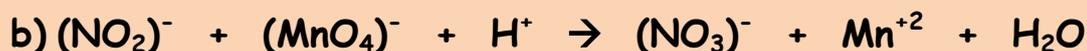
Unamos las dos semirreacciones:



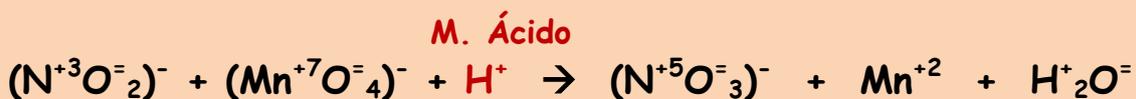
Para ajustar los electrones multiplicaremos por 2 la de Reducción:



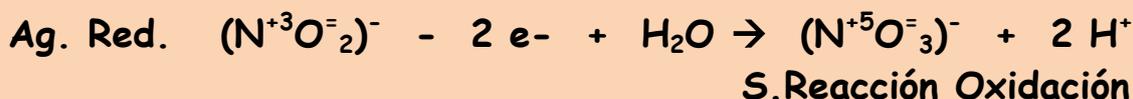
Reacción Iónica Global y resultado de la cuestión.



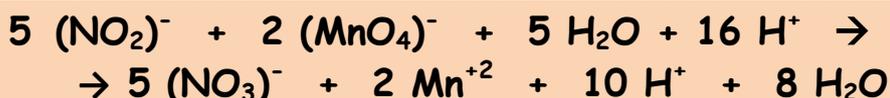
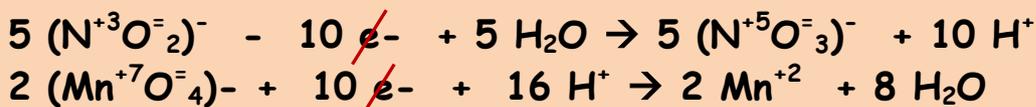
Número de oxidación:



Semirreacciones:



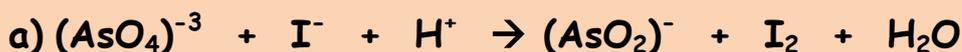
Multiplicaremos la primera por **5** y la segunda por **2**:



Reducimos términos semejantes y nos queda:

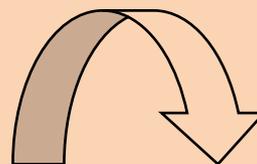


Reacción Iónica Global ajustada



Ajustarla vosotros.

Resultado:



Ejercicio Propuesto

Ajusta por el método del ion-electrón las siguientes reacciones en medio ácido:

- a) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HI} + \text{HClO}_4 \rightarrow \text{Cr}(\text{ClO}_4)_3 + \text{KClO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Sb}_2\text{S}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{NO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{KIO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- f) $\text{KMnO}_4 + \text{FeCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{FeCl}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

Ejercicio Propuesto

Ajusta por el método del ion electrón las siguientes reacciones en medio básico:

- a) $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$

Ejercicio Resuelto

El zinc reacciona con el ácido nítrico para dar nitrato de zinc y nitrato de amonio en disolución a) Escribe y ajusta la reacción por el método del ion electrón; b) calcula los gramos de ácido nítrico que se necesitan para disolver 10 g de zinc.

DATOS: Masas atómicas: H = 1 u; N = 14 u ; O = 16 u; Zn = 65,4 u

Resolución

Esta es otra forma de presentarnos los ejercicios de ajuste de reacciones redox y que normalmente van asociados con cálculos estequiométricos. La dificultad de este tipo de

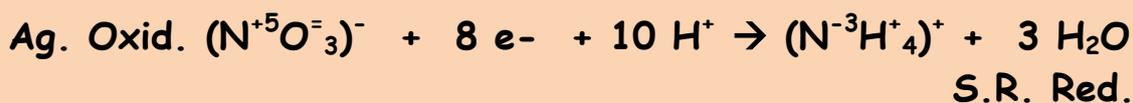
ejercicios estriba en el hecho de que un compuesto **Mal** formulado no nos permitirá ajustar la reacción.

Reacción química:

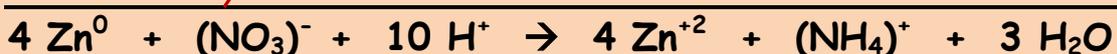


La existencia del ácido nítrico nos indica que trabajamos en **Medio Ácido**.

Determinación el número de oxidación:



Multiplicaremos la semirreacción de Oxidación por 4:



Reacción Iónica Global

Llevaremos los coeficientes numéricos a la reacción molecular:



Reacción ajustada

NOTA: En la redacción del ejercicio no nombran para nada el agua. Si en las semirreacciones aparecen moléculas de la misma serán incorporadas a la reacción química.

b) Según la reacción química ajustada:

4 at - g Zn / 10 moles HNO₃

Mm HNO₃ = 63 u (Calcular)

1 mol HNO₃ / 63 g de HNO₃

1 at - g Zn / 65,4 g de Zn

Según reacción:

4 . 65,4 g Zn / 10 . 63 g HNO₃

261,6 g Zn / 630 g HNO₃

Para disolver 10 g de Zn:

$$10 \text{ g} / \cancel{\text{Zn}} \cdot (630 \text{ g HNO}_3 / 261,6 \text{ g} / \cancel{\text{Zn}}) = 24,08 \text{ g HNO}_3$$

Ejercicio Propuesto

Escribe y ajusta la siguiente reacción redox, indicando la especie que se oxida y la que se reduce, así como la oxidante y la reductora: el permanganato de potasio y el ácido sulfhídrico, en medio ácido sulfúrico forman azufre y sulfato de manganeso (II).

Reacción química:



Ejercicio Resuelto

Sabiendo que la reacción del dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) con cloruro de estaño (II) en presencia de ácido clorhídrico conduce a la obtención de cloruro de estaño (IV) y cloruro de cromo (III), escribe y ajusta la correspondiente reacción redox.

Resolución

Yo os pongo la reacción química y vosotros la ajustáis:



Recordar que si en las semirreacciones aparecen moléculas de agua debéis incorporarlas a la reacción química.

Ejercicio $\frac{1}{4}$ Resuelto

Ajustar por el método del ion-electrón, la reacción de oxidación de yoduro de potasio a yodo mediante clorato de potasio en medio básico (pasando a cloruro de potasio).
¿Cuánto clorato de potasio se necesitará para obtener 250 g de yodo suponiendo que la reacción es total?

DATOS: Masas atómicas: K = 39,1 u; Cl = 35,5 u; O = 16 u; I = 126,9 u

Resolución:



Hay que establecer el **compuesto químico** que nos proporcione el medio básico. Este compuesto puede ser **cualquier hidróxido** pero para evitar problemas pondremos uno que

tenga un átomo metálico, **K**, ya existente en la reacción, como por ejemplo el **KOH**. La reacción nos quedará:



Recordar lo dicho sobre **las moléculas de agua**.

4.- Oxidantes y Reductores típicos

Dentro del campo de la **Oxidación -Reducción** hay un conjunto de compuestos químicos que se consideran como **Oxidantes** y **Reductores** típicos.

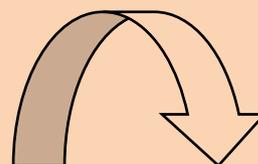
Existen algunas especies químicas que considero importantes estudiar y saber que les ocurre cuando actúan como **oxidantes** o **reductores** y además si lo hacen en **medio ácido** o **básico**.

Existen dos oxidantes muy típicos, el **Permanganato de Potasio** (KMnO_4) y el **Dicromato de potasio** ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

En lo que respecta la Permanganato $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}^+(\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^-)$:



Con respecto al dicromato, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{K}^{+2}(\text{Cr}^{+6}_2\text{O}_7)^-$:



Existe otro compuesto químico que puede actuar **como oxidante** y **como reductor** y además de forma diferente según que el medio sea **ácido** o **básico**. Se trata del **peróxido de hidrógeno**, H_2O_2 (agua oxigenada). Sus reacciones son:

1.- En medio Ácido:

Como oxidante: $H_2O_2 + 2 H^+ + 2 e^- \rightarrow 2 H_2O$

Como reductor: $H_2O_2 - 2 e^- \rightarrow O_2 + 2 H^+$

2.- En medio Básico:

Como oxidante: $H_2O_2 + 2 e^- \rightarrow 2 (OH)^-$

Como reductor: $H_2O_2 - 2 e^- + 2 (OH)^- \rightarrow O_2 + 2 H_2O$

Pongamos a trabajar a peróxido de hidrógeno, H_2O_2 . En primer lugar debemos de recordar que el los **"peróxidos"** el oxígeno presenta el estado de oxidación de **-1**. El anión "peroxo", O_2^- , **NO implica CUATRO cargas eléctricas Negativas**, solo implica **Dos Cargas Negativas**. La razón de ello se debe a que la estructura del anión "peroxo" es $(\bar{O} - O^-)$, es decir, dos átomos de oxígeno y cada uno de ellos presenta una carga negativa.

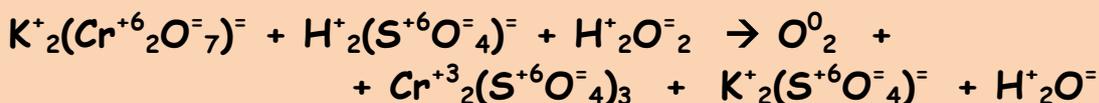
Ejemplo Resuelto

Ajustar por el método Ion-Electrón la siguiente reacción química:

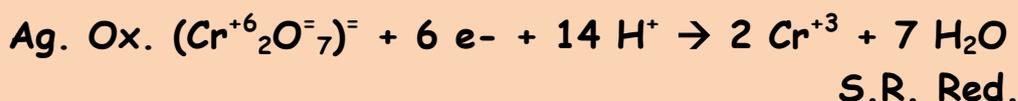


Resolución

Números de Oxidación:



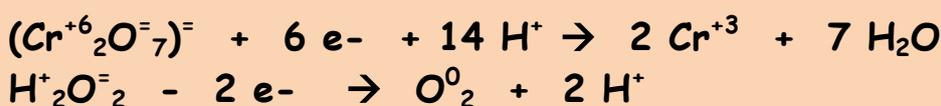
Semirreacciones Redox:



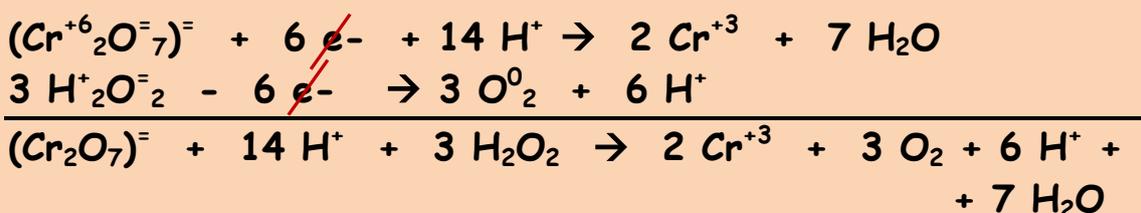
El átomo de oxígeno pasa de estado **-1** a estado de oxidación **0**, por cada átomo. Debe **ceder**, puesto que se está oxidando, **1 e-** por átomo pero como se ponen en juego, estequiometria, **dos átomos de oxígeno** se cederán **2 e-**. La semirreacción quedará de la forma:



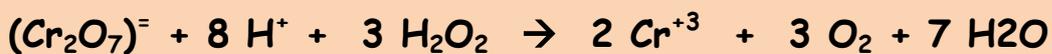
Unamos las dos semirreacciones:



Multipliquemos la segunda por **3**:

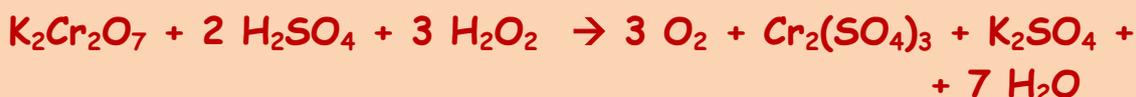


Reduzcamos términos semejantes:



Reacción Iónica global

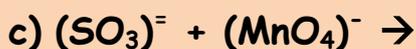
Llevemos los coeficientes numéricos a la reacción molecular:



Reacción molecular ajustada.

Ejercicio Resuelto

Completar y ajustar por el método ion - electrón las siguientes reacciones en medio **ÁCIDO**:



Al comportamiento de estas sustancias, fundamentales en los procesos redox, le añadimos las **siguientes consideraciones**:

1.- Si un elemento químico, **aislado** o bien formando parte de un **compuesto químico**, se encuentra en su estado de **oxidación inferior**, **NO podrá actuar como Oxidante**, dada su imposibilidad de **reducirse**. Del mismo modo, si se encuentra en su estado de **oxidación superior**, **NO puede actuar como Reductor** por la imposibilidad de **oxidarse**.

2.- Si un elemento se encuentra en su estado de **oxidación intermedio**, puede **comportarse en unos casos como Oxidante y en otros como Reductor**, dependiendo del otro compuesto con el que reacciona, es decir, que sea **más o menos oxidante que él**. Este comportamiento es típico del **peróxido de hidrógeno**, H_2O_2 . Podemos decir que el peróxido de hidrógeno es el compuesto **Anfótero** en la **oxidación - reducción**.

Hemos aprendido a determinar el número de oxidación en un compuesto pero si yo os preguntara **¿Cuáles son los números de oxidación del Cloro? ¿Cuál sería la respuesta)** No la sabéis. Pues bien, dijimos en su momento que el **número de oxidación** no es la **valencia** del elemento pero **SÍ** ocurría que en la mayoría de los elementos las **valencias** coincidían con los **valores absolutos** de los **números de oxidación**.

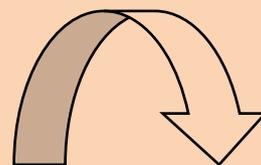
Ejemplo resuelto

Indicar los estados de oxidación del cloro, hierro, azufre y aluminio.

Resolución

Procederemos de la siguiente forma:

<u>ELEMENTO</u>	<u>VALENCIA</u>	<u>Nº OXIDACIÓN</u>
Cloro	-1, 1, 3, 5, 7	-1, 0, +1, +3, +5, +7
Hierro	2 y 3	0, +2, +3
Azufre	-2, 2, 4, 6	-2, 0, +2, +4, +6



Es decir:

- Las **valencias negativas** coinciden con los **números de oxidación**.
- Añadimos el **0** como estado de oxidación (casos de elementos químicos).
- Las valencias que **no tienen signo**, le ponemos el signo **(+)**.

Ya podemos afrontar el ejercicio resuelto

Ejercicio Resuelto

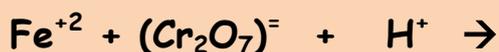
Completar y ajustar por el método ion - electrón las siguientes reacciones en medio **ÁCIDO**:

- $\text{Fe}^{+2} + (\text{Cr}_2\text{O}_7)^{\ominus} \rightarrow$
- $\text{Cl}^{-} + (\text{MnO}_4)^{\ominus} \rightarrow$
- $(\text{SO}_3)^{\ominus} + (\text{MnO}_4)^{\ominus} \rightarrow$
- $\text{H}_2\text{O}_2 + (\text{MnO}_4)^{\ominus} \rightarrow$
- $\text{Cu} + (\text{NO}_3)^{\ominus} \rightarrow$

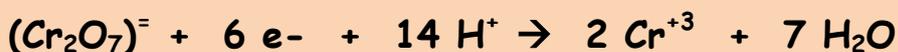
Resolución



Le podemos añadir los H^{+} del medio ácido:



El anión dicromato es muy famoso y sabemos que actúa como Oxidante y en medio ácido la semirreacción de Reducción es:

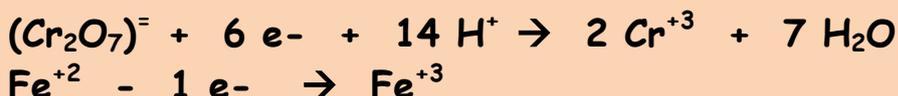


El problema lo tenemos con el Fe:

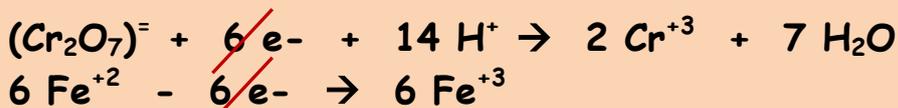
En la reacción aparece como **+2**, sus estados de oxidación son **0**, **+2** y **+3**. Si va a ser oxidado a que **¿estado va a pasar?** Está claro, si el Fe se oxida **perderá** un electrón y pasará a **Fe⁺³**.



Unamos las dos semirreacciones:



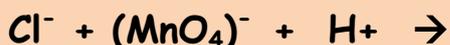
Multipliquemos por **6** la segunda:



Reacción Iónica Global ajustada y contestada la cuestión a)



Medio ácido:



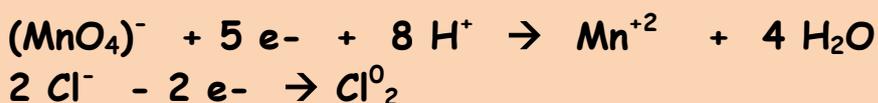
El anión permanganato, $(\text{MnO}_4)^-$ es un Oxidante típico y en medio ácido su semirreacción es:



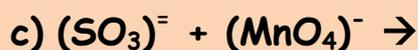
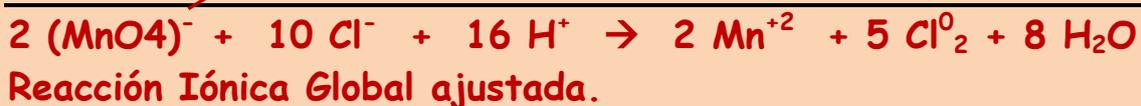
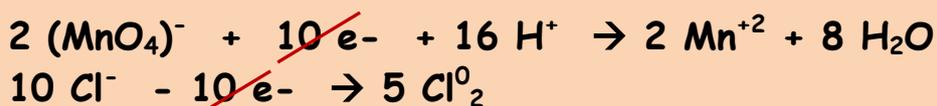
La situación del átomo de cloro es distinta; se encuentra en -1 y puede pasar a 0, +1, +3, +5 y +7. En este caso pasa a 0:



Unamos las dos semirreacciones:



Multipliquemos la primera por 2 y la segunda por 5:



Medio ácido:

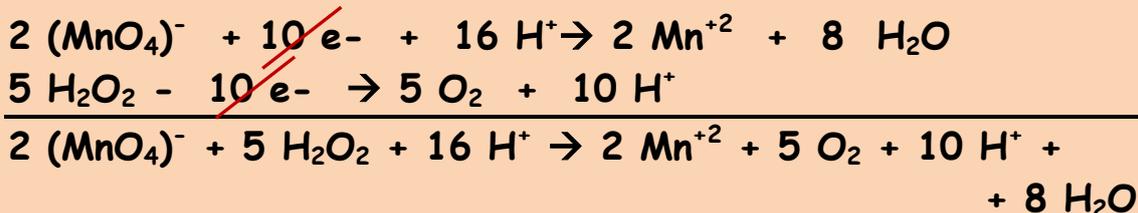


Con respecto al $(\text{MnO}_4)^-$, ya lo conocemos:

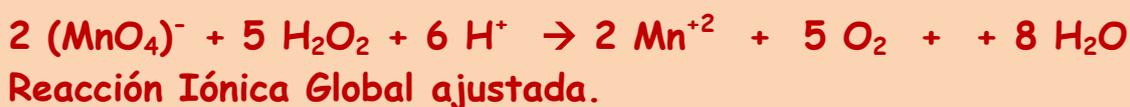


En el anión "sulfito", $(\text{SO}_3)^-$, los estados de oxidación son: $(\text{S}^{+4}\text{O}_3^-)^-$. Los estados de oxidación del Azufre son: -2, 0, +2, +4 y +6. Como va a ser **Oxidado** por el permanganato (fuerte oxidante) pasará a +6:

Multipliquemos la 1ª por 2 y la 2ª por 5:



Reduzcamos términos semejantes:



5.- Volumetrías de Oxidación - Reducción.

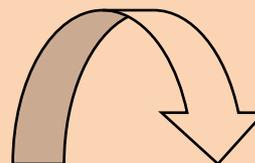
Volumetrías redox

<http://quimica.laguia2000.com/reacciones-quimicas/valoraciones-redox>

Volumetrías redox

<http://www.slideshare.net/mensajerodelcielo/volumetria>

Podemos conocer la concentración de una disolución de un agente oxidante o de un agente reductor por el procedimiento de las Volumetrías de Oxidación - Reducción. Consisten en el mismo procedimiento y fundamento que las volumetrías ácido-base. En este caso no se utiliza indicador puesto que un mismo elemento químico puede presentar diferente coloración según su número o estado de oxidación.



En el punto de equivalencia:

N° equivalentes del oxidante = N° equivalentes del reductor

$$V_{ox} \cdot M_{ox} \cdot Valencia = V_{red} \cdot M_{red} \cdot Valencia \quad (1)$$

En estas volumetrías la **valencia viene determinada** por el número de **electrones** correspondiente a a la semirreacción del oxidante y del reductor.

Trabajando con la ecuación (1) podemos obtener otras expresiones adaptadas a los datos que nos proporcione el enunciado del ejercicio:

$$\cancel{V_{ox}} \cdot (\text{moles}_{\text{oxidante}}/\cancel{V_{ox}}) \cdot Valencia = V_{red} \cdot M_{red} \cdot Valencia$$

$$\text{Moles}_{\text{oxidante}} \cdot Valencia = V_{red} \cdot M_{red} \cdot Valencia$$

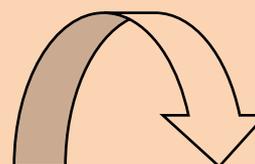
$$(m_{\text{oxidante}}/Mm) \cdot Valencia = V_{red} \cdot M_{red} \cdot Valencia$$

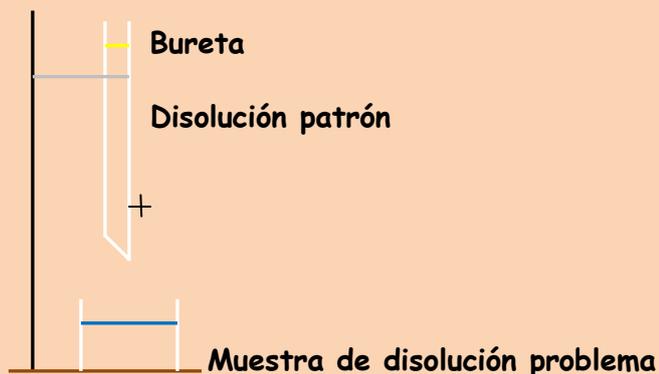
Igual podemos trabajar con el agente reductor.

Podemos llegar a la ecuación:

$$m_{\text{oxidante}}/Mm \cdot Valencia = m_{\text{reductor}}/Mm \cdot Valencia$$

El montaje experimental de una volumetría redox es el mismo que en la volumetría ácido-base:

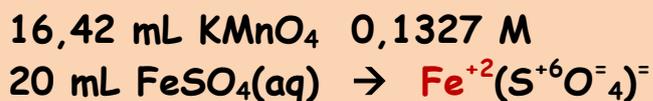




Ejercicio Resuelto

Se requieren 16,42 mL de KMnO_4 0,1327 M para oxidar 20 ml de solución de FeSO_4 en medionácido. ¿Cuál es la concentración de la solución?

Resolución

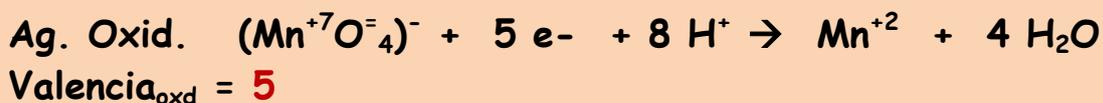


En el punto de equivalencia:

$$V_{\text{oxd}} \cdot M_{\text{oxd}} \cdot \text{Valencia}_{\text{oxd}} = V_{\text{red}} \cdot M_{\text{red}} \cdot \text{Valencia}_{\text{red}} \quad (1)$$

Para determinar las valencias tendremos que establecer las semirreacciones de **Oxidación- Reducción** y ver el **juego electrónico** (la valencia es igual al número de electrones implicados en la semirreacción) que conllevan:

Semirreacción de Reducción:



Semirreacción de Oxidación:



$$\text{Valencia}_{\text{red}} = 1$$

Nos vamos a (1):

$$16,42 \cdot 10^{-3} \cancel{L} \cdot 0,1327 \text{ mol/L} \cdot 5 = 20 \cdot 10^{-3} \cancel{L} \cdot M_{\text{red}} \cdot 1$$

$$0,010 = 20 \cdot 10^{-3} M_{\text{red}}$$

$$M_{\text{red}} = 0,010/0,020 = 0,5 \text{ mol/L}$$

Ejercicio Resuelto

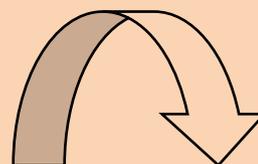
La oxidación de 25 mL de solución que contiene Fe^{+2} requiere de 26 mL de solución ácida de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0.025 M.

- Deduce la reacción
- Ajustar.
- Concentración de $[\text{Fe}^{+2}]$

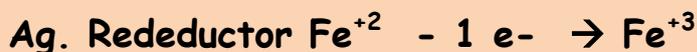
Resolución

- a) y b) El dicromato potásico es un gran oxidante y oxidará al catión Fe^{+2} a Fe^{+3} . El proceso se está realizando en medio ácido.

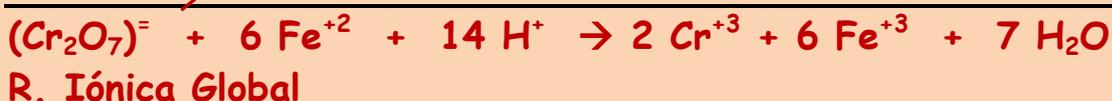
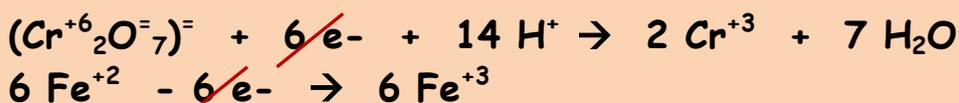
Semirreacción de Reducción:



Semirreacción de Oxidación:



Uniremos las dos semirreacciones y multiplicaremos la de Oxidación por **6** para establecer el ajuste electrónico:



Reacción **establecida** y **ajustada** por el método Ion-Electrón en medio ácido.

b) En el punto de equivalencia:

$$V_{\text{oxd}} \cdot M_{\text{oxd}} \cdot \text{Valencia}_{\text{oxd}} = V_{\text{red}} \cdot M_{\text{red}} \cdot \text{Valencia}_{\text{red}} \quad (1)$$

Según las semirreacciones:

$$\text{Valencia}_{\text{oxd}} = 6$$

$$\text{Valencia}_{\text{red}} = 1$$

Nos vamos a (1):

$$26 \text{ mL} \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,025 \text{ mol/L} \cdot 6 = 25 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot M_{\text{red}} \cdot 1$$

$$3,9 \cdot 10^{-3} = 25 \cdot 10^{-3} M_{\text{red}}$$

$$M_{\text{red}} = [\text{Fe}^{+2}] = 3,9 \cdot 10^{-3} / 25 \cdot 10^{-3} = 0,156 \text{ mol/L}$$

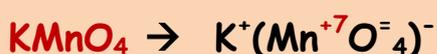
Ejercicio Resuelto

Una mezcla de un mineral de Fe^{+2} con peso de 2.792 g se disolvió en un exceso de una solución ácida. Ésta se tituló (valoró) con 23,3 mL de KMnO_4 0,194 M. Calcula el porcentaje de Fe^{+2} en la mezcla.

DATO: masas atómicas: Fe = 56 u.

Resolución

$$m_{\text{mineral}} = 2,792 \text{ g}$$



El permanganato potásico es un **gran oxidante** y oxidará al catión Fe^{+2} al estado máximo de oxidación del hierro, es decir, a Fe^{+3} . El Mn del permanganato se reducirá a Mn^{+2} puesto que trabajamos en medio ácido.

Semirreacción de Reducción:

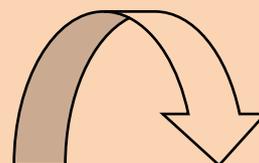


$$\text{Valencia}_{\text{oxd}} = 5$$

Semirreacción de Oxidación:



$$\text{Valencia}_{\text{red}} = 1$$



En el punto de equivalencia:

$$V_{\text{oxd.}} \cdot M_{\text{oxd.}} \cdot \text{Valencia}_{\text{oxd}} = m_{\text{Fe}^{+2}} / M_{\text{a}} \cdot \text{Valencia}_{\text{red.}}$$

$$23,3 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,194 \text{ mol/L} \cdot 5 = m_{\text{Fe}^{+2}} / 56 \cdot 1$$

$$22,6 \cdot 10^{-3} \cdot 56 = m_{\text{Fe}^{+2}}$$

$$m_{\text{Fe}^{+2}} = 1,26 \text{ g}$$

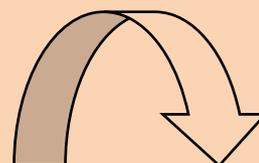
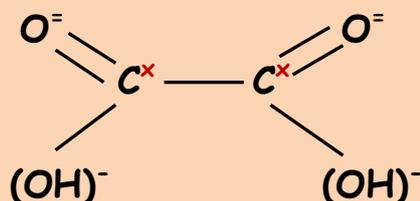
$$100 \text{ g muestra} \cdot \frac{1,26 \text{ g Fe}^{+2}}{2,792 \text{ g muestra}} = 45,12 \% \text{ de Fe}^{+2}$$

Ejercicio Resuelto

El ácido oxálico (ácido etanodióico), HOOC - COOH, está presente en muchas plantas y vegetales. Si una muestra de 1 g de ácido consume 24 mL de una solución 0,01 M de KMnO₄ para que se alcance el punto de equivalencia, ¿cuál es el porcentaje en masa del ácido oxálico en la muestra?

Resolución

Estado de oxidación del carbono en el ácido oxálico:



El conjunto debe ser **eléctricamente neutro**, es decir, la **suma de cargas positivas y negativas tiene que ser igual a cero**. Los átomos de Carbono están unidos a los mismos iones, es decir, son idénticos. Podemos establecer la siguiente ecuación:

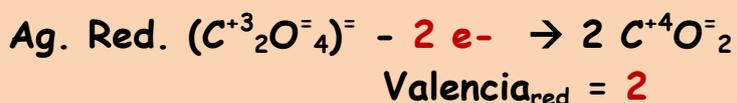
$$(-2) + (-1) + x + x + (-2) + (-1) = 0$$

$$-6 + 2x = 0 \quad ; \quad x = +3$$

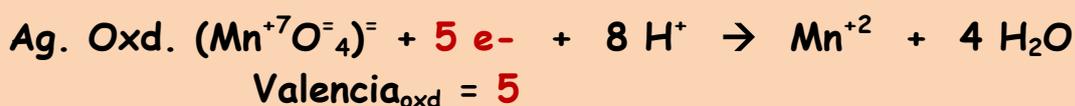
El anión oxalato quedará de la forma: $(C^{+3}_2O^{-4})^- \rightarrow (C_2O_4)^-$

El anión oxalato por acción del permanganto potásico sufrirá una reacción de oxidación.

Semirreacción de oxidación:



Semireacción de Reducción:



En el punto de equivalencia:

$$V_{\text{oxd}} \cdot M_{\text{oxd}} \cdot \text{Valencia}_{\text{oxd}} = m_{(C_2O_4)^-} / M_m (C_2O_4)^- \cdot \text{Valencia}_{\text{red}}$$

$$M_m (C_2O_4)^- = 88 \text{ u (calcular)}$$

$$24 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,01 \cdot 5 = m_{(C_2O_4)^-} / 88 \cdot 2$$

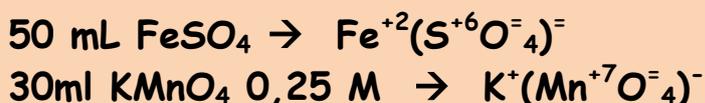
Ya conocemos la masa de ácido oxálico en donde estaba la masa de $(C_2O_4)^-$ que es el anión que ha sido valorado por el permanganato potásico. El % de ácido oxálico será:

$$\frac{0,053 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1 \text{ g muestra}} = 5,3 \% \text{ en H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

Ejercicio Resuelto

Se valoran 50 ml de una disolución de $FeSO_4$ acidulada con H_2SO_4 con 30 ml de $KMnO_4$ 0,25 M. ¿Cuál será la concentración del $FeSO_4$ si el $(MnO_4)^-$ pasa a Mn^{2+} ?

Resolución



El agente oxidante es el Permanganato de potasio y el agente reductor el sulfato de hierro (II). Según las ecuaciones de las volumetrías redox:

$$V_{oxd} \cdot M_{oxd} \cdot Valencia = V_{red} \cdot M_{red} \cdot Valencia \quad (1)$$

Valencia del oxidante:

Al decir el enunciado "acidulada" nos indica que estamos en medio ácido:



Valencia del reductor:



Volviendo a (1):

$$50 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,25 \text{ mol/L} \cdot 5 = 30 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot M_{\text{red}} \cdot 1$$

$$0,0625 \text{ mol} = 30 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot M_{\text{red}}$$

$$M_{\text{red}} = 0,0625 \text{ mol} / 30 \cdot 10^{-3} \text{ L}$$

$$M_{\text{red}} = 0,0625 / 0,030 = 2,08 \text{ mol/L}$$

Ejercicio Resuelto

Una masa de 0,5000 g de un elemento puro X, se transforma en $X^{(+4)}$ y necesitó 50,00 ml de permanganato de potasio 0,2000 M, para pasar a $(XO_4)^-$. Halla la masa atómica de X.

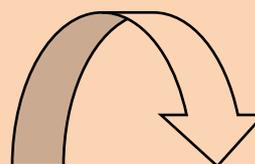
Resolución

50,00 mL $KMnO_4$ (oxidante) 0,2000 M

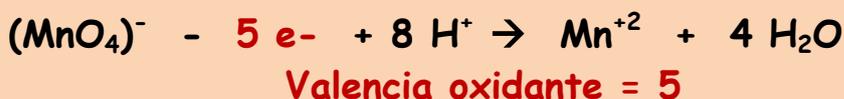
$$m_X = m_{X+4} = 0,5000 \text{ g}$$

En el punto de equivalencia:

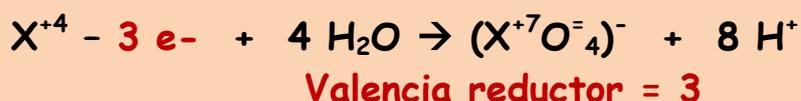
$$V_{ox} \cdot M_{ox} \cdot \text{Valencia} = V_{red} \cdot [(m_X/M_a)/V_{red}] \cdot \text{Valencia} \quad (1)$$



Valencia del oxidante:



Valencia del reductor:



Volviendo a (1):

$$50,00 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot 0,2000 \text{ mol/L} \cdot 5 = m_{\text{red}}/\text{Ma} \cdot 7$$

$$0,050 \text{ mol} \cdot \text{Ma} = 0,5000 \cdot 3$$

$$\text{Ma} = 1,5 / 0,05 = 30 \text{ u.}$$

Ejercicio Resuelto

Una muestra de acero de masa 1,800 g se disuelve convenientemente hasta tener Mn^{+2} en disolución. Se valora con una disolución de KMnO_4 0,01200 M, pasando a Mn^{+6} , siendo necesarios 25,00 ml para alcanzar el punto final. Halla el % de manganeso en la muestra.

DATO: Masa atómica: $\text{Mn} = 54,94$

Resolución

$$m_{\text{acero}} = 1,800 \text{ g}$$

$$25,00 \text{ mL. KMnO}_4(\text{oxidante}) 0,01200 \text{ M}$$



En el punto de equivalencia:

$$V_{\text{ox}} \cdot M_{\text{ox}} \cdot \text{Valencia} = V_{\text{red}} \cdot [(m_{\text{Mn}^{+2}}/M_a)/V_{\text{red}}] \cdot \text{Valencia} \quad (1)$$

Valencia del oxidante: Vista varias veces = 5

Valencia del reductor:



Valencia del reductor = 4

Volvemos a (1):

$$25,00 \cdot 10^{-3} \cdot 0,01200 \cdot 5 = (m_{\text{Mn}^{+2}}/54,94) \cdot 4$$

$$(1,5 \cdot 10^{-3} \cdot 54,94) / 4 = m_{\text{Mn}^{+2}}$$

$$m_{\text{Mn}^{+2}} = 0,020 \text{ g Mn}^{+2}$$

Cálculo del % de Mn en el acero:

$$100 \text{ g Acero} \cdot \frac{0,020 \text{ g Mn}^{+2}}{1,800 \text{ g Acero}} = 1,11 \% \text{ en Acero}$$

Ejercicio Resuelto

Una muestra impura de arsénico de masa 0,4191 g se trata con un reductor en medio ácido, formando cloruro arsenioso que se valora con yodo (triioduro) 0,04489 M gastándose 37,06 ml. Halla el % de arsénico en la muestra inicial. en forma de trióxido de diarsénico.

Resolución

$$m_{As} = 0,4191 \text{ g (el As se reduce, } As^{+5} \rightarrow As^{+3}Cl^{-3})$$

En el punto de equivalencia:

$$V_{red} \cdot M_{red} \cdot Valencia = m_{As} / M_a \cdot Valencia$$

Semirreacciones:



Valencia oxidante = 2



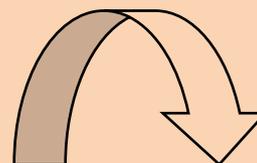
Valencia reductor = 1

Volviendo a (1):

$$37,06 \cdot 10^{-3} \cdot 0,04489 \cdot 1 = (m_{As} / 74,92) \cdot 2$$

$$m_{As} = 0,062 \text{ g}$$

$$100 \text{ g muestra} \cdot \frac{0,062 \text{ g As}}{0,4119 \text{ g muestra}} = 14,79 \text{ en As}$$



6.- Electroquímica

La transferencia de electrones que vimos en la primera parte del tema, **causantes de la oxidación y reducción de átomos**, también pueden dar lugar a otros fenómenos llamados **Electroquímicos** que podemos plasmar en:

- a) **Pilas químicas o galvánicas**. Producen una corriente eléctrica continua.
- b) **Electrólisis**, que consiste en la realización de una reacción química, **redox**, por medio de una corriente eléctrica continua.

6.1.- Pilas galvánicas.

Pila Daniell

http://teleformacion.edu.aytolacoruna.es/FISICA/document/fisicaInteractiva/sacaleE_M2/Volta/Pila_Volta.htm

Pila Daniell

<https://www.youtube.com/watch?v=uAPDVktOkIM>

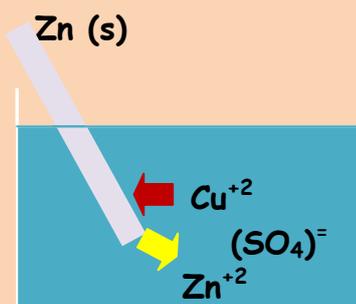
Pila electroquímica

https://www.ecured.cu/Pila_electroqu%C3%ADmica#:~:text=Una%20Pila%20electroqu%C3%ADmica%20es%20un,la%20introducci%C3%B3n%20de%20energ%C3%ADa%20el%C3%A9ctrica.&text=En%20realidad%2C%20una%20%22pila%22, varias%20celdas%20conectadas%20en%20serie.

Pila galvánica

<https://www.tplaboratorioquimico.com/quimica-general/reacciones-quimicas/pilas-electroquimicas-pilas-galvanicas.html>

Supongamos que introducimos una lámina de cinc, llamada **Electrodo**, en una disolución acuosa de **sulfato de cobre (II)**, CuSO_4 , se produce de forma espontánea la reacción:

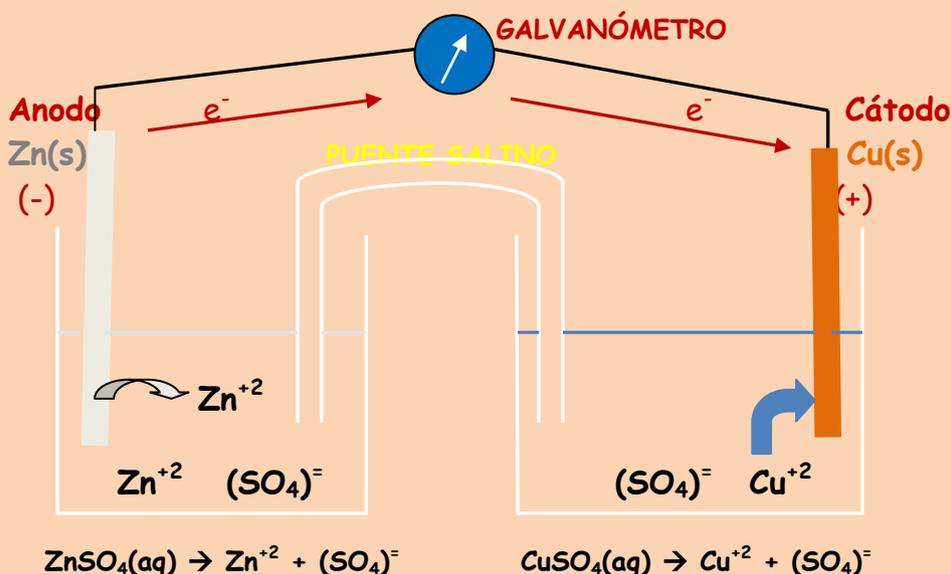


La lámina de cinc se va disolviendo y la disolución va perdiendo la tonalidad azul del CuSO_4 . El cobre se va depositando forma sólida, sobre la lámina de Zn. El anión sulfato, $(\text{SO}_4)^=$, no sufre alteración alguna. Teniendo en cuenta que el anión sulfato no se modifica, la reacción más sencilla que explica todo este fenómeno se puede desglosar en dos etapas:



La transferencia electrónica entre el Zn y el Cu es indetectable, puesto que la reacción tiene lugar directamente y los **electrones no abandonan** en ningún momento la lámina de Zn. Este es un proceso exotérmico puesto que la disolución acuosa experimenta un **aumento de temperatura**. Esta **energía calorífica** se podría **convertir en eléctrica** si se obliga a los **electrones** que intervienen en la reacción redox a **pasar a través de un circuito eléctrico exterior**, lo cual se consigue

separando de una forma física los dos procesos que integran la reacción redox:



De esta forma los e^- que cede el **Zn** al oxidarse, antes de ser **captados** por los cationes Cu^{+2} , se ven **forzados a pasar a través de un conductor** por el que, en consecuencia, **circulará una corriente eléctrica**, detectable mediante un **galvanómetro**.

Este tipo de dispositivo se conoce como **Pila Galvánica** o **Pila Daniell**.

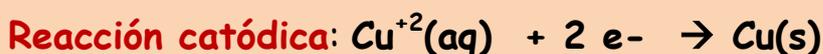
La separación de los dos procesos (**oxidación-reducción**) se realiza utilizando dos recipientes distintos unidos mediante un tubo de vidrio llamado **PUENTE SALINO** que contiene una disolución concentrada de un **electrolito inerte** (KCl, KNO₃, NH₄NO₃) que no experimenta **modificación** alguna durante el proceso redox. La finalidad del "puente salino" es permitir el paso de los aniones $(\text{SO}_4)^{-}$ del recipiente de la derecha hacia el recipiente de la izquierda haciendo posible de esta forma que los **dos medios se encuentren neutralizados**. En la

izquierda aumentan las cargas positivas por la liberación de los cationes Zn^{+2} mientras que en la derecha la carga negativa se hace superior puesto que los cationes Cu^{+2} van desapareciendo.

Una vez montada la pila podemos establecer las reacciones de electrodo.

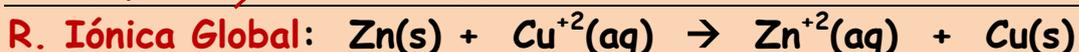


Siempre existe una **oxidación**.



Siempre existe una **reducción**.

Si unimos las reacciones de electrodo podemos obtener la reacción global:



Las pilas tipo Daniell tienen una **Notación** internacional que es:



La doble barra $\mid \mid$ representa el Puente Salino

En nuestro caso sería:



6.2.- Potencial de Electrodo.

Potencial de electrodo

<https://quimica.laguia2000.com/general/potencial-de-electrodo>

Potencial de electrodo

<https://es.slideshare.net/LETSS/potenciales-de-electrodos>

Potencial de electrodo

https://fqdomingomiral.com/fqdmiral/QUI2BAC/QUI2BAC%20Tema%206%20Reacciones%20redox%20y%20electroquimica/7_potenciales_de_electrodo.html

Al introducir un metal en una disolución de sus iones aparece inmediatamente una diferencia de potencial entre el metal y la disolución, a esta diferencia de potencial se le conoce como **Potencial de Contacto** o **Potencial de Electrodo**.

Pueden ocurrir dos circunstancias:

- a) Si el **potencial del metal** es mayor que el de la **disolución**, algunos **átomos pierden e-** y pasan a la disolución en forma de iones (cationes) permaneciendo los **e- en el metal** (electrodo). De esta forma la disolución se va **cargando positivamente** y el **electrodo negativamente**.
- b) Si el **potencial del metal** es menor que el potencial de la **disolución**, algunos de los iones de la disolución se **depositan en el electrodo** en forma atómica (sólida), quedando el **metal cargado positivamente** y la **disolución negativamente**.

Los factores que influyen en el potencial de electrodo son:

- a) De la naturaleza del metal (transferencia electrónica)
- b) De la concentración de la disolución.
- c) De la temperatura.

Conociendo el potencial de electrodo podemos definir la Fuerza Electromotriz de la Pila (Volveremos a ella más tarde): Es la diferencia de potencial entre sus electrodos.

$E_{pila} = E_{cátodo} - E_{ánodo}$

E_{pila} = Fuerza electromotriz.

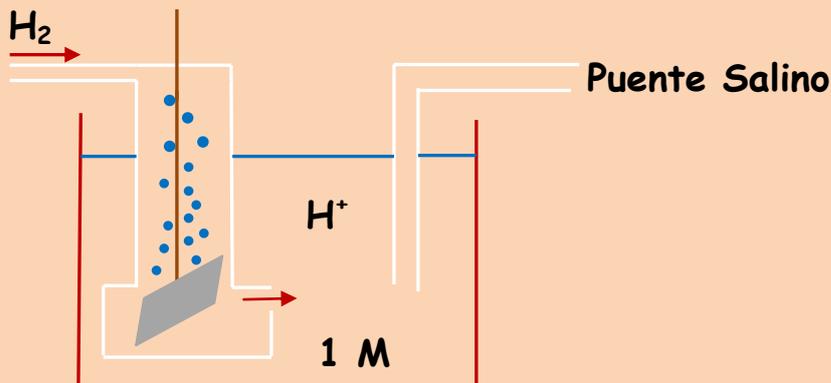
Para que una pila funcione el movimiento de los electrones siempre tiene que ser del **Ánodo al Cátodo**, lo que implica que:

$E_{cátodo} > E_{ánodo}$

6.2.1.- Electrodo Normal de Hidrógeno

Con todo lo dicho y conociendo los potenciales de electrodo podríamos conocer los potenciales de las pilas tipo Daniell, pero existe un problema, los potenciales de electrodo no se conocen directamente. Debemos medir la diferencia de potencial entre el electrodo en cuestión y un electrodo que se toma como patrón y al que se le da un potencial **CERO**.

El electrodo de referencia, al que se le asigna el potencial **CERO** se conoce con el nombre de **Electrodo Normal de Hidrógeno**. Su esquema consiste en:



Está constituido por una lámina de platino recubierta de negro de platino, introducida en un tubo de vidrio por cuyo interior se hace burbujear hidrogeno gaseoso a la presión de 1 atm y a 25°C, y sumergido en el seno de una disolución en la que la concentración de H⁺ es 1 M.

El negro de platino absorbe el hidrógeno, que de esta forma está en contacto con los H⁺ de la disolución estableciéndose el equilibrio:



La notación científica del electrodo normal de hidrógeno es:



Podemos conocer el potencial normal de cualquier electrodo sin más que acoplarlo al electrodo de hidrógeno.

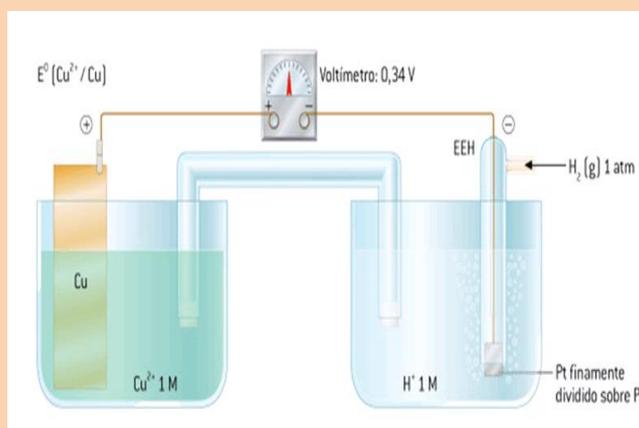
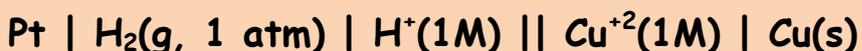
El potencial normal o estándar de un electrodo, E^o, es la diferencia de potencial a 25°C entre dicho electrodo, sumergido en una disolución de sus iones en concentración 1 M, y el electrodo normal de hidrógeno.

Hecho el acoplamiento pueden ocurrir dos cosas:

- Que el **flujo de electrones** vaya del **electrodo problema** al **electrodo de referencia**, entonces el potencial de electrodo **será negativo**.
- Que el **flujo de electrones** vaya del **electrodo de referencia** al **electrodo problema**, entonces el potencial de electrodo **será positivo**.

Tomaremos como ejemplo la determinación del electrodo normal de cobre:

El **potencial estándar del cobre** se mide montando una pila cuyo funcionamiento, ecuaciones anódica, catódica y global debes saber deducir de la notación abreviada que sigue:



- El **potencial estándar de reducción del cinc** se mide con un montaje similar al anterior (y el de cualquier metal).
- Recuerda que el **potencial estándar de una pila** se calcula como:

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

6.2.1.- Fuerza electromotriz (fem o FEM) de una Pila

Fuerza Electromotriz de una Pila

<https://cienciadelux.com/2015/08/03/potencial-estandar-de-reduccion/>

Fuerza Electromotriz de una Pila

<https://www.beunicoos.com/video-unicoos/B-A5XaAaShw>

Conociendo el **potencial de electrodo** podemos definir la **Fuerza Electromotriz de la Pila**: Es la diferencia de potencial entre sus electrodos:

$E_{pila} = E_{cátodo} - E_{ánodo}$

E_{pila} = Fuerza electromotriz

Tabla de Potenciales Normales de Reducción

<http://www.acienciasgalilei.com/qui/tablas/tabl-redox1.htm>

Para que una pila funcione el movimiento de los electrones tiene el sentido del **Ánodo** al **Cátodo**, lo que implica que:

$E_{cátodo} > E_{ánodo}$

Para que un **proceso redox** tenga lugar de **forma espontánea** es condición indispensable que el E° del proceso global sea **Positivo**.

Video: Fabricación de una pila eléctrica

<http://www.youtube.com/watch?v=De96q6YURgq>

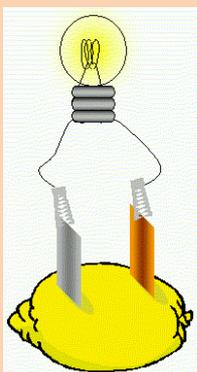
Video: Acumulador de plomo

<http://www.youtube.com/watch?v=vG9uBfEjZ70&feature=related>

Video: Fabricación de una pila con un limón

<http://www.youtube.com/watch?v=29zz-OLMK8s>

Pila de limón



Por la curiosidad que debemos tener todos los científicos se explica cómo funciona una pila de este tipo.

La pila de limón consiste en insertar, en un **limón**, dos objetos hechos de **metales** diferentes, por ejemplo un **clavo galvanizado** y una moneda de **cobre**. Estos dos objetos funcionan como **electrodos**, causando una reacción **electroquímica** mediada por el jugo de limón que genere una pequeña cantidad de **corriente eléctrica**.

Después de que la pila está ensamblada, se puede usar un **multímetro** para comprobar el **voltaje** generado, que usualmente no supera 1 V. El voltaje y corriente producido es insuficiente para encender un **LED** (reloj digital) estándar.

Video: Funcionamiento de un reloj mediante una pila de limón

http://www.youtube.com/watch?v=_mxUiAxNWX4

Una alternativa común a los limones son las **patatas**. Cualquier fruta o vegetal que contenga **ácido** (zumo) u otro **electrolito** (zumo) puede ser usado, pero los limones se prefieren debido a su mayor acidez.

Video: Fabricación de una pila con patatas

<http://www.youtube.com/watch?feature=fvwp&NR=1&v=ufoOJfzro2c>

Ejercicio Resuelto

Se construye una pila galvánica conectando una barra de cobre sumergida en una disolución de Cu^{2+} 1 M con una barra de cadmio sumergida en una disolución de Cd^{2+} 1 M. Halla la fem de esta pila.

Datos $E^{\circ} (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^{\circ} (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$.

Resolución

El cátodo es el electrodo que tiene el **potencial mayor**. Establecida ésta condición podemos aplicar la ecuación:

$$fem = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}}$$

$$fem = 0,34 - (-0,40) = 0,74 \text{ V}$$

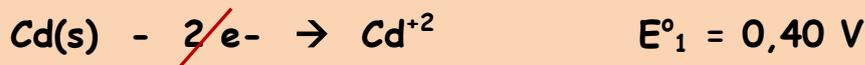
También podemos realizarlo en base a las reacciones de electrodo:



Cambia el signo del potencial porque el proceso **no es de reducción**, se produce la **oxidación del Cd**.



Si unimos las dos reacciones de electrodo:



$$E^\circ_{\text{pila}} = \text{fem} = E^\circ_1 + E^\circ_2$$

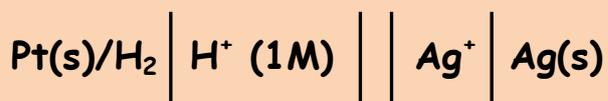
$$E^\circ_{\text{pila}} = \text{fem} = 0,40 + 0,34 = \mathbf{0,74 \text{ V}}$$

Ejercicio Resuelto

Escribir las semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo, así como la reacción global en la siguiente pila voltaica: Pt (s)/H₂ (g, 1 atm)/H⁺ (ac, 1 M) || Ag⁺/Ag (s).

b) Calcular el potencial global de la misma. DATOS: E^o Ag⁺/Ag = 0,80 V.

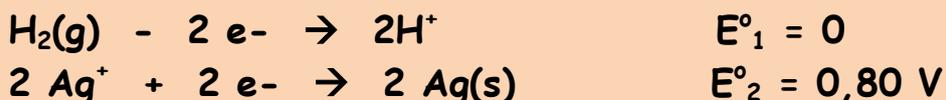
Resolución



Semirreacciones:



Multipliquemos la catódica por **2** para establecer el ajuste electrónico:



$$E^\circ_{\text{pila}} = E^\circ_1 + E^\circ_2 = 0 + 0,80 = 0,80 \text{ V}$$

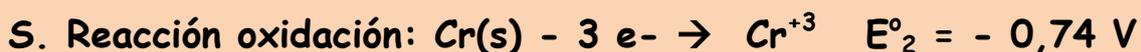
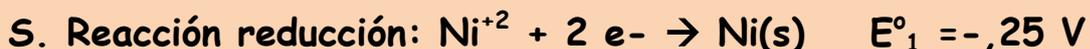
Importante: Multiplicar una reacción de electrodo NO implica multiplicar el potencial de electrodo.

Ejercicio Resuelto

Indique razonadamente si Ni^{2+} tiene capacidad para oxidar Cr (0) al estado de Cr^{3+} , sabiendo que los potenciales normales de reducción, E° (Ni^{2+}/Ni) y E° (Cr^{3+}/Cr) valen respectivamente -0.25 y $0,74$ V.

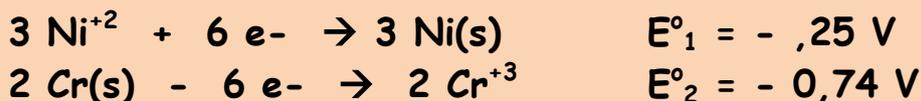
Resolución

Plantearemos la reacción global, si su potencial es **Positivo** sí se producirá la oxidación:



Cambia de signo el potencial de la semirreacción del cromo puesto que no es un proceso de reducción sino de oxidación.

Multiplicaremos la 1ª por **3** y la 2ª por **2** para establecer el ajuste electrónico:



$$E^{\circ} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = - 0,25 + (-0,74) = - 0,99 \text{ V}$$

El Ni^{+2} **No puede Oxidar** al Cr(s) .

Ejercicio Resuelto

Prediga qué sucederá si se añade bromo molecular a una disolución acuosa que contenga ioduro de sodio y cloruro de sodio a 25°C y escriba la(s) reacción(es) química(s) espontánea(s).

DATOS: Potenciales estándar de reducción a 25°C (V):

$$\text{Cl}_2/\text{Cl}^- = 1,36; \text{Br}_2/\text{Br}^- = 1,07 ; \text{I}_2/\text{I}^- = 0,53.$$

Resolución

Las posibles reacciones son:



Aquella reacción que tenga un potencial **POSITIVO** será **POSIBLE**:

1^ª Reacción. Números de oxidación:



Semirreacciones:



$$E^{\circ} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = 1,07 + (-0,53) = 0,54 \text{ V}$$

La reacción es **POSIBLE**.

2ª Reacción.



Números de oxidación:



Reacción Molecular:



$$E^{\circ} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = 1,07 + (-1,36) = -0,29 \text{ V}$$

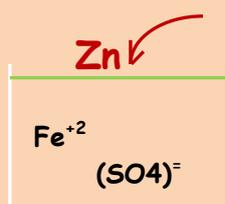
La reacción **NO ES POSIBLE**.

Ejercicio Resuelto

Los potenciales normales (estándar) de reducción de los semielementos Zn^{2+}/Zn y Fe^{2+}/Fe son respectivamente $-0,76 \text{ V}$ y $-0,44 \text{ V}$. a) ¿Qué ocurrirá si a una disolución de sulfato de hierro (II), FeSO_4 , le añadimos trocitos de Zn ?

b) Y si le añadimos, en cambio limaduras de Cu ($E^{\circ} \text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34 \text{ V}$) . Razone la respuesta.

Resolución



Si ocurre algo es:



Si esta reacción tiene un potencial **POSITIVO** la reacción tendrá lugar.



$$E^{\circ} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = -0,44 + 0,76 = 0,32 \text{ V}$$

El catión Fe^{+2} es reducido a $\text{Fe}(\text{s})$ por la acción del $\text{Zn}(\text{s})$.

Si a la disolución de sulfato de hierro (II) le añadimos trocitos de cobre sólido puede que se produzca, o no, la reacción:



$$E^{\circ} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = -0,44 + (-0,34) = -0,78 \text{ V}$$

El $\text{Cu}(\text{s})$ no es capaz de **REDUCIR** al Fe^{+2} .

Ejercicio resuelto

Dados los potenciales estándar de reducción:

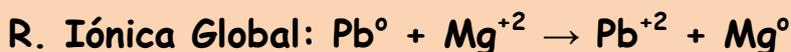
$E^\circ(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,36\text{V}$ y $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,126\text{V}$, justifique en qué sentido se producirá la reacción: $\text{Mg}^{2+} + \text{Pb} \rightarrow \text{Mg} + \text{Pb}^{2+}$.

Resolución

Supongamos que la reacción transcurre tal como viene en el enunciado:



Estados de Oxidación:



$$E^\circ = E^\circ_1 + E^\circ_2 = 0,126\text{V} + (-2,36)\text{V} = -2,23\text{V}$$

La reacción no puede transcurrir tal como viene en el enunciado puesto que el potencial resultante es negativo. Por lo tanto la reacción tendrá lugar en el sentido:



Ejercicio Resuelto

Explique razonadamente si los metales cobre y manganeso reaccionarán con ácido clorhídrico 1,0 M. En caso afirmativo, escriba la correspondiente reacción redox.

DATOS: $E^\circ(\text{Mn}^{+2}/\text{Mn}) = -1,18\text{V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34\text{V}$.

Resolución

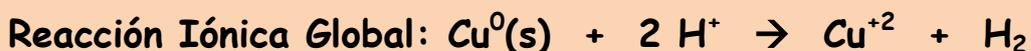
Las posibles reacciones son:



Estudiamos la 1^a:



Números de Oxidación:



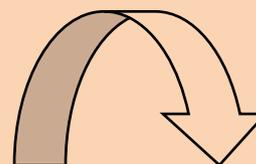
Reacción Molecular:



$$E^{\circ} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = -0,34 + 0 = -0,34 \text{ V}$$

El Cu(s) **NO puede Reducir** al H⁺ del ácido clorhídrico. La reacción **NO tiene lugar**.

2^a Reacción:





Reacción Molecular:



$E^\circ = E^\circ_1 + E^\circ_2 = 1,18 + 0 = 1,18 \text{ V}$

El Mn(s) **SÍ** puede Reducir al H^+ del ácido clorhídrico. La 2ª reacción **SÍ** tiene lugar.

Ejercicio propuesto

Usando los datos de potenciales de reducción, indica cuáles de las siguientes afirmaciones son verdaderas y cuáles falsas.

- El Fe (s) se oxida a Fe^{+2} al tratarlo con Ác. Clorhídrico 1 M.
- El Cu(s) se oxida a Cu^{+2} tratarlo con ácido clorhídrico 1 M.
- El Cu(s) se oxida a Cu^{+2} al tratarlo con ácido nítrico 1 M

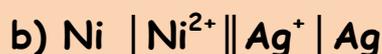
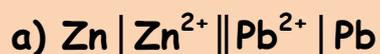
DATOS: $E^\circ_{\text{Fe}^{+2}/\text{Fe}} = - 0,44 \text{ V}$; $E^\circ_{\text{Cu}^{+2}/\text{Cu}} = 0,34 \text{ V}$

$E^\circ_{(\text{NO}_3)^-/\text{NO}} = 0,96 \text{ V}$

Solución: a) Verdadera b) Falsa c) Verdadera

Ejercicio Propuesto

Para cada una de las siguientes pilas indica cuál es el polo positivo y cuál es el negativo, la reacción que tiene lugar en la pila (suponiendo concentración 1 M para todos los iones) y el valor de la diferencia de potencial o fuerza electromotriz estándar (f.e.m).





DATOS: $E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 \text{ V}$

$E^\circ_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 \text{ V}$; $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,34 \text{ V}$; $E^\circ_{\text{Ag}^+/\text{Ag}} = 0,80 \text{ V}$

$E^\circ_{\text{Cl}_2/\text{Cl}^-} = 1,36 \text{ V}$

Solución: a) $fem = 0,63 \text{ V}$; b) $fem = 1,03 \text{ V}$

c) $fem = 0,46 \text{ V}$; d) $fem = 0,56 \text{ V}$

Ejercicio Propuesto

Para la pila: $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}$ suponiendo concentraciones 1 M de todos los iones, de las siguientes proposiciones, señala las que consideres correctas:

- a) En el electrodo de cobre tiene lugar una reacción de reducción.
- b) Por el circuito externo, los electrones fluyen desde el electrodo de cobre al electrodo de plata.
- c) Cuando funciona la pila disminuye la concentración de iones Ag^+ .

Solución: a) Falsa b) Verdadera c) Verdadera

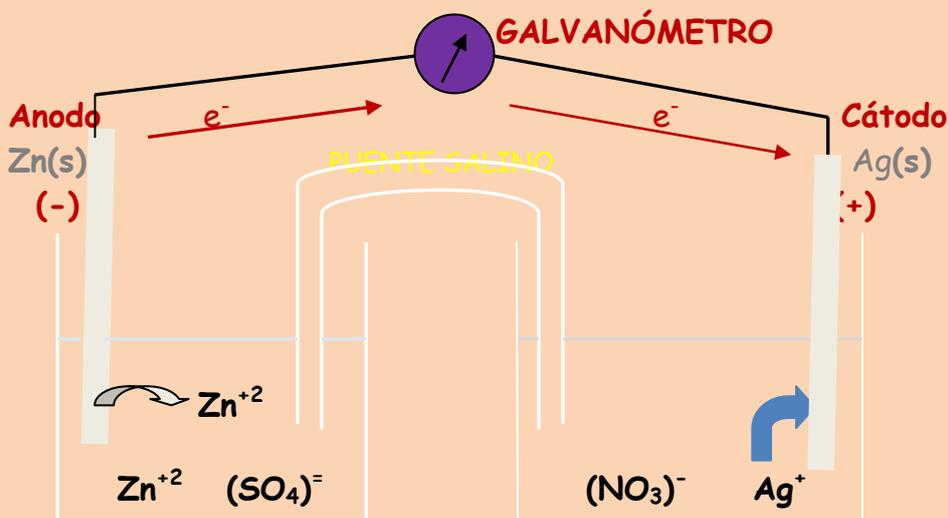
Ejercicio resuelto

Representa la pila voltaica formada por un electrodo de Zn en una disolución de ZnSO_4 y un electrodo de plata en disolución de AgNO_3 1,0 M. Las disoluciones están a 25°C . Determina cuál es el cátodo y cuál es el ánodo, escribe las reacciones de la pila, indica el sentido de flujo de los electrones y calcula la fem de la pila.

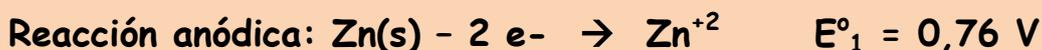
Datos: $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$.

Resolución

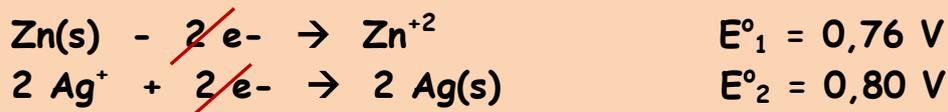
a)



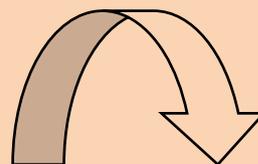
a) y c) Reacciones catódicas:



Para obtener la reacción global debemos multiplicar la reacción catódica por **2**. Pero este ajuste de electrones no implica que multipliquemos el potencial normal de reducción también por 2:



$E^{\circ}_{\text{pila}} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = 0,76 + 0,80 = 1,56 \text{ V}$



Ejercicio Resuelto

Determina si la reacción redox que se expresa mediante la ecuación iónica siguiente es espontánea o no, en condiciones estándar.



Datos: $E^{\circ} (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^{\circ} (\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$

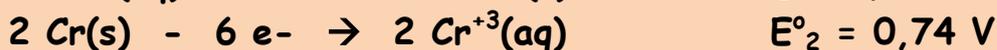
Resolución

Para que sea espontánea el potencial del proceso global debe ser positivo.

Estableceremos las dos semirreacciones:



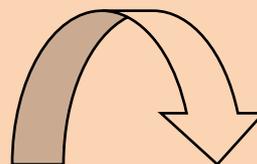
Multiplicaremos la primera por **3** y la segunda por **2**:



Recordar: Multiplicar una semirreacción por un número no implica que debemos multiplicar el potencial de la misma.

$$E^{\circ} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = 0,34 + 0,74 = 1,08 \text{ V}$$

La reacción **ES Espontánea**.



Ejercicio Resuelto

Determina si la reacción redox que siguiente es espontánea o no:

Bromo + cloruro de potasio → bromuro de potasio + cloro.

Datos : $E^{\circ}(\text{Br}_2/2\text{Br}^-) = 1,06 \text{ V}$; $E^{\circ}(\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$

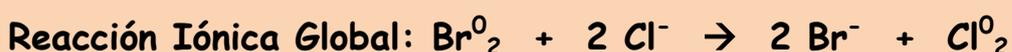
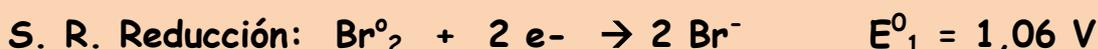
Resolución

Recordar: Reacción Espontánea → $E^{\circ} = \text{Positivo}$

Reacción química:



Estados de oxidación:

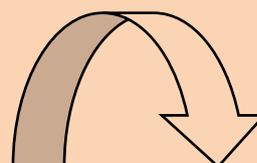


$$E^{\circ} = E_1^{\circ} + E_2^{\circ} = 1,06 + (- 1,36) = - 0,3 \text{ V}$$

La reacción:



NO es Espontánea.

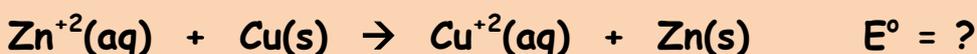


Ejercicio Resuelto

¿Puede un recipiente de Cu metal guardar una disolución de sulfato de cinc, $ZnSO_4$? ¿ Si introducimos en dicho recipiente una varilla de aluminio metal durante 24 horas, ocurrirá algo? DATOS: $E^\circ_{Cu^{+2}/Cu} = 0,34 V$; $E^\circ_{Zn^{+2}/Zn} = - 0,76 V$; $E^\circ_{Al^{+3}/Al} = - 1,67 V$.

Resolución

Que un recipiente de Cu pueda guardar una disolución de sulfato de Zn, $ZnSO_4$, implica que el Zn^{+2} de la disolución pueda **atacar (oxidar)** al **cobre**. Si lo ataca, el cobre metal **se disolverá**, el recipiente se romperá y la disolución se derramará. Si El Zn^{+2} no puede **atacar** al **cobre no pasará nada**. Para saber si puede o no puede ser posible el ataque tenemos que comprobar si la reacción siguiente se puede verificar:

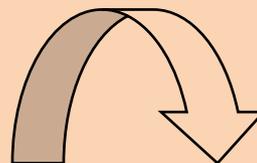


Calculando el E° de la reacción sabremos si ésta es posible o no. Para ello:

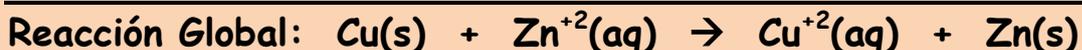
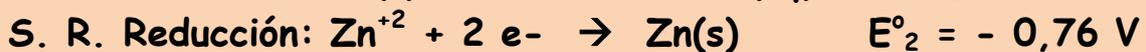
$$E^\circ_{reacción} > 0$$

Antes debéis saber de dónde sale el catión Zn^{+2} . Si sabemos formular el e sulfato de cinc el problema está resuelto.

Sulfato de Zn $\rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn^{+2}(S^{+6}O_4^{=})^- \rightarrow$ El conjunto está electricamente neutro.



Vamos a establecer las semirreacciones del proceso global:



$$E^{\circ} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = 0,34 + (- 0,76) = - 0,42 \text{ V}$$

La oxidación del cobre metal por parte del Zn^{+2} es Imposible, la reacción NO tiene lugar y el recipiente de cobre puede guardar la disolución del sulfato de cinc.

Si en el recipiente anterior introducimos una varilla aluminio metal, la reacción, que es posible o no, que se produzca dependerá de que el catión Zn^{+2} pueda atacar (oxidar) al aluminio metal. La reacción es:

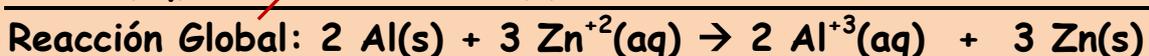
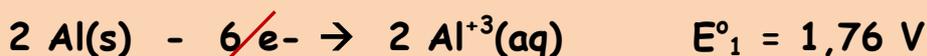


Recordar que para que se produzca la reacción $E^{\circ}_{\text{reacción}} > 0$.

Semirreacciones:



Para establecer el ajuste electrónico multiplicaremos la de Oxidación por 2 y la de Reducción por 3:



$$E^{\circ}_{\text{reacción}} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = 1,67 + (- 0,76) = 0,91 \text{ V}$$

La oxidación del aluminio metal por parte del catión Zn^{+2} Es Posible. Esto significa que el aluminio metal va desapareciendo puesto que está pasando a la disolución en forma de catión Al^{+3} . Después de 24 horas es posible que toda la varilla de aluminio se haya disuelto y desaparecido de nuestra vista puesto que pasó al seno de la disolución.

7.- Electrólisis.

Electrólisis

<http://www.slideshare.net/julolisapa/electrolisis-7618774>

Electrólisis

http://pdf.rincondelvago.com/electrolisis_4.html

Electrólisis

<https://www.lenntech.es/electrolisis.htm>

Electrólisis

<https://www.ecured.cu/Electr%C3%B3lisis>

La **electrólisis** consiste en la realización, **por medio del suministro de energía eléctrica**, de una reacción imposible de realizarse termodinámicamente de forma espontánea.

Explicaremos este fenómeno. La pila Daniell que se estudio en su momento tenía un proceso global:



El proceso contrario sería **impensable que se produjera**.

Si al **sistema pila Daniell** le suministramos **una diferencia de potencial** (energía eléctrica), el potencial E° positivo va **disminuyendo** e incluso llega a **anularse** y entonces el **sucesivo suministro de energía eléctrica** hace que se produzca el **fenómeno contrario**:

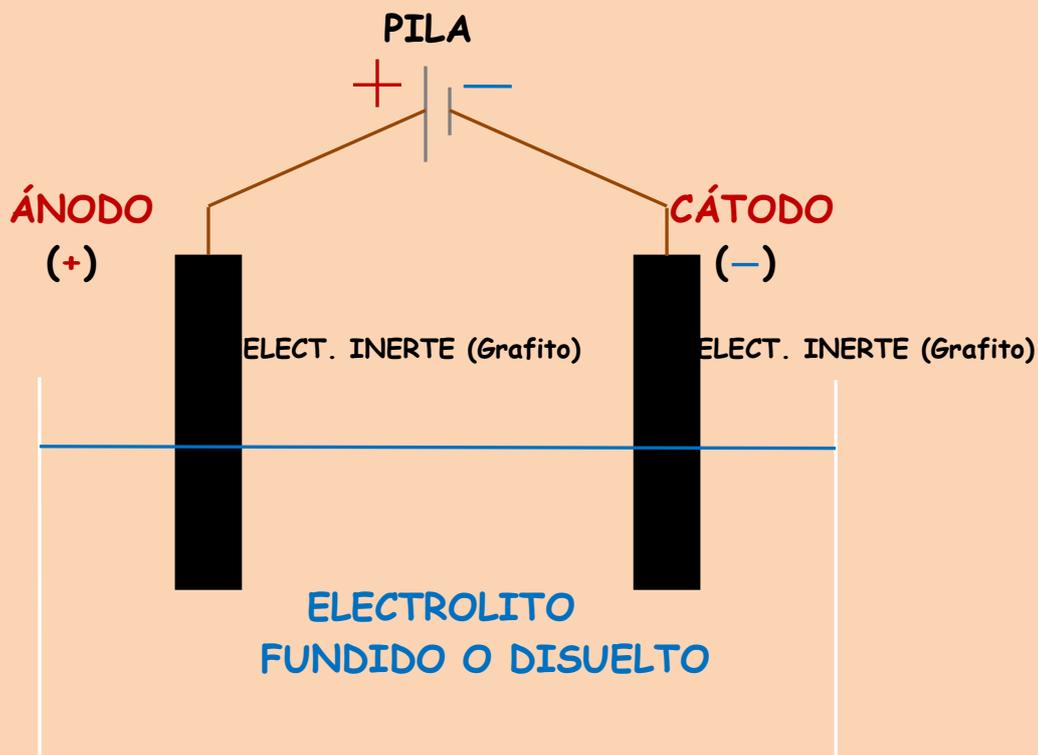


El dispositivo experimental en el que se realiza la electrólisis se conoce como **Cuba Electrolítica**, y en ella se verifica la transformación de la **energía eléctrica en energía química**. Se trata, por consiguiente, del fenómeno opuesto al que tiene lugar en las pilas.

Electrólisis

<https://www.youtube.com/watch?v=S4e6DC9albA>

Esquema de una cuba electrolítica:



El electrodo **ÁNODO** recibe ese nombre porque **a él llegan los Aniones** (Exceso de carga negativa) y por lo tanto el **Electrodo debe ser Positivo**. Si al **ánodo** llegan los **aniones** y su **carga negativa** se ve compensada por la **carga positiva del electrodo**, en dicho electrodo se producirá un proceso de **Oxidación**.

El electrodo **CÁTODO** recibe ese nombre porque **a él llegan los Cationes** (Exceso de carga positiva) y por lo tanto el **Electrodo debe ser Negativo**. Si al **cátodo** llegan los **cationes** y sus **cargas positivas** se ven compensadas por la **carga negativa del electrodo**, en éste se producirá un proceso de **Reducción**.

7.1.- Electrólisis de una sal Fundida.

Electrólisis. Leyes de Faraday

<http://www.angelfire.com/me2/ciberquimia/electrolisis.htm>

Electrólisis

<http://elfisicoloco.blogspot.com/2013/04/electrolisis-de-sales-fundidas.html>

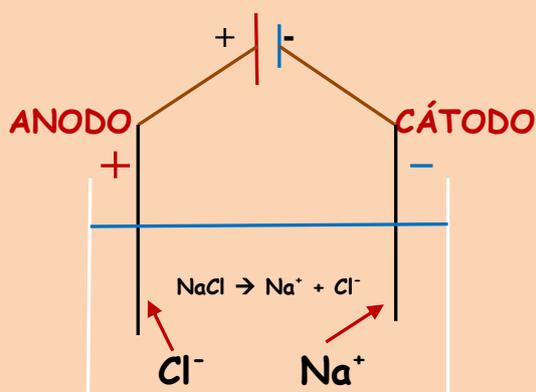
Electrólisis

<http://colegiocristorey.com/nenuca/nenina/quimica2/electrolisis.pdf>

En la cuba electrolítica tenemos **cloruro sódico fundido** y por lo tanto en el medio solamente tenemos los **iones procedentes del NaCl**:



En la cuba electrolítica ocurrirá:



Reacción catódica:



Reacción anódica:



El proceso global:



$E^{\circ} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = -4,07 \text{ V}.$

Esta reacción global es la **inversa** de la que tiene lugar **espontáneamente en la naturaleza**, conforme se pone de manifiesto en **el potencial negativo de dicho proceso** lo que indica que es la corriente eléctrica continua la que impulsa dicha reacción global.

7.2.- Electrólisis de una sal disuelta.

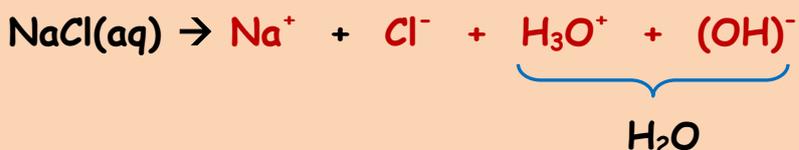
Video: Electrolisis del NaCl disolución

<http://www.youtube.com/watch?v=IVBdpLx6078>

Video: Electrólisis del NaCl disuelto

<http://www.youtube.com/watch?feature=fvwp&NR=1&v=uTRJIuDcRvc>

Supongamos una **disolución acosa de cloruro sódico**, NaCl. En este caso los iones que tenemos dentro de la cuba electrolítica son:

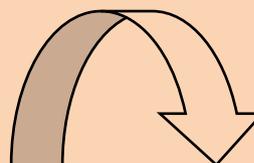


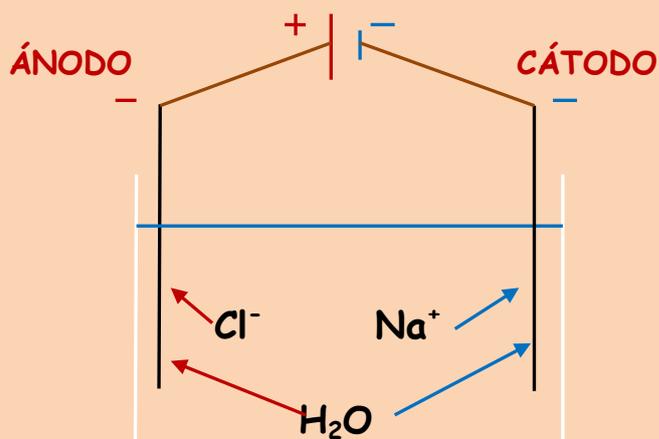
Los iones H_3O^+ y OH^- procedentes del equilibrio de disociación del agua, los podemos despreciar por su **pequeña concentración** ($\text{H}_3\text{O}^+ = \text{OH}^- = 10^{-14} \text{ mol/L}$).

Pero no podemos olvidarnos del agua. Esta es una molécula dipolar:



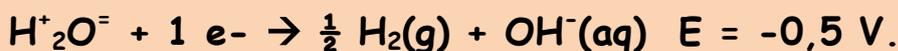
Puede por tanto dirigirse hacia el **cátodo** por su parte **positiva** y al **ánodo** por su parte **negativa**. La competencia por los electrodos es ahora mayor:





Recordemos que en el **CÁTODO** existe una Reducción y en el **Ánodo** una Oxidación.

Posibles reacciones catódicas:



Según los potenciales, observamos que es mucho **más fácil reducir el H, (H⁺)**, del agua que el **cati3n Na⁺**. Por lo que la **reacci3n cat3dica es la segunda:**



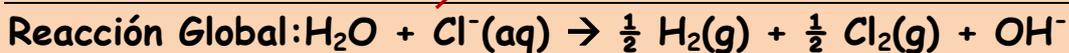
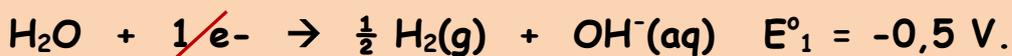
Posibles reacciones an3dicas:



El potencial necesario para oxidar al cloro es más bajo que el necesario para oxidar el oxígeno del agua, (O_2). La reacción anódica es la segunda:



El proceso global será:

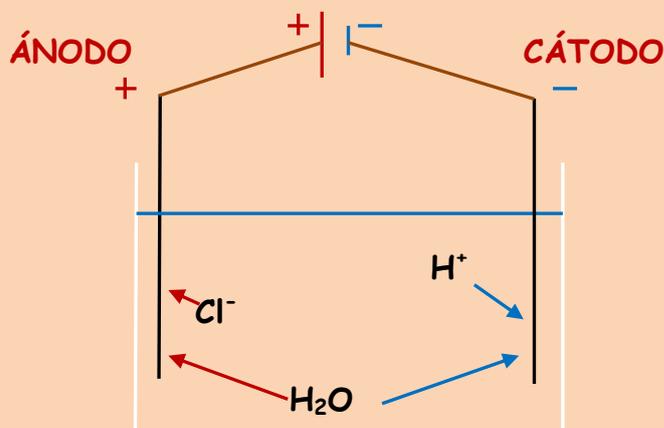
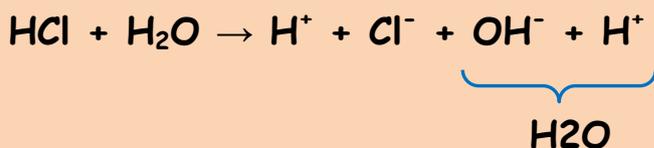


$$E^{\circ} = E^{\circ}_1 + E^{\circ}_2 = -1,86 V$$

1,86 V es el potencial que debemos suministrar mediante la pila para que el proceso tenga lugar.

7.3.- Electrólisis de Ácidos Hidrácidos.

Supongamos una disolución de **ácido clorhídrico**, HCl:



Recordar lo que dijimos sobre el agua y sus iones:

Los iones H_3O^+ y OH^- procedentes del equilibrio de disociación del agua, los podemos despreciar por su pequeña concentración ($\text{H}_3\text{O}^+ = \text{OH}^- = 10^{-14}$ mol/L).

Pero no podemos olvidarnos del agua (H_2O). Esta es una molécula dipolar:



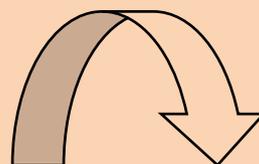
Puede atacar al **cátodo** por su parte **positiva** y al **ánodo** por su parte **negativa**. La competencia por los electrodos es ahora mayor:

Posibles reacción Catódicas (Reducción):

Al cátodo pueden ir los **protones** procedentes del **ácido** y las moléculas del agua atacando por su parte positiva:



Energéticamente es más factible que se **reduzcan los protones**, H^+ , procedentes del **ácido** siendo la reacción **catódica** definitiva:



Posibles reacciones Anódicas:

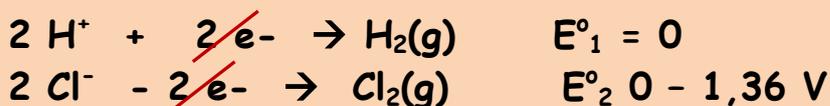
Al ánodo pueden ir los aniones cloruro, Cl^- , y las moléculas de H_2O atacando por su parte negativa.



Energéticamente es más factible **oxidar al anión Cl^-** , siendo la reacción **anódica** definitiva:



Proceso global:



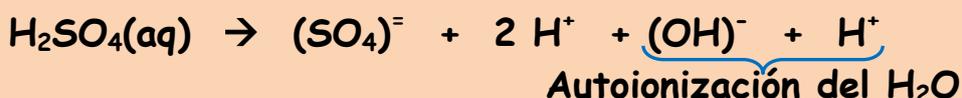
$$E^\circ = E_1^\circ + E_2^\circ = 0 + (-1,36) = - 1,36 \text{ V}$$

La pila nos debe proporcionar un potencial de **1,36 V**.

7.4.- Electrólisis de Ácidos Oxácidos

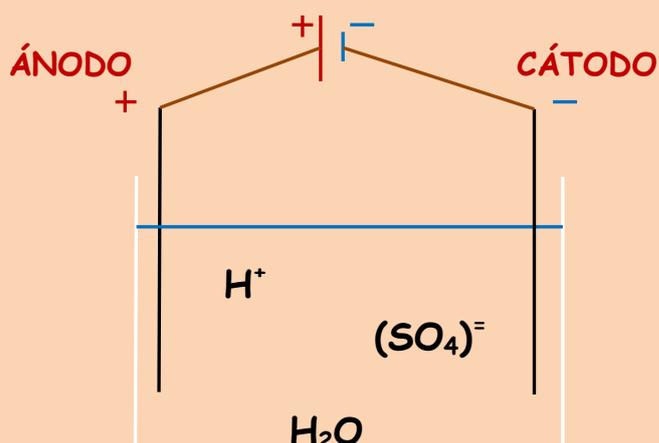
Supongamos una **disolución de ácido sulfúrico**, H_2SO_4 :

En una disolución de $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$ nos encontramos con una disociación de dicho ácido:



Recordar lo dicho para el agua.

En la cuba electrolítica tendremos los siguientes iones:



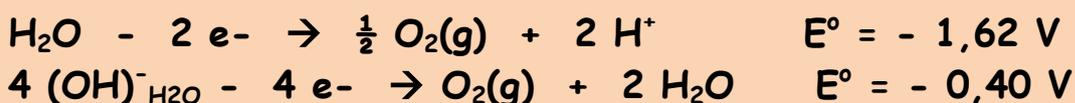
Posibles reacciones catiónicas (Reducción):



Energéticamente es más factible que se reduzcan los **protónes**, H^+ , procedentes del ácido siendo la reacción catódica definitiva:



Posibles reacciones anódicas (Oxidación):



El **anión sulfato**, $(\text{SO}_4)^{\ominus}$, no puede intervenir puesto que en él el átomo de azufre se encuentra en su estado máximo de oxidación $(\text{S}^{+6}\text{O}^{\ominus}_4)^{\ominus}$ y por lo tanto no se puede oxidar más.

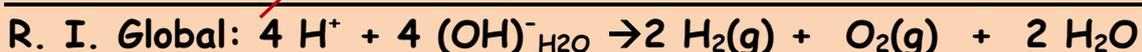
De la dos posibles reacciones anteriores, energéticamente, es más factible la oxidación de los aniones $(\text{OH})^{\ominus}$ procedentes del agua. La reacción anódica definitiva es:



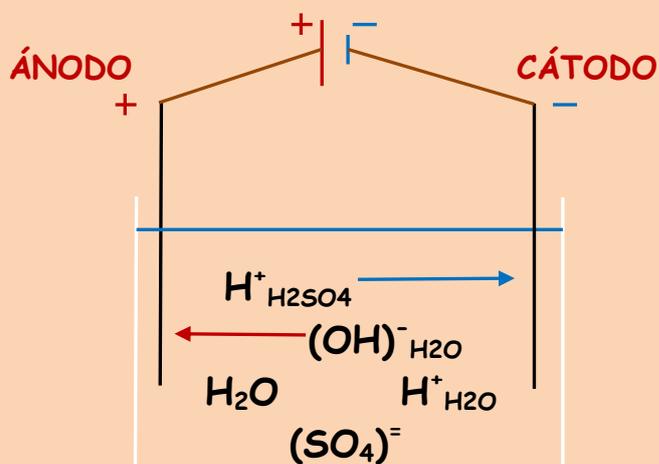
La reacción global será:



Si multiplicamos la 1ª por **2** para establecer el ajuste del número de electrones nos queda:



En la celda electrolítica:



8.- Leyes de Faraday

Leyes de Faraday

http://www.ecured.cu/index.php/Leyes_de_la_electr%C3%B3lisis_de_Faraday

Leyes de Faraday

<https://www.quimicas.net/2015/09/leyes-de-faraday-de-la-electrolisis.html>

Leyes de Faraday

https://fqdomingomiral.com/fqdmiral/QUI2BAC/QUI2BAC%20Tema%206%20Reacciones%20redox%20y%20electroquimica/91_ley_de_faraday.html

Leyes de Faraday

https://www.educa2.madrid.org/web/centro.ies.isidradeguzman.alcala/fisica-y-quimica/-/book/reacciones-de-transferencia-de-electrones?book_viewer_WAR cms_tools chapterIndex=e589a698-3da6-4729-b23f-03505f09ce98

Primera ley:

La masa de una sustancia liberada en una electrólisis es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que ha pasado a través del electrólito.

El paso de **un mol de electrones** a través de una disolución es capaz de liberar **1 equivalente-gramo** [(Ma/Valencia) o (Mm/Valencia)] también llamado **masa equivalente**, de sustancia.

La valencia **viene determinada** por el **número de electrones** implicados en las reacciones anódicas o catódicas.

En base a lo dicho, **el mol de electrones**, implica:

$$(6,023 \cdot 10^{23} \text{ e}^-/\text{mol}) \cdot (1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C/e}^-) = 96.500 \text{ C/mol}$$

C = Coulombios.

La cantidad de **96.500 C** se conoce con el nombre de **Faraday**.

$$1 \text{ F} = 96.500 \text{ C}.$$

Podemos concluir: **1 Faraday (96.500 C)** es la cantidad de **electricidad necesaria para depositar por electrolisis 1 equivalente-gramo (masa equivalente)** de cualquier sustancia.

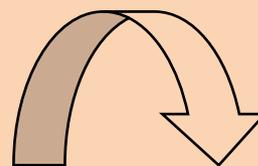
Debemos recordar que **$I = Q/t$** de donde deducimos que los coulombios que pasan por el electrolito viene dada por la ecuación :

$$Q = I \cdot t$$

Q = Coulombios

I = Amperios

t = segundos.



Ejercicio resuelto

De las siguientes proposiciones, referentes a la electrólisis, señala las que consideres correctas:

- La corriente eléctrica hace aumentar la velocidad de una reacción química espontánea, pero no puede hacer que ésta tenga lugar en sentido contrario.
- En el ánodo de una celda electrolítica se produce siempre una reacción de oxidación.

Resolución

- FALSO**. El aporte de corriente eléctrica a una celda electrolítica hace posible que se Realice una reacción química, dentro de la Oxidación-Reducción, imposible de realizarse de forma espontánea.
- CIERTO**. El Ánodo recibe este nombre porque a él llegan los aniones, dejan en el electrodo inerte los electrones y se produce la **Oxidación** del elemento químico.

Ejercicio Resuelto

Para medir la intensidad de una corriente se utiliza una celda que se tiene conectada durante treinta minutos. Una vez pesados ambos electrodos, resulta que la cantidad media de plata que ha perdido el ánodo y que ha ganado el cátodo es de 20,13 g. Halla la intensidad media de la corriente.

Resolución

$$M_{\text{a}} \text{ Ag} = 107,8 \text{ u}$$

$$t = 30 \text{ min} = 1800 \text{ s}$$

Reacción de catódica:



Sabemos que:

$$96500 \text{ C} / (\text{Ma/valencia})\text{g}$$

La valencia es igual al número de electrones de la reacción catódica.

$$96500 \text{ C} / 107,8/1 \text{ g} \leftrightarrow 96500 \text{ C} / 107,8 \text{ g Ag}$$

$$\text{Sabemos que } I = Q/t \text{ (1)}$$

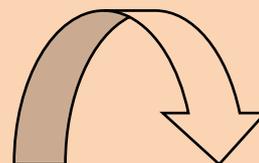
Si conocemos Q podemos conocer la I .

Calculo de Q :

$$20,13 \text{ g Ag} \cdot (96500 \text{ C}/107,8 \text{ g Ag}) = 18019,89 \text{ C}$$

Nos vamos a (1):

$$I = 18019,89 \text{ C} / 1800 \text{ s} = 10,01 \text{ C/s} = 10,01 \text{ A}$$



Ejercicio Resuelto

En una cuba con electrodos de platino, que contiene una disolución acuosa de CuSO_4 , se realiza la electrólisis durante 15 minutos, encontrándose que en el cátodo se han depositado 0,127 g de Cu. Calcula el volumen de oxígeno medido en condiciones normales que se ha desprendido en el ánodo.

Resolución

$$t = 15 \text{ min} = 900 \text{ s}$$

$$m_{\text{Cu}} = 0,127 \text{ g Cu}$$

Reacción anódica:



Sabemos que:

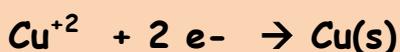
$$96500 \text{ C} / (\text{Mm}/n^\circ \text{e}^-) \text{ g} \quad (1)$$

$$\text{Mm O}_2 = 32 \text{ u}$$

Sabiendo la cantidad de carga eléctrica, Q, que ha pasado por la cuba podemos conocer, en principio los gramos de O_2 liberados.

Para conocer Q estudiaremos:

Reacción catódica:



Se cumplirá que:

$$96500 \text{ C} / (\text{Ma}/n^\circ e) \text{ g} \rightarrow 96500 \text{ C} / (63,55/2) \text{ g}$$

$$96500 \text{ C} / 31,77 \text{ g Cu}$$

Los **0,127 g** de Cu depositados necesitarán una cantidad de carga eléctrica:

$$0,127 \text{ g Cu} \cdot 96500 \text{ C}/31,77 \text{ g Cu} = 385,75 \text{ C}$$

Volvemos a (1):

$$96500 \text{ C} / (32/4) \text{ g O}_2 \rightarrow 96500 \text{ C} / 8 \text{ g O}_2$$

Los **385,75 C** liberarán una cantidad de $\text{O}_2(\text{g})$:

$$385,75 \text{ C} \cdot (8 \text{ g O}_2/96500 \text{ C}) = 0,0319 \text{ g O}_2.$$

Recordemos:

$$1 \text{ mol cualquier gas (C.N)} / 22,4 \text{ L}$$

$$1 \text{ mol O}_2 / 32 \text{ g O}_2, \text{ luego:}$$

$$32 \text{ g O}_2 / 22,4 \text{ L}$$

Los gramos obtenidos en la electrólisis ocuparán un volumen de:

$$0,0319 \text{ g O}_2 \cdot (22,4 \text{ L O}_2/32 \text{ g O}_2) = 0,022 \text{ L.}$$

Ejercicio Resuelto

¿Qué cantidad de electricidad es necesaria para que se deposite en el cátodo todo el oro contenido en un litro de disolución 0,1 M de cloruro de oro (III)?

Resolución

$$M = n^{\circ} \text{ moles soluto} / V_{\text{disolución}} \text{ en L}$$

$$M = m / (Mm \cdot V) \quad ; \quad V = \text{Volumen}$$

Se trata de una disolución de AuCl_3 ($\text{Au}^{+3}\text{Cl}^-$) 0,1 M

$$Mm \text{ AuCl}_3 = 303,47 \text{ u}$$

$$V = 1 \text{ L}$$

Podemos conocer la masa de AuCl_3 contenido en el litro de disolución:

$$0,1 = m_{\text{AuCl}_3} / (303,47 \cdot 1)$$

$$m_{\text{AuCl}_3} = 0,1 \cdot 303,47 \cdot 1 = 30,347 \text{ g}$$

Lo que se pone en juego, desde el punto de vista redox, es el catión Au^{+3} . La disolución de AuCl_3 se encuentra totalmente disociada:



Debemos conocer la masa de catión Au^{+3} que entran en juego y la disociación anterior nos dice que:

$$1 \text{ mol AuCl}_3 / 1 \text{ at-g Au}^{+3}$$

$$303,47 \text{ g AuCl}_3 / 196,97 \text{ g Au}^{+3}$$

La masa de AuCl_3 contenida en la disolución contendrá una cantidad de catión Au^{+3} :

$$\begin{aligned} 30,347 \text{ g AuCl}_3 \cdot (196,97 \text{ g Au}^{+3} / 303,47 \text{ g AuCl}_3) &= \\ &= 19,697 \text{ g Au}^{+3} \end{aligned}$$

Cuando el Au^{+3} llegue al cátodo sufrirá la reacción de **reducción**:



Recordemos: $96500 \text{ C} / (\text{Ma}/n^\circ \text{e}^-) \text{ g}$

$96500 \text{ C} / (196,97/3) \text{ g}$

$96500 \text{ C} / 65,65 \text{ g Au(s)}$

La masa de Au depositada (igual a la del catión Au^{+3}) exigirán una cantidad de electricidad:

$$19,697 \text{ g Cu} \cdot (96500 \text{ C} / 65,65 \text{ g Au}) = \mathbf{28952,93 \text{ C}}$$

Ejercicio resuelto

Para platear una pulsera, colocada como cátodo, se hace pasar durante 2 horas una corriente de 0,5 A a través de un litro de disolución de nitrato de plata, inicialmente 0,1 M. Calcula:

- La masa de plata metálica depositada en la pulsera
- La concentración de ion plata que queda finalmente en la disolución

Resolución

$$t = 2 \text{ h} \cdot (3600 \text{ s}/1 \text{ h}) = 7200 \text{ s}$$

$$I = 0,5 \text{ A}$$

$$\text{AgNO}_3 \text{ } 0,1 \text{ M}$$

$$\text{Ma Ag} = 107,8 \text{ u}$$

En honor a Faraday: **$96500 \text{ C} / (\text{Ma}/n^\circ \text{e}^-) \text{ g}$**

La disolución de nitrato de plata está totalmente disociada:



El catión Ag^+ se dirigirá al cátodo y se reducirá:



Si nos vamos con Faraday: $96500 \text{ C} / (107,8/1) \text{ g}$

$$96500 \text{ C} / 107,8 \text{ g Ag}(\text{s})$$

En un $V = 1 \text{ L}$ de disolución $0,1 \text{ M}$ de AgNO_3 existe una cantidad en gramos de AgNO_3 :

$$M = m_{\text{AgNO}_3} / (\text{Mm} \cdot V) \quad (1)$$

$$\text{Mm AgNO}_3 = 169,8 \text{ u}$$

Volviendo a (1):

$$0,1 = m_{\text{AgNO}_3} / (169,8 \cdot 1)$$

$$m_{\text{AgNO}_3} = 0,1 \cdot 169,8 \cdot 1 = 16,98 \text{ g}$$

La reacción de disociación:



Dicha disociación nos dice:

$$1 \text{ mol AgNO}_3 / 1 \text{ mol de Ag}^+$$

$$169,8 \text{ g AgNO}_3 / 107,8 \text{ g Ag}^+$$

La masa de AgNO_3 existente en la disolución contendrá una cantidad en gramos de catión Ag^+ :

$$16,98 \cancel{\text{ g AgNO}_3} \cdot (107,8 \text{ g Ag}^+ / 169,8 \cancel{\text{ g AgNO}_3}) = \\ = 10,78 \text{ g Ag}^+$$

Recordemos:

$$96500 \text{ C} / 107,8 \text{ g Ag(s)}$$

La cantidad de electricidad que pasa por la cuba electrolítica es:

$$Q = I \cdot t = 0,5 \text{ A} \cdot 7200 \text{ s} = 3600 \text{ C}$$

Estos 3600 C depositarán una cantidad de Ag(s) :

$$3600 \cancel{\text{ C}} \cdot (107,8 \text{ g Ag(s)} / 96500 \cancel{\text{ C}}) = 4,02 \text{ g de Ag(s)}$$

La cantidad de Ag(s) que se deposita en el cátodo es igual a la cantidad correspondiente de catión Ag^+ que había en la disolución. Con esta premisa y sabiendo que en un principio habían $10,78 \text{ g de Ag}^+$ y como se han depositado $4,02 \text{ g de Ag(s)}$ EUREKA:

$m_{\text{Ag}^+} - m_{\text{Ag(s)}} = m_{\text{Ag}^+}$ que queda en disolución:

$$10,78 - 4,02 = 6,76 \text{ g de Ag}^+.$$

Ejercicio Propuesto

Considere la electrólisis del BaCl_2 fundido. ¿Cuántos g de Ba metálico se pueden producir al pasar 0.5 Amperes durante 30 minutos?

Solución = 0,63 g de Ba

Ejercicio resuelto

Se utilizó una corriente de 0.8 Amperes para depositar Cu en el cátodo y desprender O_2 en el ánodo. ¿Cuántos g de cada producto se forman durante 15.2 minutos?

Resolución

Reacción anódica:



Reacción catódica:



$$I = 0,8 \text{ A}$$

$$t = 15,2 \text{ min} = 912 \text{ s}$$

Calculo de los gramos de cobre depositados en el cátodo:

$$96500 \text{ C} / (\text{Ma}/n^\circ e) \text{ g} \rightarrow 96500 \text{ C} / (63,55/2) \text{ g}$$

$$96500 \text{ C} / 31,77 \text{ g Cu}$$

La cantidad de electricidad que pasa por la cuba es:

$$Q = I \cdot t = 0,8 \text{ A} \cdot 912 \text{ s} = 729,6 \text{ C}$$

Con esta cantidad de electricidad se depositan:

$$729,6 \cancel{C} \cdot (31,77 \text{ g Cu}/96500 \cancel{C}) = 0,24 \text{ g Cu}$$

Calculo de los gramos de O₂ liberados en el ánodo:

$$96500 \text{ C} / (\text{Mm}/n^{\circ} e^{-}) \text{ g} \rightarrow$$

$$\text{Mm O}_2 = 32 \text{ u}$$

$$96500 \text{ C} / (32/4) \text{ g} \rightarrow 96500 \text{ C} / 8 \text{ g O}_2$$

Con la electricidad que pasa por la cuba:

$$729,6 \cancel{C} \cdot (8 \text{ g O}_2/96500 \cancel{C}) = 0,06 \text{ g O}_2$$

Ejercicio Resuelto

El cromo es un metal que se aplica a muchos objetos por medio de electrólisis, los objetos se suspenden en una solución de dicromato de potasio. ¿Cuánto tiempo en horas se requiere para cubrir una película de $1 \cdot 10^{-2}$ mm de espesor? La corriente sería de 25 Amperes y el área de un metro cuadrado.

DATOS: $M_{\text{Cr}} = 52 \text{ u}$; $d_{\text{Cr}} = 7,2 \text{ g/mL}$

Resolución



Reacción catódica:



$$I = 25 \text{ A}$$

La lámina a cubrir por el cromo supone un volumen de:

$$V = B \cdot h \quad (1)$$

$$h = 1 \cdot 10^{-2} \text{ mm} \cdot (1 \text{ m}/1000 \text{ mm}) = 10^{-5} \text{ m}$$

$$B = 1 \text{ m}^2$$

Volvemos a (1):

$$V = 1 \text{ m}^2 \cdot 10^{-5} \text{ m} = 10^{-5} \text{ m}^3 \cdot (1000 \text{ dm}^3/1 \text{ m}^3) \cdot (1 \text{ L}/1 \text{ dm}^3) = \\ = 10^{-2} \text{ L}$$

Si conocemos la densidad del cromo: $d = 7,2 \text{ g/mL}$

$$7,2 \text{ g/mL} \cdot (1000 \text{ mL}/1 \text{ L}) = 7,2 \cdot 10^3 \text{ g/L}$$

Sabemos que:

$$d = m/V \rightarrow m = d \cdot V$$

$$m_{\text{Cr}} = 7,2 \cdot 10^3 \text{ g/L} \cdot 10^{-2} \text{ L} = 72 \text{ g de Cr}$$

Esta es la cantidad de cromo que se debe depositar en el cátodo.

Recordemos:

$$96500 \text{ C} / (\text{Ma}/n^\circ \text{ e}^-) \text{ g} \rightarrow 96500 \text{ C} / (52/6)\text{g}$$

96500 C / 8,66 g de Cr.

Los culombios necesarios para que se depositen estos gramos de Cr serán:

$$72 \text{ g Cr} \cdot (96500 \text{ C} / 8,66 \text{ g Cr}) = 802309,46 \text{ C}$$

Estos culombios necesitarán un tiempo de transito:

$$Q = I \cdot t$$

$$t = Q/I = 802309,46/25 = 32092,37 \text{ s} \cdot 1 \text{ h}/3600 \text{ s} = 8,19 \text{ h}$$

Ejercicio Resuelto

A través de una cuba electrolítica que contiene una disolución de nitrato de cobalto (II) pasa una corriente eléctrica durante 30 minutos, depositándose en el cátodo 5 g de cobalto.

- Calcule la intensidad de la corriente que ha circulado.
 - ¿Cuál es el número de átomos de cobalto depositados?
- Datos: Masas atómicas: Co = 59; F = 96500 C.

Resolución



$$t = 30 \text{ min} \cdot 60 \text{ s}/1 \text{ min} = 1800 \text{ s}$$

$$m_{\text{Co}} = 5 \text{ g}$$

$$\text{a) } M_{\text{Co}} = 58,93 \text{ u}$$

Reacción catódica:



Faraday dice: **96500 C/(Ma/n° e-) g**

$$96500 \text{ C} / (58,93/2) \text{ g}$$

$$96500 \text{ C} / 29,46 \text{ g Co}$$

Los 5 g de Co depositados necesitarán una cantidad de electricidad:

$$5 \text{ g Co} \cdot (96500 \text{ C} / 29,46 \text{ g Co}) = 16378,14 \text{ C}$$

También nos dijeron que: $I = Q/t$

$$I = 16378,14 / 1800 = 9,09 \text{ A}$$

$$\text{b) Ma Co} = 58,93 \text{ u}$$

$$1 \text{ at-g Co} / 58,93 \text{ g de Co}$$

$$1 \text{ at-g Co} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$58,93 \text{ g Co} / 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

En los 5 g de Co depositados existirán:

$$5 \text{ g Co} \cdot (6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos Co} / 58,93 \text{ g Co}) = \\ = 5,11 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

Ejercicio Resuelto

A una disolución acuosa de una sal de osmio se electroliza durante dos horas con una corriente de intensidad 1,5 A. Calcule la carga del ion osmio en la disolución, sabiendo que en el cátodo se han depositado 3,548 g de osmio metálico durante la electrólisis.

Datos: Masa atómica: Os = 190,2 u ; F = 96500 C

Resolución

$$t = 2 \text{ h} = 7200 \text{ s}$$

$$I = 1,5 \text{ A}$$

$$m_{\text{Os}} = 3,548 \text{ g}$$

$$M_{\text{a Os}} = 190,23 \text{ u}$$

Reacción catódica:



Faraday nos dice: $96500 \text{ C} / (M_{\text{a}}/n^{\circ}e^-) \text{ g}$

$$96500 \text{ C} / (190,23/x) \text{ g}$$

La cantidad de electricidad necesaria para depositar los 3,548 g de Os será:

$$Q = I \cdot t = 1,5 \text{ A} \cdot 7200 \text{ s} = 10800 \text{ C}$$

Utilizaré la **REGLA DE TRES**:

Si 96500 C	-----	Depositán	190,23/x g de Os
10800 C	-----	Depositán	3,548 g de Os

$$96500 \text{ C} \cdot 3,548 \text{ g} = 10800 \text{ C} \cdot 190,23/x$$

$$342382 \text{ x} = 2054484 \quad ; \quad \text{x} = 6$$

X es el **número de electrones** que tiene que **captar** el Os para depositarse en el cátodo. En el cátodo se deposita como Os(s). La reacción de **reducción** será:



Luego la carga del catión Os es **+6**

Ejercicio Resuelto

Al hacer la electrólisis del cloruro de sodio, se depositan 12 g de sodio en el cátodo Calcule:

- Los moles de cloro gaseoso liberados en el ánodo.
- El volumen que ocupa el cloro del apartado anterior a 700 mm de Hg y 100°C.

Masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,5. Sol:a) 0,26 moles; b) 8,67 L.

Resolución

a)

Necesitamos conocer la cantidad de electricidad que pasa por la celda electroquímica. Para ello trabajaremos con los datos que tenemos, como es la masa de Na depositada en el Cátodo.

$$m_{\text{Na}} = 12 \text{ g}$$

Reacción Catódica:



Recordemos: $96500 \text{ C} / \text{depositan } (M/n^\circ e^-) \text{ g}$

$$96500 \text{ C} / (23/1) \text{ g} \rightarrow 96500 \text{ C} / 23 \text{ g Na}$$

Los 12 gramos de sodio depositados necesitarán una cantidad de electricidad:

$$12 \cancel{\text{ g Na}} \cdot (96500 \text{ C} / 23 \cancel{\text{ g Na}}) = 50347,8 \text{ C}$$

Esta cantidad de electricidad es la misma que utiliza el anión Cl^- .

Reacción Anódica:



$$M_m \text{Cl}_2 = 71 \text{ u} ; 1 \text{ mol Cl}_2 / 71 \text{ g Cl}_2$$

Faraday: $96500 \text{ C} / (M_m/n^\circ e^-) \text{ g}$

$$96500 \text{ C} / (71/2) \text{ g Cl}_2(\text{g})$$

$$96500 \text{ C} / 35,5 \text{ g Cl}_2(\text{g})$$

$$50347,8 \cancel{\text{ C}} \cdot (35,5 \text{ g Cl}_2(\text{g}) / 96500 \cancel{\text{ C}}) = 18,52 \text{ g Cl}_2(\text{g})$$

Pasaremos los gramos de cloro a moles de cloro:

$$18,52 \text{ g } \cancel{\text{Cl}_2} \cdot (1 \text{ mol } \text{Cl}_2 / 71 \text{ g } \cancel{\text{Cl}_2}) = 0,26 \text{ moles } \text{Cl}_2(\text{g})$$

b)

$$P = 700 \text{ mmHg}$$

$$t = 100^\circ\text{C}$$

Como estamos en un sistema gaseoso recordamos la **Ecuación General de los Gases Perfectos**:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$(700/760 \text{ atm}) \cdot V = 0,26 \cdot (0,082 \text{ atm}\cdot\text{L/mol}\cdot\text{K}) (273+100)\text{K}$$

$$0,92 V = 7,95 \quad ; \quad V = 7,95/0,92 = 8,64 \text{ L } \text{Cl}_2(\text{g})$$

Ejercicio Resuelto

Una muestra de un metal se disuelve en ácido clorhídrico y se realiza la electrólisis de la disolución. Cuando han pasado por la célula electrolítica 3215 C, se encuentra que en el cátodo se han depositado 1,74 g de metal. Calcule:

a) La carga del ion metálico.

b) El volumen de cloro desprendido medido en condiciones normales.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; Masa atómica del metal = 157,2 u

Resolución

a)

$$Q = 3215 \text{ C}$$

$$m_M = 1,74 \text{ g}$$

$$M_aM = 157,2 \text{ u}$$

Reacción Catódica (Reducción):



Faraday: $96500 \text{ C} / (M_a/n^\circ e^-) \text{ g}$

$$96500 \text{ C} / (157,2/n) \text{ g}$$

Para una mejor comprensión utilizar é la REGLA DE TRES:

$$\begin{array}{r} 96500 \text{ C} \text{ ----- Depositán } (157,2/n) \text{ g M} \\ 3215 \text{ C} \text{ ----- } 1,74 \text{ g M} \end{array}$$

$$3215 \cdot (157,2/n) = 96500 \cdot 1,74$$

$$505398/n = 167910 \quad ; \quad 505398 = 167910 n$$

$$n = 505398/167910 = 3$$

La **carga eléctrica** del ion metálico será **+3** (M^{+3})

b)

Reacción Anódica (Oxidación):



$$M_m \text{ Cl}_2 = 71 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol Cl}_2/22,4 \text{ L en C.N.}$$

$$96500 \text{ C} / (\text{Mm}/n^\circ e^-) \text{ g Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 96500 \text{ C} / (71/2) \text{ g Cl}_2$$

$$96500 \text{ C} / 35,5 \text{ g Cl}_2$$

Con los 3215 C se liberarán:

$$3215 \cancel{\text{ C}} \cdot (35,5 \text{ g Cl}_2 / 96500 \cancel{\text{ C}}) = 1,18 \text{ g Cl}_2(\text{g})$$

Hagamos el cálculo en moles:

$$1,18 \cancel{\text{ g}} \text{ Cl}_2 \cdot [1 \text{ mol Cl}_2 / 71 \cancel{\text{ g}} \text{ Cl}_2(\text{g})] = 0,017 \text{ moles Cl}_2(\text{g})$$

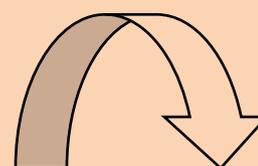
El Volumen de Cl₂ en C.N.:

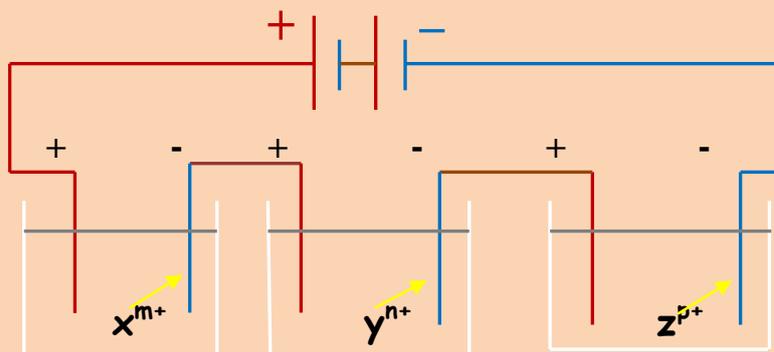
$$0,017 \cancel{\text{ moles}} \text{ Cl}_2 \cdot (22,4 \text{ L Cl}_2 / 1 \cancel{\text{ mol}} \text{ Cl}_2) = 0,38 \text{ L Cl}_2(\text{g})$$

Segunda ley de Faraday:

La masa de distintas sustancias liberadas por la misma cantidad de electricidad son directamente proporcionales a sus equivalentes, dicho de otra forma: "El número de equivalentes de las distintas sustancias depositadas son iguales.

Asociación de cubas electrolíticas en serie:





Por las cubas electrolíticas montadas en serie la cantidad de electricidad que circula por ellas es la misma.

n° equivalentes $x = n^{\circ}$ equivalentes $y = n^{\circ}$ equivalentes z

$$m_x/(Ma_x/m) = m_y/(Ma_y/n) = m_z/(Ma_z/p)$$

m, n y $p = n^{\circ}$ de electrones que marchan a los cátodos correspondientes.

Reacciones catódicas:



Ejemplo Resuelto

Tenemos dos cubas electrolíticas: una conteniendo una disolución de nitrato de plata, $AgNO_3$ y otra con ácido sulfúrico diluido. Al pasar una corriente eléctrica simultáneamente a través de ambas disoluciones, en la primera se depositan 0,093 gramos de plata y en la segunda se desprenden $9,6 \text{ cm}^3$ de hidrógeno, medidos en condiciones normales. ¿Cuál es la masa atómica de la plata?

Resolución



Masa de hidrogeno obtenido:

$$\text{Mm H}_2 = 2 \text{ u} \quad ; \quad 1 \text{ mol H}_2 / 2 \text{ g H}_2$$

$$1 \text{ mol H}_2(\text{C.N}) / 22,4 \text{ L} \quad ; \quad 2 \text{ g H}_2 (\text{C.N}) / 22,4 \text{ L}$$

$$0,0096 \cancel{\text{ L}} \text{ H}_2 \cdot (2 \text{ g H}_2 / 22,4 \cancel{\text{ L}}) = 8,57 \cdot 10^{-4} \text{ g H}_2.$$

Según 2ª ley Faraday:

$$m_{\text{Ag}} / (\text{Ma}_{\text{Ag}} / n^\circ \text{e}^-) = m_{\text{H}_2} / (\text{Ma}_{\text{H}} / n^\circ \text{e}^-)$$

$$0,093 / (\text{Ma}_{\text{Ag}} / 1) = 8,57 \cdot 10^{-4} / (1 / 1)$$

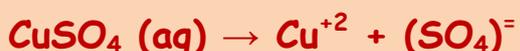
$$\text{Ma}_{\text{Ag}} = 0,093 / 8,57 \cdot 10^{-4} = 108,5 \text{ u.}$$

Ejercicio Resuelto

Dos cubas electrolíticas en serie contienen disoluciones de nitrato de plata y de sulfato cúprico. Halla la masa de cobre depositada en la segunda si en la primera se depositan 10 g de plata.

DATOS: Masas atómicas: Ag = 107,8 ; Cu = 63,55.

Resolución



$$m_{\text{Ag}} = 10 \text{ g}$$

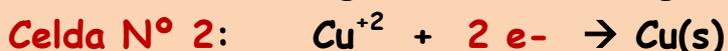
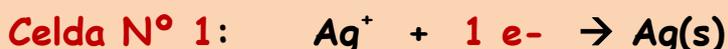
Se cumplen en las cubas electrolíticas montadas en serie dos circunstancias:

- Nº de equivalentes de la Ag = nº de equivalentes del Cu
- La cantidad de electricidad que pasa por las dos cubas es exactamente la misma.

En base a la primera condición:

$$m_{\text{Ag}} / (M_{\text{Ag}} / n^\circ e^-) = m_{\text{Cu}} / (M_{\text{Cu}} / n^\circ e^-) \quad (1)$$

Reacciones catódicas:



Con todos los datos nos podemos marchar a la ecuación (1):

$$10 \text{ g} / (107,8 / 1) = m_{\text{Cu}} / (63,55 / 2)$$

$$10\text{g}/107,8 = m_{\text{Cu}}/31,775 \quad ; \quad 0,093 = m_{\text{Cu}}/31,775$$

$$m_{\text{Cu}} = 0,093 \cdot 31,775 = 2,95 \text{ g}$$

Ejercicio Resuelto

Se desea conocer la cantidad de electricidad que atraviesa dos cubas electrolíticas conectadas en serie, que contienen disoluciones acuosas de nitrato de plata, la primera, y de sulfato de hierro (II), la segunda. Para ello se sabe que en el cátodo de la primera se han depositado 0,810 g de plata.

a) Calcule la cantidad de electricidad que ha atravesado las cubas.

b) Calcule la cantidad de hierro depositada en el cátodo de la segunda cuba.

c) Indique alguna aplicación de la electrólisis.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$. Masas atómicas: $\text{Fe} = 56 \text{ u}$; $\text{Ag} = 108 \text{ u}$

Resolución

a)



$$m_{\text{Ag}} = 0,810 \text{ g}$$

$$\text{Según Faraday: } 96500 \text{ C}/(\text{Ma}_{\text{Ag}}/\text{n}^\circ \text{ e}^-) \text{ g}$$

Reacción Catódica de la celda N° 1:



Por tanto:

$$96500 \text{ C}/(108/1)\text{g de Ag} \rightarrow 96500 \text{ C}/108 \text{ g Ag}$$

La cantidad de plata depositada implicará una cantidad de electricidad de:

$$0,810 \text{ g Ag} \cdot (96500 \text{ C}/108 \text{ g Ag}) = 723,75 \text{ C}$$

b)

Se debe cumplir que:

Nº equivalentes de la Plata = nº de equivalentes del Hierro

$$m_{\text{Ag}}/(M_{\text{Ag}}/n^{\circ} e^-) = m_{\text{Fe}}/(M_{\text{Fe}}/n^{\circ} e^-) \quad (1)$$

Reacción catódica de la celda N° 2:

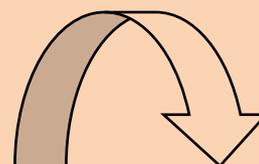


Podemos aplicar la ecuación (1):

$$0,810 \text{ g}/(108/1) = m_{\text{Fe}}/(56/2)$$

$$0,810 \text{ g} / 108 = m_{\text{Fe}}/28$$

$$0,0075 \text{ g} \cdot 28 = m_{\text{Fe}} \quad ; \quad m_{\text{Fe}} = 0,21 \text{ g Fe(s)}$$



Ejercicio Resuelto

Dos cubas electrolíticas, conectadas en serie, contienen una disolución acuosa de AgNO_3 , la primera, y una disolución acuosa de H_2SO_4 , la segunda. Al pasar cierta cantidad de electricidad por las dos cubas se han obtenido, en la primera, 0,090 g de plata. Calcule:

- La carga eléctrica que pasa por las cubas.
- El volumen de H_2 , medido en condiciones normales, que se obtiene en la segunda cuba.

Resolución

a)



$$m_{\text{Ag}} = 0,090 \text{ g}$$

Reacción Catódica de la celda N° 1: $\text{Ag}^+ + 1 \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}(\text{s})$

Faraday: $96500 \text{ C} / (\text{MaAg}/n^\circ \text{e}^-) \text{ g}$

$$96500 \text{ C} / (108/1) \text{ g Ag} \rightarrow 96500 \text{ C} / 108 \text{ g Ag}$$

Los 0,090 g de Ag depositados implicarán una cantidad de electricidad:

$$0,090 \text{ g Ag} \cdot (96500 \text{ C} / 108 \text{ g Ag}) = 84,42 \text{ C}$$

b)

Reacción Catódica de la celda N° 2:



Faraday: 96500 C / ($M_{\text{H}_2}/n^\circ \text{e}^-$)

$M_{\text{H}_2} = 2 \text{ u} ; 1 \text{ mol H}_2/2 \text{ g H}_2(\text{g})$

$2 \text{ g H}_2(\text{g})/22,4 \text{ L H}_2(\text{g}) (\text{C.N}) (1)$

La cantidad de electricidad que pasa por la segunda celda es la misma que la que pasa por la primera, por lo tanto:

$$Q = 84,42 \text{ C.}$$

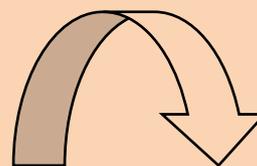
Estos 84,42 C implicarán una cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$ en gramos:

$$96500 \text{ C}/(2/1) \text{ g H}_2 ; 96500 \text{ C} / 2 \text{ g H}_2(\text{g})$$

$$84,42 \text{ C} \cdot 2 \text{ g H}_2(\text{g})/96500 \text{ C} = 0,0017 \text{ g H}_2(\text{g})$$

Recordemos la relación (1) y obtendremos los litros:

$$0,0017 \text{ g H}_2(\text{g}) \cdot [22,4 \text{ L H}_2(\text{g})/2 \text{ g H}_2(\text{g})] = 0,019 \text{ L H}_2(\text{g})$$



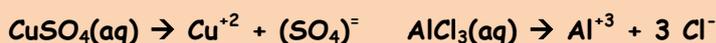
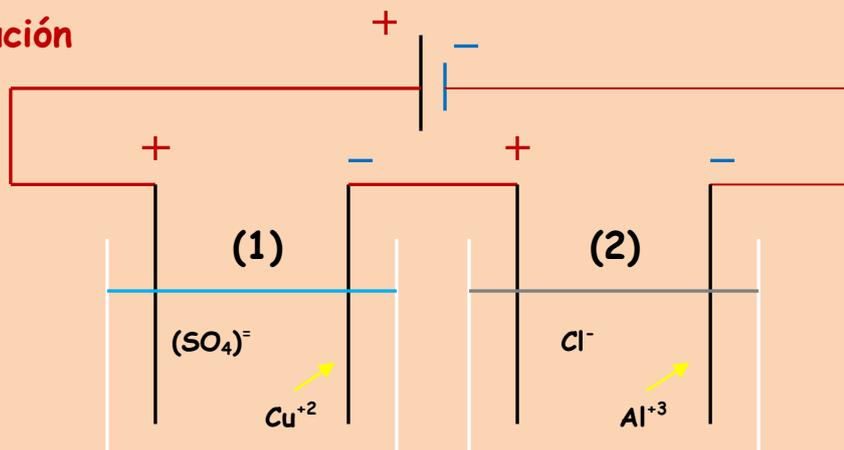
Ejercicio Resuelto

Una corriente de 4 amperios circula durante 1h y 10 minutos a través de 2 células electrolíticas que contienen respectivamente, sulfato de cobre (II) y cloruro de aluminio.

DATOS: Masa atómicas: Cu = 63,5 ; Al = 27,0 ; Const Faraday F = 96500 C.eq⁻¹

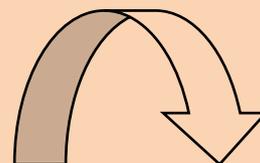
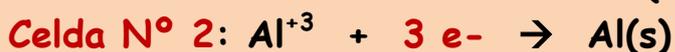
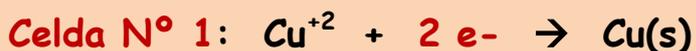
- Escriba las ecuaciones que se producen en el cátodo de ambas células electrolíticas.
- Calcule los gramos de cobre y aluminio metálicos que se habrán depositado.

Resolución



a)

Reacciones Catódicas:



b)

Cantidad de electricidad que pasa por las cubas electrolíticas
(**montadas en serie las cubas electrolíticas, la corriente eléctrica que pasa por ambas, es la misma**):

$$t = 1\text{h } 10\text{ min} = 4200\text{ s}$$

$$I = 4\text{ A}$$

$$Q = I \cdot t ; \quad Q = 4\text{ A} \cdot 4200\text{ s} = 16800\text{ C}$$

Calculemos en primer lugar la cantidad de Cu depositado en la celda N° 1:

Faraday:

$$96500\text{ C}/(\text{MaCu}/n^\circ e^-) \text{ g} \rightarrow 96500\text{ C} / (63,5/2) \text{ g Cu}$$

$$96500\text{ C} / 31,75 \text{ g Cu}$$

Los culombios que pasan depositarán:

$$16800 \cancel{\text{ C}} \cdot (31,75 \text{ g Cu(s)}/96500 \cancel{\text{ C}}) = 5,52 \text{ g Cu(s)}$$

Para calcular los gramos de Al depositados en la segunda celda podemos seguir dos caminos:

$$1.- 96500\text{ C}/(\text{MaAl}/n^\circ e^-) \text{ g} \rightarrow 96500\text{ C}/(27,0/3) \text{ g Al} \rightarrow$$

$$96500\text{ C}/9 \text{ g Al}$$

$$16800 \cancel{\text{ C}} \cdot (9 \text{ g Al(s)}/96500 \cancel{\text{ C}}) = 1,56 \text{ g Al(s)}$$

2.- Se cumple que:

N° equivalents de Cu = N° de equivalents de Al

$$m_{Al}/(M_{Al}/n^{\circ}e^{-}) = m_{Cu}/(M_{Cu}/n^{\circ}e^{-})$$

$$m_{Al}/(27,0/3) = 5,52 \text{ g}/(63,5/2)$$

$$m_{Al}/9 = 5,52/31,75$$

$$m_{Al} = (5,52/31,75) \cdot 9 \quad ; \quad m_{Al} = 1,56 \text{ g Al(s)}$$

Ejercicio Propuesto

Dos celdas electrolíticas que contienen nitrato de plata (I) y sulfato de cobre (II), respectivamente, están montadas en serie. Halle los gramos de cobre que se depositarán en la segunda celda, si en la primera se depositaron 2 gramos de plata.

DATOS: Masas atómicas: Ag = 108 ; Cu = 63,5

Solución: $m_{Cu} = 0,59 \text{ g}$;

Ejercicio resuelto

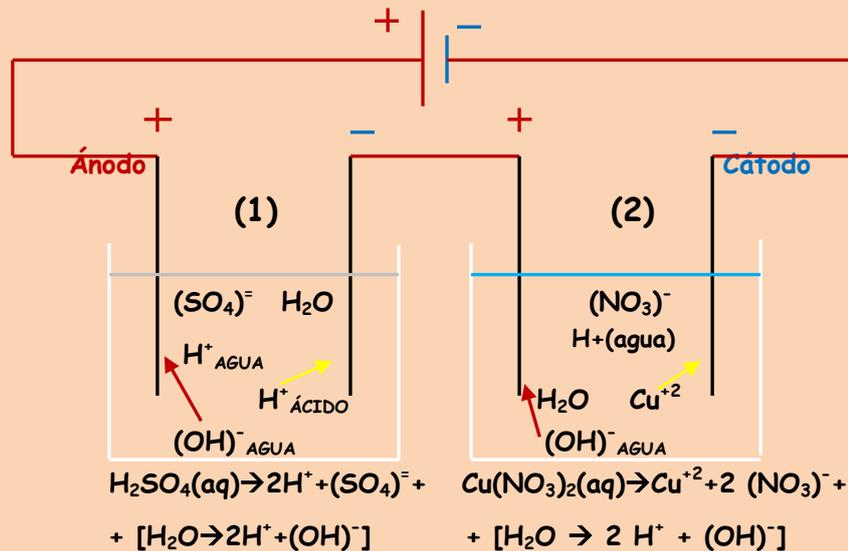
Se conectan dos cubas electrolíticas en serie. En la primera se coloca una disolución de ácido sulfúrico y en la segunda, una disolución de nitrato de cobre (II). Después del paso de una determinada cantidad de electricidad, en la primera cuba se recogen 600 ml de hidrógeno molecular a 27°C y 1 atm de presión.

- Las semirreacciones que tienen lugar en los electrodos de ambas cubas.
- El peso de cobre depositado en la segunda cuba.

DATOS: Faraday = 96500 C ; R = 0,082 atm . L/ mol . K

Masas atómicas: Cu 63,5 ; H = 1

Resolución



a)

Reacciones celda N° 1:

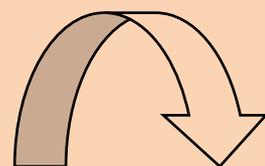


Reacción anódica: ?

En el caso el H_2SO_4 hay que hacer algunas consideraciones.

Al Ánodo pueden llegar las siguientes especies químicas:

- .- Anión Sulfato $(\text{SO}_4)^{-} \rightarrow (\text{S}^{+6}\text{O}^{-4})^{-}$
- .- La molécula de agua por su parte negativa (dipolo)
- .- Los aniones $(\text{OH})^{-}$ procedentes de la ionización del agua.



En el ánodo se produce una oxidación y en el anión sulfato el átomo de azufre se encuentra en su estado máximo de oxidación S^{+6} . El anión sulfato no marchará al ánodo puesto que no se puede oxidar.

La oxidación de la molécula de agua (dipolo) necesita más energía que los $(OH)^{-}$ procedentes del agua. Será el anión $(OH)^{-}$ procedente del agua quien se oxidará en el ánodo.



Reacciones Celda N° 2:



Reacción Anódica: Al ánodo pueden ir:

- .- Anión Nitrato $(NO_3)^{-} \rightarrow (N^{+5}O_3)^{-}$
- .- La molécula de agua por su parte negativa
- .- Los aniones $(OH)^{-}$ procedentes de la disociación del agua.

En el Anión nitrato el N se encuentra en su máximo estado de oxidación (N^{+5}) . No se puede oxidar más y por lo tanto no irá al ánodo.

La oxidación de la molécula de agua necesita mayor cantidad de energía que la oxidación del anión $(OH)^{-}$ procedente de la ionización del agua. La molécula de **AGUA** no marchará al ánodo.

Serán los aniones $(OH)^{-}$ procedentes del **AGUA** los que se oxidarán en el ánodo.



b)

Queremos conocer los **gramos de cobre** que se depositarán en el cátodo de la 2ª celda. Para ello haremos uso de los datos que conocemos.

En el cátodo de la celda N° 1 se liberan 600 ml de hidrógeno molecular a 27° y 1 atm de presión. Este volumen de $\text{H}_2(\text{g})$ implicarán unos gramos de $\text{H}_2(\text{g})$:

$$P \cdot V = m_{\text{H}_2} / M_m \cdot R \cdot T$$

$$M_m \text{ H}_2 = 2 \cdot 1 = 2 \text{ u} ; \quad 1 \text{ mol H}_2 / 2 \text{ g H}_2(\text{g})$$

$$1 \text{ atm} \cdot 0,600 \text{ L} = m_{\text{H}_2} / 2 \cdot (0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}/\text{mol}\cdot\text{K}) \cdot (273+27) \text{ K}$$

$$0,600 = 12,3 m_{\text{H}_2} ; \quad m_{\text{H}_2} = 0,048 \text{ g H}_2(\text{g})$$

Estos gramos de $\text{H}_2(\text{g})$ implicarán una cantidad de electricidad:

$$\text{Faraday: } 96500 \text{ C}/(M_m \text{H}_2 / n^\circ e^-) \text{ g} \rightarrow 96500 \text{ C}/(2/2) \text{ g}$$

$$96500 \text{ C}/ 1 \text{ g H}_2(\text{g})$$

$$0,048 \text{ g H}_2 \cdot [96500 \text{ C}/ 1 \text{ g H}_2(\text{g})] = 4632 \text{ C}$$

Estos culombios son los que pasarán por la 2ª celda depositándose una cantidad, en gramos, de Cu:

REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES. OXIDACIÓN - REDUCCIÓN. ELECTROQUÍMICA www.quimiziencia.es

Faraday: $96500 \text{ C}/(\text{MaCu}/n^\circ \text{ e}^-) \text{ g} \rightarrow 96500 \text{ C}/(63,5/2) \text{ g}$

96500 C/31,75 g Cu

Con nuestros culombios:

$4632 \text{ C} \cdot (31,75 \text{ g Cu(s)}/96500 \text{ C}) = 1,524 \text{ g Cu(s)}$

Ejercicio Propuesto

Se dispone de dos cubas electrolíticas conectadas en serie con disoluciones de nitrato de plata y ácido sulfúrico respectivamente. Se hace pasar la corriente de forma que en la primera se depositan 0,2325 gramos de plata. Calcule el volumen de hidrógeno medido a 25°C y 1 atm de presión.

DATOS: Masas atómicas: Ag = 108 ; H = 1

1 Faraday = 96500C.eq-1

Solución: 26 mL H₂(g)

9.- La Corrosión.

La corrosión

<http://www.monografias.com/trabajos3/corrosion/corrosion.shtml>

La corrosión

http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen1/ciencia2/09/htm/sec_8.html

La corrosión

<http://www.sabelotodo.org/metalurgia/corrosion.html>

Video sobre la corrosión

http://www.youtube.com/watch?v=t47Ffkku_uM

Video: Corrosión y sus efectos

<http://www.youtube.com/watch?v=cBwfNdBwr2w&feature=related>

La **Corrosión** la podemos definir como **el deterioro de un Metal como consecuencia de un ataque electroquímico de su entorno.**

La velocidad de la corrosión (oxidación), dependerá:

- a) **Temperatura.**
- b) **Salinidad del líquido que esté en contacto con el metal.**
- c) **Del tipo de metal.**

Uno de los casos más conocidos de corrosión son las alteraciones químicas de los metales a causa del aire. Son ejemplos: el ataque del hierro produciendo la **Herrumbre** (Capa de color rojizo que se forma en la superficie del hierro y otros metales a causa de la oxidación provocada por la humedad o el agua). El ataque del acero o la formación de **pátina verde** en el caso del cobre.

Se trata la **Corrosión** de un problema industrial **importante**, debido a que la rotura de piezas de la estructura del montaje industrial puede producir accidentes. También existe un **coste económico** en la reposición de piezas deterioradas.

La **causa** de la **Corrosión** es el **flujo electrónico** generado por las **piezas**, pues tienen ciertas diferencias químicas que favorecen este flujo de electricidad. Una **corriente de electrones** se produce cuando existe una **diferencia de potencial eléctrico** entre un punto y otro. Cuando desde una especie química se **ceden electrones** podemos decir que dicha

especie se comporta como un **ÁNODO** y se verifica un proceso de **oxidación**. Aquella especie química que **recibe los electrones** se comporta como un **CÁTODO** y en ella se produce una **reducción**.

Para que exista Corrosión Electroquímica, además del **ánodo** y **cátodo** debe existir un **electrolito** (disolución). La transmisión de las cargas eléctricas es por **electrones del ánodo al cátodo** (por medio del metal) y por los **iones del electrolito**.

La **Corrosión Metálica** química es debida al **ataque directo del medio ambiente oxidando al metal**. Como el **aire seco** y el **agua exenta de oxígeno disuelto** NO son capaces de **oxidar al hierro**, se supone que el mecanismo de la corrosión consiste en la formación de unas **minúsculas pilas en la superficie del metal** en donde tienen lugar las siguientes reacciones:

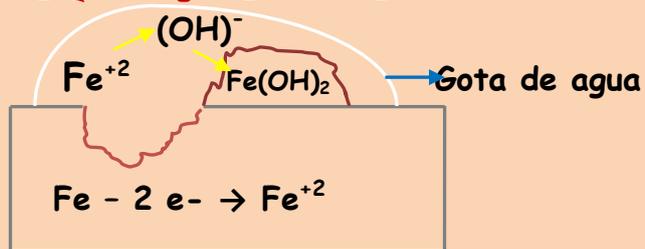
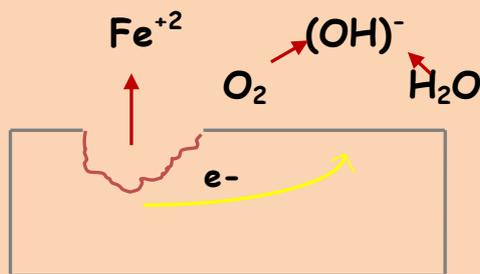


También puede ocurrir la **reducción catódica del oxígeno disuelto en el agua**:



Los cationes **Fe⁺²** (procedentes de la oxidación del Fe) se pueden unir a los aniones **(OH)⁻** para formar:





Protección contra la corrosión

http://www.wwiprocat.com/wwiprocat_seccion_detalle.php?nid=2

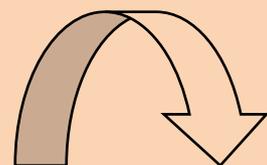
Protección contra la corrosión

http://bibliotecadigital.ilce.edu.mx/sites/ciencia/volumen2/ciencia3/079/htm/sec_6.htm

9.1.- Protección contra la Corrosión

a) Elección del material.

Elegiremos un metal que presente alto grado de resistencia a la corrosión en función del ambiente donde nos encontremos.



Podemos elegir:

- 1.- **Aceros Inoxidables.**
- 2.- **Aluminio.**
- 3.- **Cerámica.**
- 4.- **Plásticos (Polimeros).**
- 5.- **Material FRP.** Se fabrican a partir de de fibras (fibra de vidrio o carbomo) embebidas en una matriz de resina.

Es interesante, ya que se han puesto de manifiesto, conocer los **Aceros Inoxidables**. El término "**Inoxidable**" no es todo lo amplio que aparenta ser. Los aceros Inoxidables contienen un 18 % de Cromo y un 8 % de niquel, metales que si son oxidables pero protegen, mediante sus óxidos correspondientes, al acero

b) **Consideración del medio ambiente.**

Estudiando el medio en donde se encuentra el material que puede entrar en corrosión podemos añadir los llamados **Inhibidores de la Corrosión** que es una sustancia que añadida a un determinado medio, reduce de forma significativa la velocidad de corrosión. Las sustancias a utilizar como inhibidor dependerán del medio y del metal a proteger.

Estos Inhibidores funcionan muy bien en medios cerrados. Cuando se trabaja en un medio abierto como la atmosfera, el mar, estos inhibidores no son útiles.

Los inhibidores de la corrosión son productos que actúan formando películas sobre la superficie metálica, tales como los molibdatos o fosfatos.

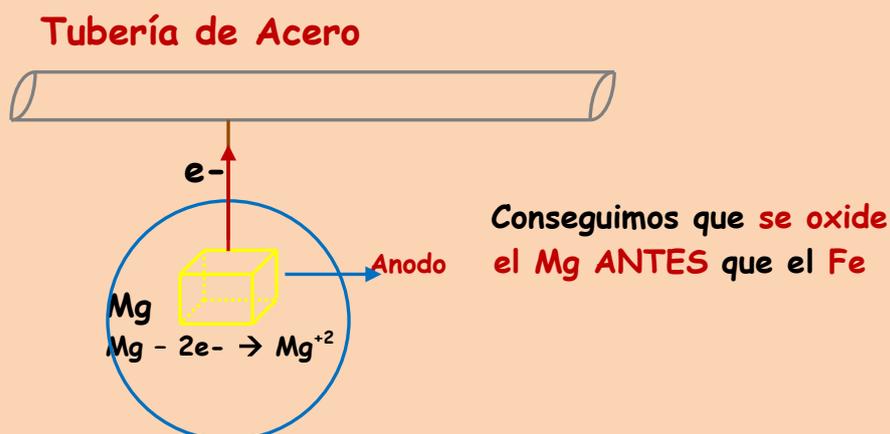
c) Aislamiento del medio.

Se puede aislar la pieza del medio ambiente pintándola, cubriendo con plástico.

Entre las pinturas nos encontramos el **Minio** que está compuesto por **óxido de plomo**, Pb_3O_4 .

d) Galvanismo anódico.

Se introduce otra pieza para perturbar la reacción que lleva consigo la corrosión. Se coloca una pieza de aleaciones de Zn, aleaciones de magnesio y aleaciones de aluminio, que se van a corroer en lugar de la pieza que queremos proteger.



La reacción química entre la pieza añadida y el ambiente impide la reacción entre el ambiente y la pieza útil. En medio acuoso, basta con atornillar el **ánodo de sacrificio** (pieza añadida) a la pieza que queremos proteger. Al aire, hay que recubrir totalmente la pieza; es el principio de la **Galvanización** (Recubrimiento de una pieza metálica con **una capa de cinc** para evitar la corrosión).

Video: Prevención de la corrosión. La galvanización

<http://www.youtube.com/watch?v=Lfh8uzSiHOs>

e) Galvanoplastia.

La pieza se puede recubrir con una **película** de otro **metal electropositivo** cuyo potencial de reducción es **más estable** que el de la pieza.

La **Galvanoplastia** consiste en el proceso de **nikelado**, el **cobreado** y el **cromatado**.

