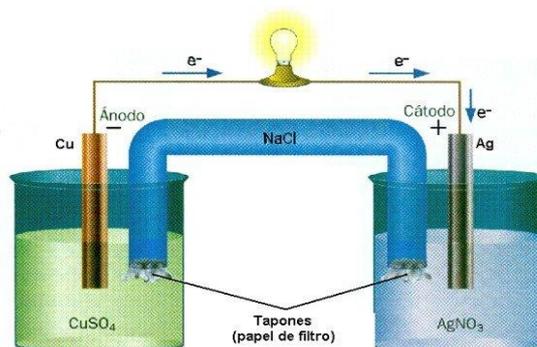


# QUÍMICA //

## 2º BACHILLERATO.

- **TEMA 1. FORMULACIÓN INORGÁNICA,**
- **TEMA 2. FORMULACIÓN ORGÁNICA**
- **TEMA 3. ESTEQUIOMETRÍA.**
- **TEMA 4. TERMOQUÍMICA.**
- **TEMA 5. CINÉTICA QUÍMICA.**
- **TEMA 6. EQUILIBRIO QUÍMICO.**
- **TEMA 7. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES.**
- **TEMA 8. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES.**
- **TEMA 9. ESTRUCTURA ATÓMICA, SISTEMA PERIÓDICO Y ENLACE QUÍMICO.**



Reacción redox, Wikipedia CC 2.0

## REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES.

### TEMA 8

TEMARIO QUÍMICA.

Fernando Escudero Ramos.

I.E.S. FERNANDO DE LOS RÍOS (QUINTANAR DEL REY)



## Índice de Contenido.

### **1. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN..... 3**

1.1. NÚMERO DE OXIDACIÓN ..... 3

1.2. AJUSTE POR EL MÉTODO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN..... 4

1.3. AJUSTE POR EL MÉTODO DEL IÓN-ELECTRÓN..... 5

1.4. ESTEQUÍMETRIA REDOX..... 7

### **2. ELECTROQUÍMICA. .... 8**

2.1. REACCIONES REDOX ESPONTÁNEAS. .... 8

2.2 PILAS GALVÁNICAS. .... 8

2.3. POTENCIAL ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN..... 9

2.4. PREDICCIÓN DE REACCIONES REDOX. .... 11

2.5. ELECTRÓLISIS..... 12

2.6. LAS LEYES DE FARADAY..... 13

### **PROBLEMAS OXIDACIÓN-REDUCCIÓN..... 14**

## 1. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN.

### Conceptos de oxidación-reducción.

**Oxidación** es el proceso en el que un elemento o compuesto gana oxígeno



El Ca se oxida, ya que gana oxígeno

**Reducción** es el proceso en el que un elemento o compuesto pierde oxígeno



El Co se reduce, ya que pierde oxígeno

**Ambos procesos pueden darse simultáneamente:**  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} \longrightarrow 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$   
El hierro se reduce (pierde oxígeno) y el carbono se oxida (gana oxígeno)

**Oxidación** es el proceso en el cual una especie química pierde electrones



El Mg se oxida ya que **pierde electrones**

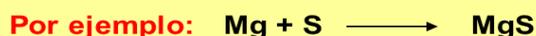
**Agente reductor:** cede  $\text{e}^-$  (se oxida)

**Reducción** es el proceso en el que alguna especie química gana electrones



El S se reduce ya que **gana electrones**

**Agente oxidante:** gana  $\text{e}^-$  (se reduce)



El **magnesio** es el **agente reductor**; cede electrones (se oxida), **reduciendo** al **azufre**

El **azufre** es el **agente oxidante**; acepta electrones (se reduce), **oxidando** al **magnesio**

**En las reacciones redox, el reductor se oxida y el oxidante se reduce**

### 1.1. NÚMERO DE OXIDACIÓN.

Es la carga que un átomo tendría si los electrones de cada uno de los enlaces que forma perteneciesen exclusivamente al átomo más electronegativo

- Cualquier **elemento**, cuando no está combinado con átomos de otro elemento diferente, tiene un  $n^\circ$  de oxidación igual a cero

Átomos neutros libres, moléculas homonucleares y metales sin combinar ( $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{P}_4$ ,  $\text{Na}$ ,  $\text{Cu}$ ,...)

- En **iones monoatómicos** el  $n^\circ$  de oxidación es la carga real del ión

En el  $\text{NaCl}$ , compuesto formado por  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ , los números de oxidación son:  $\text{Na}^+ = +1$ ;  $\text{Cl}^- = -1$

En el caso del ion  $\text{Fe}^{3+}$ , el número de oxidación es **+3**

- En **compuestos**, la suma de los  $n^\circ$ s de oxidación de todos los átomos es igual a cero

En el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ : ( $\text{S}: +6$ ); ( $\text{H}: +1$ ); ( $\text{O}: -2$ )  $\Rightarrow 2 \cdot (+1) + (+6) + 4 \cdot (-2) = 0$

- En **iones poliatómicos** la suma de los  $n^\circ$ s de oxidación debe ser igual a la carga total del ion

En el  $(\text{ClO}_4)^-$ : ( $\text{Cl}: +7$ ); ( $\text{O}: -2$ )  $\Rightarrow +7 + 4 \cdot (-2) = -1$

• **Metales alcalinos (IA): +1**. Al combinarse ceden su  $\text{e}^-$  de valencia:  $\text{NaH}: \text{H}^{-1}(-1)$ ,  $\text{Na}^+ (+1)$

• **Metales alcalino-térreos (IIA): +2**. Al combinarse ceden sus  $2\text{e}^-$  de valencia:  $\text{MgH}_2: \text{H}^{-1}(-1)$ ,  $\text{Mg}^{+2} (+2)$

• **Flúor** (es el elemento más electronegativo): **-1**  $\text{NaF}: \text{N}^{+1} (+1)$ ,  $\text{F}^{-1} (-1)$

• **Oxígeno** (el segundo elemento más electronegativo): **-2** casi siempre  $\Rightarrow \text{CaO}: \text{Ca}^{+2} (+2)$ ,  $\text{O}^{-2} (-2)$

**-1** en peróxidos  $\Rightarrow \text{H}_2\text{O}_2: \text{H}^{+1} (+1)$ ,  $\text{O}^{-1} (-1)$

**+2** en  $\text{OF}_2 \Rightarrow \text{OF}_2: \text{O}^{+2} (+2)$ ,  $\text{F}^{-1} (-1)$

• **Hidrógeno:** **+1** casi siempre  $\Rightarrow \text{HCl}: \text{H}^{+1} (+1)$ ,  $\text{Cl}^{-1} (-1)$

**-1** en hidruros con elementos menos electronegativos  $\Rightarrow \text{HNa}: \text{H}^{-1} (-1)$ ,  $\text{Na}^{+1} (+1)$

Una reacción química es redox si, en el curso de la misma, alguno de los átomos cambia de número de oxidación

**Oxidación:** aumento del número de oxidación

**Reducción:** disminución del número de oxidación

• Por ejemplo:



El **chromo se reduce**, ya que pasa de +6 a +4  $\Rightarrow$  **disminuye** su número de oxidación

El **bromo se oxida**, ya que pasa de -1 a 0  $\Rightarrow$  **umenta** su número de oxidación



El **manganeso se reduce**, ya que pasa de +7 a +2  $\Rightarrow$  **disminuye** su número de oxidación

El **hierro se oxida**, ya que pasa de +2 a +3  $\Rightarrow$  **umenta** su número de oxidación

## 1.2. AJUSTE POR EL MÉTODO DEL NÚMERO DE OXIDACIÓN.

El ajuste por el **método del número de oxidación** se comprueba el aumento en el número de oxidación que sufre el átomo que se oxida con la disminución que experimenta el que se reduce

**n° e<sup>-</sup> ganados por los elementos que se reducen = n° e<sup>-</sup> que ceden los elementos que se oxidan**

• **Por ejemplo:**  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \longrightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$

1.- Asignar n° de oxidación a cada uno de los átomos de la ecuación  $\Rightarrow \overset{+3}{\text{Fe}}_2\overset{-2}{\text{O}}_3 + \overset{+2}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}} \longrightarrow \overset{0}{\text{Fe}} + \overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_2$

2.- Identificar los átomos que se oxidan y los que se reducen

El Fe disminuye su n° de oxidación de +3 a 0 (se **reduce**)  
y el C aumenta su n° de oxidación de +2 a +4 (se **oxida**)



3.- Calcular las variaciones producidas en los números de oxidación

El Fe pasa de +3 a 0  $\Rightarrow$  variación de su n° de oxidación = -3

El C pasa de +2 a +4  $\Rightarrow$  variación de su n° de oxidación = +2



4.- Introducir los coeficientes apropiados para que la variación positiva total del número de oxidación (experimentada por el átomo que se oxida) sea igual a la variación negativa (sufrida por el átomo que se reduce)  $\Rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \longrightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

5.- Comprobar que la reacción está ajustada

Si fuera necesario, se ajustan las sustancias cuyos átomos no sufren cambios del número de oxidación  $\Rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \longrightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$

### 1.3. AJUSTE POR EL MÉTODO DEL IÓN-ELECTRÓN.

#### Ajuste por el método del ion-electrón en medio ácido

Como ejemplo ajustaremos la siguiente reacción:  $I_2 + HNO_3 \longrightarrow HIO_3 + NO_2 + H_2O$

1.- Escribir la ecuación de forma iónica. Los compuestos covalentes no se disocian en agua



2.- Escribir por separado las semirreacciones de oxidación y de reducción. El yodo aumenta su nº de oxidación de 0 a +5 (se **oxida**). El N disminuye su nº de oxidación de +5 a +4 (se **reduce**)



3.- Ajustar los átomos que no sean H y O: Para ajustar los átomos de yodo se debe introducir un 2 delante del  $IO_3^-$ . Los átomos de N, de la semirreacción de reducción, ya están ajustados



4.- Ajustar los átomos de oxígeno añadiendo las moléculas de agua que sean necesarias:

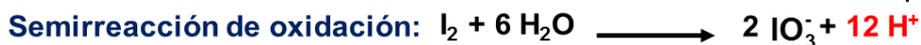
En el lado derecho de la semirreacción de oxidación hay 6 átomos de O y ninguno en el izquierdo. Hay que añadir seis moléculas de agua en el lado izquierdo



En el lado derecho de la semirreacción de reducción hay que añadir una molécula de agua, ya que en el lado izquierdo hay un átomo mas de O

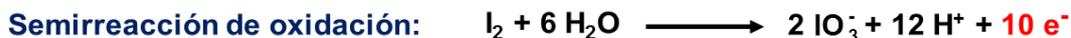


5.- Ajustar los átomos de H añadiendo los iones  $H^+$  necesarios. La semirreacción de **oxidación** contiene 12 átomos de H en la izquierda  $\Rightarrow$  se añaden 12  $H^+$  en la derecha. La semirreacción de **reducción** contiene 2 átomos de H en la derecha  $\Rightarrow$  se añaden 2  $H^+$  en la izquierda



6.- Ajustar las cargas eléctricas añadiendo electrones

La semirreacción de oxidación tiene carga neta 0 en el lado izquierdo (solo hay moléculas neutras), y carga neta +10 en el derecho:  $[2 \cdot (-1) + 12 \cdot (+1) = +10]$ . Hay que añadir en el derecho una carga eléctrica de  $10 e^-$



La semirreacción de reducción tiene, en el lado izquierdo una carga neta de:  $[-1 + 2 \cdot (+1) = +1]$  y en el lado derecho 0; así pues, hay que añadir una carga eléctrica de  $1 e^-$  en el lado izquierdo



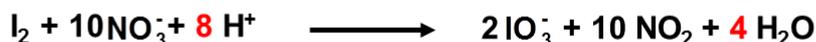
7.- Igualar los electrones cedidos a los ganados, y luego sumar las dos semirreacciones:

La semirreacción de oxidación cede  $10 e^-$  y la de reducción sólo gana uno. Esta debe multiplicarse por 10



8.- Simplificar las especies que se encuentren en los dos lados

Doce de los veinte protones de la izquierda se cancelan con doce de la derecha. Igualmente diez moléculas de agua de la derecha se cancelan con seis de la izquierda. Los electrones de ambos lados se cancelan.



**Esta es la ecuación iónica neta.**

9.- Escribir la ecuación global en forma molecular:

Se identifican los iones con las moléculas de que proceden. Los iones  $\text{NO}_3^-$  vienen del  $\text{HNO}_3$  y los  $\text{IO}_3^-$  del  $\text{HIO}_3$



**Esta es la ecuación molecular.**

10.- Ajuste por tanteo de las especies sin ajustar :

En este caso todas las especies están ajustadas

**Ajuste por el método del ion-electrón en medio básico (I).**

**Como ejemplo ajustaremos la siguiente reacción:**  $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{MnO}_2 + \text{I}_2 + \text{KOH}$

1.- Escribir la ecuación de forma iónica. Los compuestos covalentes no se disocian en agua



2.- Escribir por separado las semirreacciones de oxidación y de reducción. El yodo aumenta su nº de oxidación de -1 a 0 (se **oxida**). El Mn disminuye su nº de oxidación de +7 a +4 (se **reduce**)



3.- Ajustar los átomos que no sean H y O: Para ajustar los átomos de yodo se debe introducir un 2 delante del  $\text{I}^-$ . Los átomos de Mn, de la semirreacción de reducción, ya están ajustados



4.- Ajustar los átomos de oxígeno añadiendo 2 OH por cada átomo de O que falte.

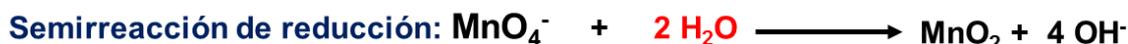
En el lado derecho de la semirreacción de oxidación no hay átomos de oxígeno.



En el lado derecho de la semirreacción de reducción hay que añadir 4 moléculas de hidróxido, ya que en el lado izquierdo hay dos átomos más de O.



5.- Ajustar los átomos de H añadiendo las moléculas de H<sub>2</sub>O necesarias. La semirreacción de **oxidación** no contiene H. La semirreacción de **reducción** contiene 4 átomos de H en la derecha  $\Rightarrow$  se añade 2 moléculas de H<sub>2</sub>O en la izquierda

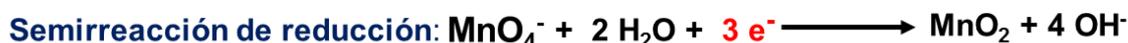


6.- Ajustar las cargas eléctricas añadiendo electrones

La semirreacción de oxidación tiene carga neta -2 en el lado izquierdo :  $[2 \cdot (-1) = -2]$  y carga neta 0 en el derecho (solo hay moléculas neutras). Hay que añadir en el derecho una carga eléctrica de  $2 e^-$



La semirreacción de reducción tiene, en el lado izquierdo una carga neta de -1 y en el lado derecho de -4 :  $[4 \cdot (-1) = -4]$ ; así pues, hay que añadir tres cargas eléctrica de  $1 e^-$  en el lado izquierdo



7.- Igualar los electrones cedidos a los ganados, y luego sumar las dos semirreacciones:

La semirreacción de oxidación cede  $2 e^-$  y la de reducción gana tres. Ajustando



8.- Simplificar las especies que se encuentren en los dos lados

Los electrones de ambos lados se cancelan.



**Esta es la ecuación iónica neta.**

9.- Escribir la ecuación global en forma molecular:

Se identifican los iones con las moléculas de que proceden. Los iones  $\text{MnO}_4^-$  vienen del  $\text{KMnO}_4$  y los  $\text{I}^-$  del  $\text{KI}$ .



**Esta es la ecuación molecular.**

10.- Ajuste por tanteo de las especies sin ajustar :

En este caso todas las especies están ajustadas

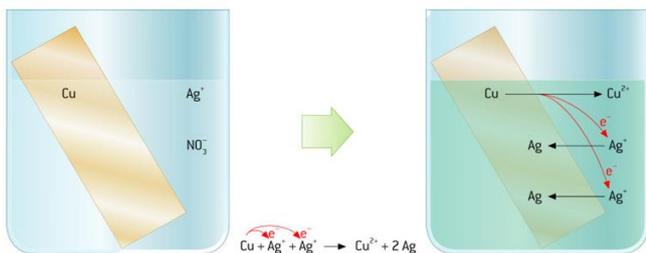
## 1.4. ESTEQUÍMETRIA REDOX.

## 2. ELECTROQUÍMICA.

### 2.1. REACCIONES REDOX ESPONTÁNEAS.

En las reacciones redox espontáneas, la sustancia que se oxida, (reductor) cede electrones a la sustancia que se reduce (oxidante)

En cuanto las moléculas del reductor entran en contacto con el oxidante, la transferencia de electrones ocurre espontáneamente



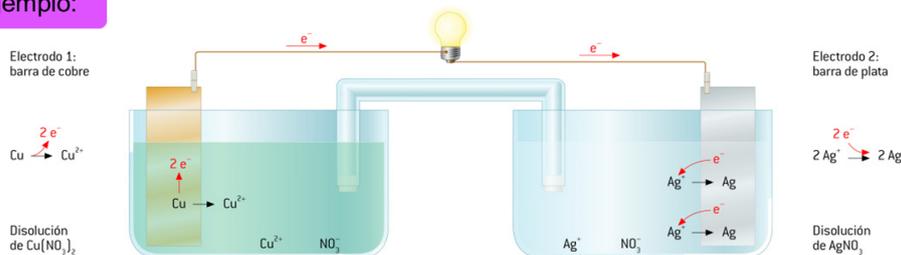
Los iones  $\text{Ag}^+$  se **reducen** a plata metálica (**ganan** los electrones cedidos por un átomo de cobre) y el cobre se **oxida** a  $\text{Cu}^{2+}$  (**cede** los dos electrones)

La energía producida se disipa mediante calor y es difícil de aprovechar

### 2.2 PILAS GALVÁNICAS.

Una pila galvánica o pila electroquímica es un dispositivo que permite producir una corriente eléctrica a partir de una reacción de oxidación-reducción espontánea.

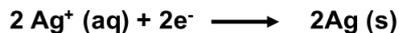
Por ejemplo:



El electrodo donde se produce la **oxidación** se denomina **ánodo**



El electrodo donde se produce la **reducción** se denomina **cátodo**



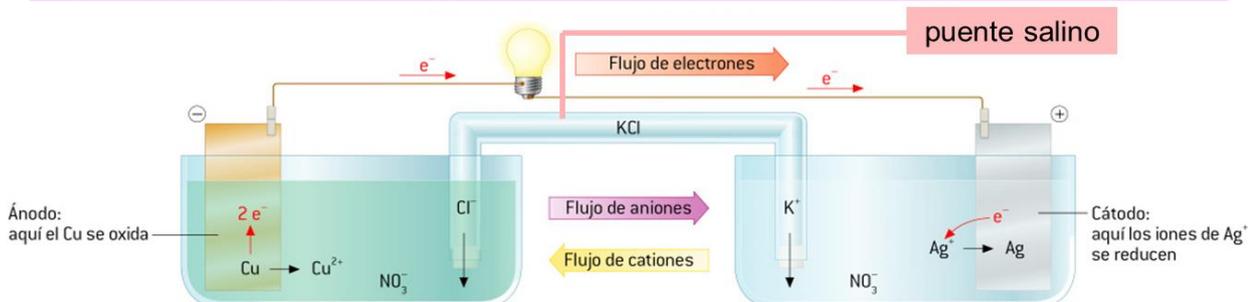
La reacción global de la pila:  $2 \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cu} (\text{s}) \longrightarrow 2\text{Ag} (\text{s}) + \text{Cu}^{2+} (\text{aq})$

La energía generada en la reacción espontánea dada en una pila galvánica se manifiesta como energía eléctrica

## Flujo de cargas electrónicas en una pila galvánica.

Para que una pila funcione, los compartimentos anódico y catódico deben permanecer eléctricamente neutros

Para mantener la neutralidad se utiliza un **punto salino**, con un electrolito ajeno a la reacción, donde los **iones negativos** se difunden hacia el **ánodo** (que se carga positivamente), y los **iones positivos** hacia el **cátodo** (que se carga negativamente)



Esquema de una pila:



Ánodo  $\Rightarrow$  Electrodo -  $\Rightarrow$  oxidación

Cátodo  $\Rightarrow$  Electrodo+  $\Rightarrow$  reducción

Cualquier reacción redox espontánea puede aprovecharse para construir una pila galvánica. El voltaje obtenido depende de la reacción empleada y de las concentraciones de las sustancias existentes.

## 2.3. POTENCIAL ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN.

### Electrodo estándar de hidrógeno.

La **fuerza electromotriz** dada por una pila galvánica, mide la diferencia de potencial entre sus electrodos ( $fem = \text{potencial cátodo} - \text{potencial ánodo}$ )

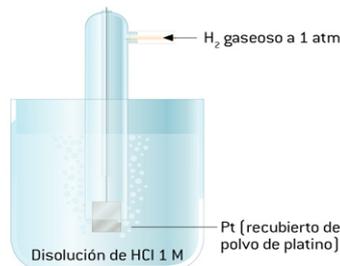
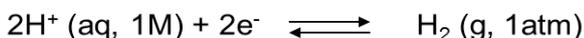
$$\text{Lo designaremos así: } E_{\text{pila}} = E_{\text{cát}} - E_{\text{án}}$$

El potencial de los electrodos depende de las concentraciones de todas las especies que intervienen en las semirreacciones de electrodo

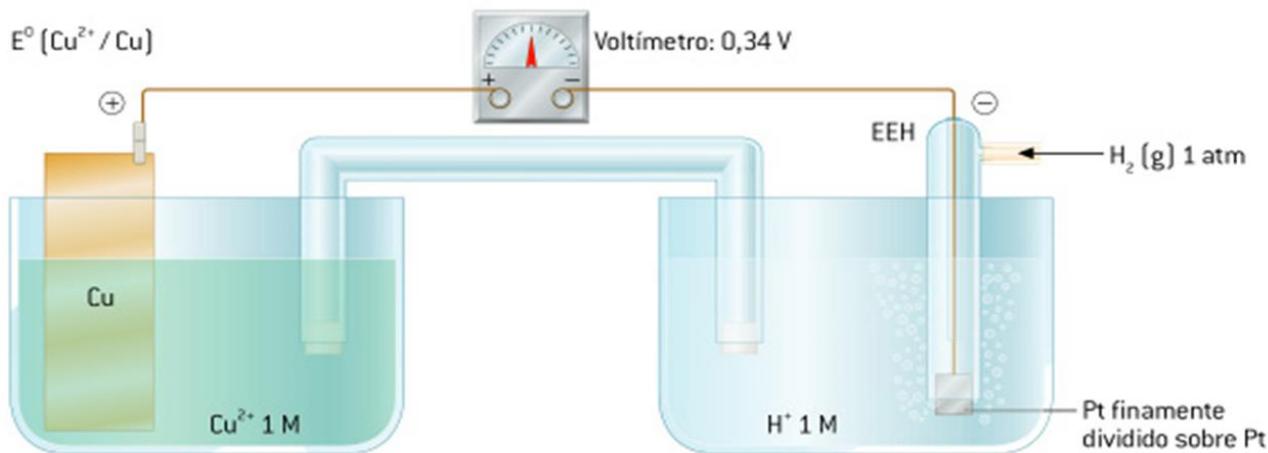
Cuando las condiciones que aplicamos son las estándar (concentración de los iones 1M, presión de los gases 1 atm y temperatura de 25 °C) hablamos entonces de fem estándar o normal:  $E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cát}}^{\circ} - E_{\text{án}}^{\circ}$

El potencial absoluto de un electrodo no se puede medir, por lo que se escoge uno como referencia y se le asigna un valor arbitrario. El elegido es el **electrodo estándar o normal de hidrógeno (EEH)**  $E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^{\circ} = 0 \text{ V}$  (a 25°C)

La reacción que ocurre en la superficie de platino es:



Los potenciales estándar de reducción de los distintos electrodos se determinan formando pilas galvánicas entre ellos y el electrodo estándar de H<sub>2</sub>



Este ejemplo es una pila constituida por un electrodo formado por una barra de cobre en una disolución 1M de iones Cu<sup>2+</sup>, a 25°C, y el electrodo normal de hidrógeno

El potencial de esta pila medido con un voltímetro es de 0,34 V

### Significado físico de los potenciales de electrodo.

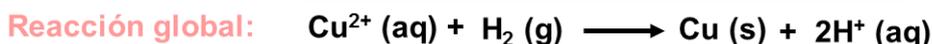
El potencial de un electrodo mide la tendencia a que en él se produzca una reducción

En la pila constituida con el electrodo estándar de Cu<sup>2+</sup>/Cu y el EEH

**Cátodo** (reducción)



**Ánodo** (oxidación)



La fem de la pila es 0,34 V  $\Rightarrow 0,34\text{v} = E_{\text{pila}}^\circ = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^\circ - E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^\circ = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^\circ - 0,00 \Rightarrow E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^\circ = 0,34\text{v}$

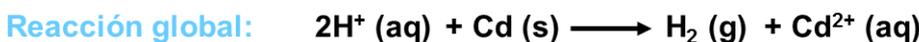
0,34 es un valor relativo  $\Rightarrow$  el potencial normal del electrodo Cu<sup>2+</sup>/Cu es 0,34 V mayor que el de EEH

En la pila constituida con el electrodo estándar de Cd<sup>2+</sup>/Cd y el EEH

**Cátodo** (reducción)



**Ánodo** (oxidación)



La fem de la pila es 0,40 V  $\Rightarrow 0,40\text{v} = E_{\text{pila}}^\circ = E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^\circ - E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^\circ = 0,00 - E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^\circ \Rightarrow E_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^\circ = -0,40\text{v}$

El valor negativo indica que el electrodo de Cd es el **ánodo** y el EEH el **cátodo**

Si el potencial de un electrodo es positivo, actúa de cátodo al conectarlo con el EEH (se produce la reducción), por el contrario si es negativo, actúa de ánodo (y se dará la oxidación)

El valor del potencial de un electrodo es una medida de la tendencia a que él se produzca una reducción. Por esta razón, los potenciales de electrodo así medidos se denominan **potenciales de reducción**.

## 2.4. PREDICCIÓN DE REACCIONES REDOX.

El valor de  $E^{\circ}_{\text{ox/red}}$  indica en qué extensión está desplazada hacia la derecha la semirreacción:  $\text{Ox} + n e^{-} \longrightarrow \text{Red}$

Cuanto mayor sea su potencial  $E^{\circ}_{\text{ox/red}}$ , mayor es la tendencia de la especie oxidante a reducirse ganando "n" electrones y, por tanto, menor es la tendencia de la especie reductora a oxidarse, cediendo "n" electrones

Oxidante + n e <sup>-</sup>	Reductor	E <sup>o</sup> (en V)
F <sub>2</sub> (g) + 2 e <sup>-</sup>	2 F <sup>-</sup>	+ 2,65
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup> (aq) + 8 H <sup>+</sup> (aq) + 5 e <sup>-</sup>	Mn <sup>2+</sup> (aq) + 4 H <sub>2</sub> O	+ 1,51
Au <sup>3+</sup> (aq) + 3 e <sup>-</sup>	Au (s)	+ 1,36
Cl <sub>2</sub> (g) + 2 e <sup>-</sup>	2 Cl <sup>-</sup> (aq)	+ 1,09
Br <sub>2</sub> (l) + 2 e <sup>-</sup>	2 Br <sup>-</sup> (aq)	+ 0,96
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> (aq) + 4 H <sup>+</sup> (aq) + 3 e <sup>-</sup>	NO (g) + 2 H <sub>2</sub> O (l)	+ 0,80
Ag <sup>+</sup> (aq) + e <sup>-</sup>	Ag (s)	+ 0,54
Cu <sup>2+</sup> (aq) + 2 e <sup>-</sup>	Cu (s)	+ 0,34
2 H <sup>+</sup> (aq) + 2 e <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> (g)	+ 0,0
Sn <sup>2+</sup> (aq) + 2 e <sup>-</sup>	Sn (s)	- 0,14
Cd <sup>2+</sup> (aq) + 2 e <sup>-</sup>	Cd (s)	- 0,40
Zn <sup>2+</sup> (aq) + 2 e <sup>-</sup>	Zn (s)	- 0,76
Al <sup>3+</sup> (aq) + 3 e <sup>-</sup>	Al (s)	- 1,67
Mg <sup>2+</sup> (aq) + 2 e <sup>-</sup>	Mg (s)	- 2,38
Na <sup>+</sup> (aq) + e <sup>-</sup>	Na (s)	- 2,71
Li <sup>+</sup> (aq) + e <sup>-</sup>	Li (s)	- 3,05

Como consecuencia, cada semisistema provoca la oxidación de cualquier otro situado en la tabla por debajo de él.

### Par oxidante-reductor conjugados.

Se denominan **par oxidante - reductor conjugados** a las especies oxidante y reductor que se diferencien en "n" electrones

**Cuanto más fuerte sea un oxidante, más débil es su reductor conjugado.**

Las consecuencias que se pueden deducir son:

- El mejor oxidante es el flúor y el peor es el ión Li<sup>+</sup>. En consecuencia, el reductor más débil es el ión F<sup>-</sup> y el más fuerte el litio metálico
- Un valor elevado de potencial, por ejemplo, de  $E^{\circ}_{\text{Au}^{3+}/\text{Au}}$  indica que el oro (III) es un agente oxidante fuerte:



y entonces el oro metálico, su reductor conjugado, es muy débil y tiene poca tendencia a oxidarse a Au<sup>3+</sup>

- Por el contrario, un valor pequeño de  $E^{\circ}_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}$  indica que el ión Mg<sup>2+</sup> es un agente oxidante débil y entonces su reductor conjugado, el magnesio metálico, es un reductor fuerte con gran tendencia a oxidarse a Mg<sup>2+</sup>:



## Espontaneidad de las reacciones.

Los valores de los potenciales estándar de reducción permiten predecir si una reacción redox es o no espontánea en un sentido determinado



Esta reacción es el resultado de la suma de las semirreacciones:



Para una pila con esta reacción, su potencial normal:

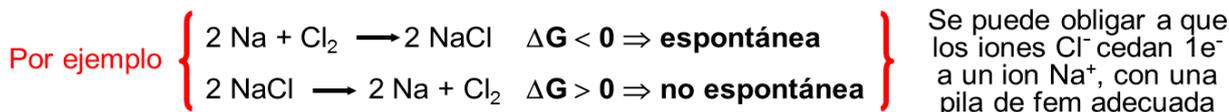
$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cát}}^{\circ} - E_{\text{án}}^{\circ} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} - E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^{\circ} = -0,76 - (-0,14) = -0,62\text{v}$$

Como el **potencial es negativo**, significa que la **reacción no es espontánea**. Los iones  $\text{Sn}^{2+}$  tienen más tendencia a reducirse a estaño que los iones  $\text{Zn}^{2+}$  a cinc, luego el equilibrio está desplazado de derecha a izquierda

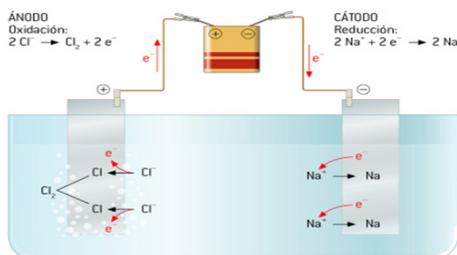


## 2.5. ELECTRÓLISIS.

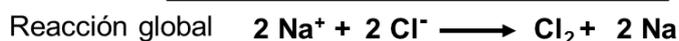
La **electrólisis** es el proceso en el que se consigue forzar una reacción redox no espontánea mediante la aplicación de una fem adecuada



El recipiente donde se realiza la electrólisis se denomina **cuba electrolítica**



Al igual que en la pila galvánica se produce la **reducción en el cátodo** y la **oxidación en el ánodo**, pero en la electrólisis, el **cátodo es negativo** y el **ánodo es positivo**



$$E_{\text{pila}}^{\circ} = E_{\text{cát}}^{\circ} - E_{\text{án}}^{\circ} = -2,71 - 1,36 = -4,07 \text{ V}$$

El **valor negativo** del potencial indica que la reacción **no es espontánea**; para forzar la electrólisis es necesario utilizar una pila cuya fem sea  $> 4,07 \text{ V}$

En la práctica, debido a la resistencia de los hilos conductores y de la propia cuba electrolítica, es necesario aplicar una tensión mayor de **4,07 V**

## Electrólisis de sustancias fundidas y disueltas.

De forma general, en la electrólisis de una sal del tipo  $M_m Y_n$  fundida, sucede lo siguiente:

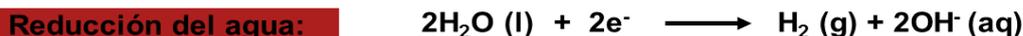
- Los cationes metálicos  $M^{n+}$  avanzan hacia el cátodo donde se produce la reducción de:



- Los aniones  $Y^{m-}$  se dirigen al ánodo, donde entregan electrones, oxidándose al estado elemental:

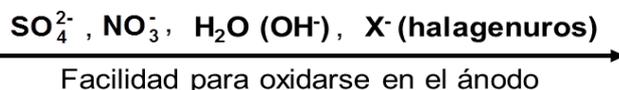


Cuando se electróliza una sal en solución acuosa es más difícil predecir qué reacciones se darán en los electrodos ya que tanto en el cátodo como en el ánodo, además de producirse las reacciones de los iones correspondientes a la sal, se producen las reacciones del agua



Para ver qué reacciones se producen habrá que comparar los potenciales

Por ejemplo en el caso de una disolución acuosa de NaCl, en el cátodo se reduce el agua y no los iones  $Na^+$  debido a que  $E^\circ(H_2O / H_2 + OH^-) > E^\circ(Na^+ / Na)$



## 2.6. LAS LEYES DE FARADAY.

$$I = \frac{\Delta q}{\Delta t}$$

- La **cantidad de una sustancia** producida durante una electrólisis es directamente **proporcional a la intensidad** de corriente y al tiempo que circula por la misma, es decir, a la cantidad de electricidad (carga eléctrica) que circula por el electrolito.
- La **carga total** que debe pasar por una cuba electrolítica para que **circule 1 mol de electrones** es de 96.487 C (1F). [  $1 F = e \cdot N_A$  ]

Si lo aplicamos para una sustancia reducida cualquiera, la ecuación de la semirreacción que tiene lugar en uno de los electrodos de una célula electrolítica sería:  $M^{n+} + ne^- \longrightarrow M$

**Esto indica que deben fluir "n" moles de  $e^-$  para que se deposite 1 mol del metal M  $\Rightarrow$  1 mol de  $e^-$  deposita 1 mol / n del metal M.**

El aspecto cuantitativo de la electrólisis es directo: el número de moles que se oxidan o se reducen en un electrodo está relacionado con la cantidad de electricidad que ha circulado por la cuba por la **Estequiometría** de la reacción que tiene lugar en dicho electrodo.

**Dadas las siguientes semirreacciones de reducción catódicas, se puede deducir que:**

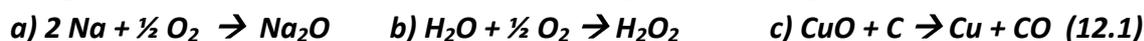


**Algunas de las aplicaciones de las leyes son:**

- Determinar con gran precisión el  $n^\circ$  de Avogadro
- Determinar con gran precisión la carga eléctrica que ha pasado o la intensidad de corriente que atraviesa la disolución de un electrolito

**PROBLEMAS OXIDACIÓN-REDUCCIÓN.****1. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN.****1.1 NÚMERO DE OXIDACIÓN.**

1.- En las siguientes reacciones, indica las sustancias que se oxidan y las sustancias que se reducen:



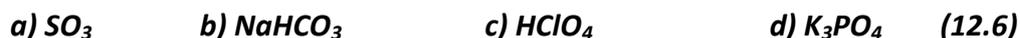
2.- A) Halla el número de oxidación de cada elemento en el ion  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ .

B) Indica si es una reacción redox la siguiente:

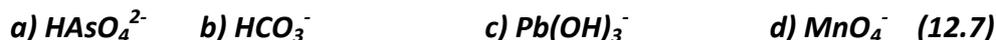


3.- Calcula el número de oxidación de cada elemento en los compuestos  $\text{KMnO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{O}_2$ ;  $\text{Na}_2\text{O}$  y  $\text{CaO}_2$ .

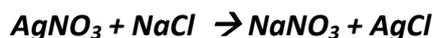
4.- Halla el número de oxidación de todos los átomos de las siguientes especies neutras:



5.- Halla el número de oxidación de todos los átomos de los siguientes iones poliatómicos:



6.- Señala cuáles de las siguientes reacciones son procesos redox:



Identifica el agente oxidante y el agente reductor en cada una de las reacciones anteriores que sea un proceso redox. Calcula el número de oxidación de todos los elementos implicados en las reacciones anteriores. (12.8y9)

**1.3 AJUSTE POR EL MÉTODO DEL IÓN-ELECTRÓN.**

7.- Ajusta por el método del ión-electrón, las siguientes reacciones en medio ácido:



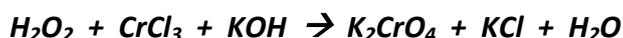
8.- Ajusta por el método el ión-electrón la siguiente reacción que tiene lugar en medio ácido:



9.- Ajusta por el método el ión-electrón la siguiente reacción que tiene lugar en medio básico:



10.- Ajusta las siguientes ecuaciones de oxidación-reducción por el método del ión-electrón:



#### 1.4 ESTEQUIOMETRIA REDOX.

11.- (3 puntos) El nitrato de potasio (trioxonitrato (V) de potasio) reacciona con el monóxido de manganeso, en medio básico de hidróxido de potasio, para dar manganato potásico (tetraoxomanganato (VI) de dipotasio), nitrito de potasio (dioxonitrato (III) de potasio) y agua.

a) Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcula la cantidad de nitrato de potasio necesario para obtener 170 gramos de nitrito de potasio si la reacción tiene un rendimiento del 75 %.

(Datos: Masas atómicas: N= 14; O= 16; K= 39) (Jun-2005)

12.- (3 puntos) El estaño metálico es oxidado por el ácido nítrico (trioxonitrato (V) de hidrógeno) a óxido de estaño (IV), reduciéndose aquel a su vez a dióxido de nitrógeno. Asimismo, también se obtiene agua en la reacción anterior.

a) Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcula los gramos de estaño que reaccionan con 2 litros de disolución de ácido nítrico 2 molar.

(Datos: Masa atómica del Sn = 118,7) (Sep-2005)

13.- (3 puntos) El bromuro de sodio reacciona con el ácido nítrico (trioxonitrato (V) de hidrógeno) para dar bromo molecular ( $\text{Br}_2$ ), dióxido de nitrógeno, nitrato de sodio (trioxonitrato (V) de sodio) y agua.

a) Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcula el volumen de disolución de ácido nítrico 2 molar que debe reaccionar con la cantidad estequiométrica de bromuro de sodio para obtener 20 gramos de bromo.

(Datos: Masas atómicas: Br = 80) (R.1-2005)

14.- (3 puntos) El cloro gaseoso ( $\text{Cl}_2$ ) oxida el hidróxido de cromo (III) en presencia de hidróxido de potasio. En la reacción anterior se obtienen como productos cromato de potasio (tetraoxocromato (VI) de dipotasio), cloruro de potasio y agua.

- Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- Calcula los gramos de cloruro de potasio que se pueden obtener en la reacción de 0,5 l de cloro, medidos a  $20^\circ\text{C}$  y 740 mm de Hg, con un exceso de los otros reaccionantes.

(Datos:  $R = 0,082 \text{ at.l/k.mol}$ ; Masas atómicas:  $\text{Cl} = 35,5$ ,  $\text{K} = 39$ ) (R.2-2005)

15.- (3 puntos) El sulfuro plumboso (sulfuro de plomo (II)) reacciona con agua oxigenada (dióxido de dihidrógeno) para dar sulfato plumboso (tetraoxosulfato (VI) de plomo (II)) y agua.

- Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón. (Se puede ajustar tanto en medio básico como en medio ácido)
- Calcula el rendimiento con el que transcurre la reacción si al oxidar 5 gramos de sulfuro de plomo (II) se obtienen 4,77 gramos de sulfato plumboso.

(Datos: Masas atómicas:  $\text{Pb} = 207$ ;  $\text{S} = 32$ ;  $\text{O} = 16$ ) (Jun-2006)

16.- (3 puntos) El yodato potásico (trioxoyodato (V) de potasio) reacciona con cloro molecular ( $\text{Cl}_2$ ) e hidróxido de potasio, obteniéndose peryodato potásico (tetraoxoyodato (VII) de potasio), cloruro de potasio y agua. (Sep-2006)

- Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- Calcula los gramos de peryodato potásico que se pueden obtener a partir de 5 litros de disolución de hidróxido de potasio 2 molar. (Datos: Masas atómicas:  $\text{I} = 127$ ;  $\text{O} = 16$ ;  $\text{K} = 39$ )

17.- (3 puntos) El ácido nítrico (trioxonitrato (V) de hidrógeno) es un compuesto corrosivo y fuertemente oxidante. Así, cuando este ácido se pone en contacto con mercurio elemental ( $\text{Hg}^0$ ), en presencia de ácido clorhídrico, se produce una reacción redox que da lugar a la formación de cloruro de mercurio (II), monóxido de nitrógeno y agua.

- Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- Calcula el volumen de ácido nítrico 2M que se debe emplear para oxidar completamente 3 g de mercurio elemental si el rendimiento de la reacción es del 90%.

(Datos: masas atómicas:  $\text{Hg} = 200,6$ ) (R.1-2006)

18.- (3 puntos) El sulfuro de dihidrógeno reacciona con el permanganato de potasio (tetraoxomanganato (VII) de potasio) en presencia de ácido clorhídrico obteniéndose azufre elemental ( $\text{S}^0$ ), cloruro de manganeso (II), cloruro de potasio y agua.

- Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- Si la reacción se lleva a cabo en fase acuosa, siendo el volumen final 2 litros, calcula la molaridad en cloruro de manganeso de la disolución final resultante cuando reaccionan 25 g de permanganato de potasio con un exceso de los otros reactivos.

(Datos: masas atómicas:  $\text{K} = 39$ ;  $\text{Mn} = 55$ ;  $\text{O} = 16$ ) (R.2-2006)

19.- (3 puntos) El permanganato de potasio (tetraoxomanganato (VII) de potasio) reacciona con el amoníaco (trihidruro de nitrógeno), en medio básico, obteniéndose nitrato de potasio (trioxonitrato (V) de potasio), dióxido de manganeso, hidróxido de potasio y agua.

a) Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón (el dióxido de manganeso no se encuentra disociado).

b) Calcula la cantidad de dióxido de manganeso (en gramos) que se obtendrá en la reacción completa de 150 g de una disolución de permanganato de potasio al 5% en peso.

(Datos: Masas atómicas: K = 39,1 ; Mn = 54,9 ; O = 16) (Jun-2007)

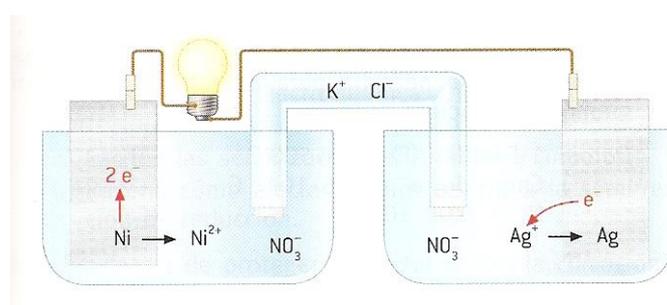
## 2. ELECTROQUÍMICA. 2.1 REACCIONES REDOX ESPONTÁNEAS. 2.2 PILAS GALVÁNICAS.

20.- Se construye la pila voltaica esquematizada en la figura:

Razona cuáles de las afirmaciones siguientes son verdaderas:

- La barra de níquel es el cátodo.
- Los iones  $\text{Ag}^+$  actúan como agente reductor.
- Los átomos de níquel se oxidan.
- La barra de plata es el electrodo negativo.

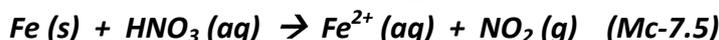
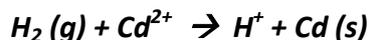
(13.14)



21.- Escribe el esquema de la pila galvánica cuya reacción global es:



22.- Indica las semireacciones que se darían en el cátodo y en el ánodo y representa de forma simbólica las pilas que se podrían obtener con las siguientes reacciones redox que transcurren en disolución acuosa:



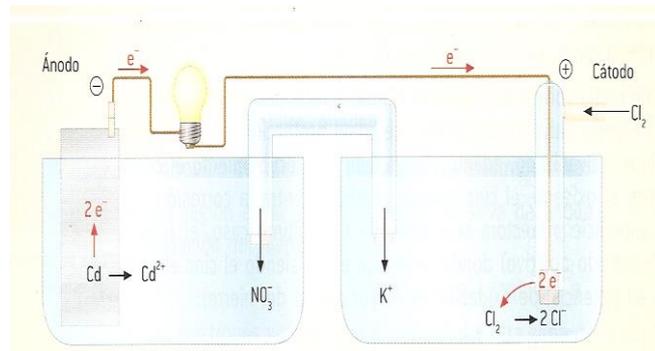
## 2.3 POTENCIAL ESTÁNDAR DE REDUCCIÓN.

23.- Dibuja un esquema de una pila galvánica cuya reacción global sea  $\text{Cd} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2 \text{Cl}^-$ .

Señala cuál es el cátodo y qué polaridad tiene.

- ¿En qué dirección se mueven los iones del puente salino (cuyo electrolito es  $\text{KNO}_3$ )?
- ¿En qué dirección fluyen los electrones por el circuito externo?
- Calcula la fem normal de la pila.

Datos: Potenciales normales de reducción:  $E^0(\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ . (13.R6) Sol: 1,76 V



24.- Los potenciales normales de reducción de los semisistemas  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  y  $\text{Al}^{3+}/\text{Al}$  son, respectivamente, 0,34 V y -1,67 V. Si con ellos se construye una pila, indica:

- El nombre y reacción en cada electrodo.
- La reacción global de la pila.
- La f.e.m. normal de esta. (13.16)

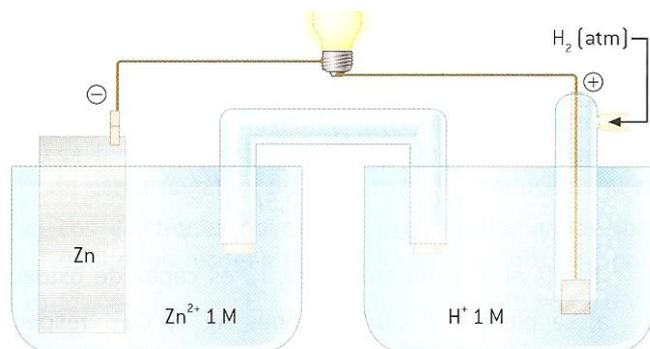
25.- Se construye una pila galvánica conectando una barra de cobre sumergida en una disolución de  $\text{Cu}^{2+} 1 \text{ M}$  con una barra de cadmio sumergida en una disolución de  $\text{Cd}^{2+} 1 \text{ M}$ . Halla la f.e.m. de esta pila. Datos:  $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,34 \text{ V}$ ;  $E^0_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,40$ . (13.R2) Sol: 0,74 V.

26.- Utilizando la información de las tablas de potenciales de reducción de electrodo, indica las semireacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo y la fuerza electromotriz de las celdas galvánicas construidas con los siguientes electrodos:

- $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$  y  $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$
- $E^0(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ V}$  y  $E^0(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,50 \text{ V}$
- $E^0(\text{Na}^+/\text{Na}) = -2,71 \text{ V}$  y  $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$  (Mc-7.R11)

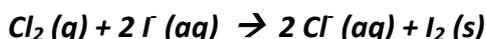
27.- Observa el siguiente esquema de una pila voltaica construida con los pares  $\text{Zn}^{2+} (1\text{M})/\text{Zn}$  y  $\text{H}^+(1\text{M})/\text{H}_2(1 \text{ atm})$ . Teniendo en cuenta la polaridad de los electrodos dada en la figura:

- ¿Qué electrodo es el cátodo? Escribe la ecuación de la semireacción que tiene lugar en el.
- Escribe la ecuación global de la pila.
- Si la f.e.m. normal de la pila es 0,76 V, ¿Cuál es el potencial de reducción normal del par ion cinc (II)/cinc? (13.19)



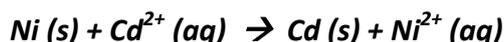
## 2.4 PREDICCIÓN DE REACCIONES REDOX.

28.- Predice si es o no espontánea en el sentido indicado la reacción redox:



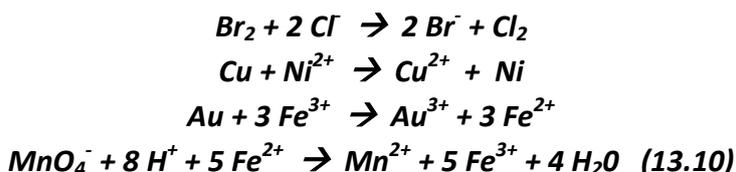
Datos:  $E^0 (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ ;  $E^0 (\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$ . (13.R3)

29.- Predice si es o no espontánea en el sentido indicado la reacción redox:



Datos:  $E^0 (\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,28 \text{ V}$ ;  $E^0 (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = -0,40 \text{ V}$ . (13.1)

30.- Busca los potenciales normales de reducción necesarios en una tabla y predice cuáles de las siguientes reacciones redox son espontáneas en el sentido indicado:



31.- Deduce si el cloro o el yodo pueden reaccionar con los iones hierro (II) y transformarlo en iones hierro (III) en medio acuoso, a partir de los siguientes datos:

$E^0 (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ ;  $E^0 (\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$ ;  $E^0 (\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77 \text{ V}$ .

Escribe y ajusta las respectivas reacciones iónicas, indicando los agentes oxidante y reductor. (13.7)

32.- Teniendo en cuenta los potenciales normales de reducción siguientes:

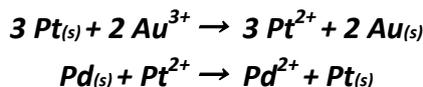
$E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$ ;  $E^0 (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ ;  $E^0 (\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54 \text{ V}$ .

Razona si el yodo molecular,  $\text{I}_2$ , es capaz de oxidar:

- a) La plata y el cobre a iones  $\text{Ag}^+$  y  $\text{Cu}^{2+}$ , respectivamente.
- b) El cobre a iones  $\text{Cu}^{2+}$ , pero no la plata a iones  $\text{Ag}^+$
- c) La plata a  $\text{Ag}^+$ , pero no el cobre a iones  $\text{Cu}^{2+}$ .
- d) Ni el cobre ni la plata. (13.12)

33.- (1 punto) Deduce a partir de los datos que se indican si, en condiciones estándar, los iones  $\text{Cr}^{3+}$  oxidan al cobre metálico formando iones  $\text{Cu}^{2+}$  o si, por el contrario, es el  $\text{Cu}^{2+}$  quien oxida al cromo metálico para formar  $\text{Cr}^{3+}$ . Justifica la respuesta. (Datos:  $E^0_{\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}^0} = -0,74 \text{ V}$ ;  $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}^0} = 0,337 \text{ V}$ ) (Jun-2005)

34.- (1 punto) Las siguientes reacciones de oxidación-reducción son espontáneas a 25°C y con concentración 1 M de todas las especies en disolución:



Ordena los tres metales en función del valor de su potencial normal de reducción. Justifica la respuesta. (R.1-2005)

35.- (1 punto) Dados 3 electrodos, el orden de sus potenciales normales de reducción es el siguiente:  $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) > E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) > E^0(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg})$ . Escribe las ecuaciones ajustadas de 2 de las celdas galvánicas que pueden formarse con ellos. (Jun-2006)

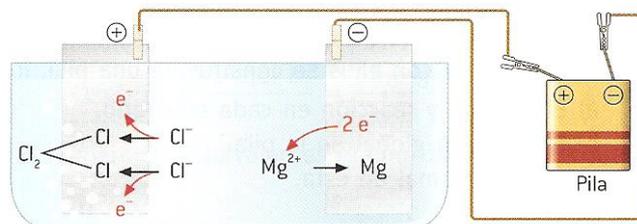
36.- (1 punto) Sea una pila constituida por un electrodo de plata sumergido en una disolución de nitrato de plata y un electrodo de cadmio sumergido en una disolución de nitrato de cadmio. Escribe la reacción química que se produce en esta pila y calcula su fuerza electromotriz estándar.

(Datos:  $E^0\text{Cd}^{2+}/\text{Cd} = -0,40 \text{ V}$ ;  $E^0\text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80 \text{ V}$ ) (Sep-2006)

## 2.5 ELECTRÓLISIS.

37.- En la electrólisis de  $\text{MgCl}_2$  fundido se obtiene magnesio metálico. Razona cuáles de las afirmaciones siguientes son verdaderas:

- El electrodo donde se desprende  $\text{Cl}_2$  es el cátodo.
- El electrodo donde se desprende el  $\text{Cl}_2$  es el electrodo negativo.
- La barra de magnesio es el electrodo positivo.
- La barra de magnesio es el cátodo.



38.- (1 punto) Considera la celda electroquímica en la que el ión  $\text{Cl}^-$  se oxida a  $\text{Cl}_2$  y el ión  $\text{Cu}^{2+}$  se reduce a  $\text{Cu}^0$ .

- Escribe la reacción química global de la celda
- Indica si se trata de una celda galvánica o electrolítica.

(Datos:  $E_0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36 \text{ V}$ ;  $E_0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ ). (Sep-2005)

**2.6 LAS LEYES DE FARADAY.**

39.- Calcula cuántos Faradays se requieren para:

- Oxidar 0,5 moles de  $\text{Cl}^-$  a  $\text{Cl}_2$ .
- Reducir 0,2 moles de  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  a  $\text{Cr}^{3+}$ .
- Reducir un mol de  $\text{Fe}^{3+}$  a  $\text{Fe}^{2+}$ .

Datos: 1 Faraday (F) = 96500 C; Carga del  $e^- = 1,6 \cdot 10^{-19}$  C;  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ . (13.25) Sol: 0,5F; 1,2F; 1 F.

40.- En una cuba se realiza la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{CuSO}_4$ . Si circula una corriente de 1,5 A durante 30 minutos, ¿qué cantidad en masa de cobre se depositará en el cátodo?

Datos: Constante de Faraday = 96500 C; Masa atómica del cobre: 63,55 u. (13.R5) Sol: 0,89 g Cu.

41.- Durante una hora exacta, se electroliza una disolución acuosa de  $\text{AgNO}_3$ . Sabiendo que la corriente que ha pasado era de dos amperios, halla los gramos de plata depositados en el cátodo.

Dato: 1 Faraday (96500 C) (13.26) Sol: 8,05 g.

42.- Se realiza la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{ZnCl}_2$ . ¿Durante cuánto tiempo debe estar circulando una corriente de 2 A para que se depositen en el cátodo 25 g de cinc?

Masa atómica del cinc: 65,39 u (13.3) Sol: 10,25 horas.

43.- Se desea platear un tenedor de plata. Para ello, hay que depositar 0,015 g de la misma sobre el objeto, a partir de una disolución de  $\text{Ag}^+$ . Si la intensidad de la corriente utilizada es de 5 A, calcula el tiempo que tardará en realizarse el proceso.

Masa atómica de la plata: 108 u (13.4) Sol: 2,68 s.

44.- Una disolución de  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$  se somete a electrólisis. Si la corriente es de 2,5 A, ¿durante cuánto tiempo debe estar fluyendo esta para que se depositen 4,50 g de metal?

Dato: Constante de Faraday = 96500 C (13.27) Sol: 3088 s.

45.- Se pretende cromar un objeto de acero cuya superficie es de  $0,14 \text{ m}^2$ , con una capa de 0,1 mm de espesor. Para ello se coloca dicho objeto como cátodo en una cuba de electrólisis que contiene iones  $\text{Cr}^{3+}$  en disolución. Si la corriente es de 2,0 A, ¿cuánto tiempo debe durar la electrólisis?

Datos: 1 Faraday = 96500 C; Densidad del cromo =  $7,1 \text{ g/cm}^3$ . Masa atómica del Cr: 52 u (13.31) Sol: 76,88 horas.

46.- Una forma posible de obtener energía para los marcapasos consiste en implantar un electrodo de cinc y otro de platino en los tejidos orgánicos. Con ellos se obtiene una pila biogalvánica en la que el cinc se oxida y el oxígeno, disuelto en los fluidos orgánicos, se reduce.

- a) Escribe las ecuaciones correspondientes a las semireacciones catódica y anódica.
- b) ¿Por qué se utiliza un electrodo de platino?
- c) Si la pila proporciona una corriente de  $35 \mu\text{A}$ , ¿con qué frecuencia tendríamos que reemplazar el electrodo de cinc suponiendo que su masa fuera de 5 gramos? (13.35)

Sol: 13 Años y 6 meses.

47.- Se electroliza una disolución de  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  durante 6 horas con una corriente de intensidad constante. Al final, en el cátodo, se han depositado 21,325 g de cobre. Calcula la intensidad de la corriente. Datos: Masa atómica del cobre: 63,5 u (Mc-7.R16) Sol: 2,99 A

48.- Una disolución que contiene vanadio en un estado de oxidación, se somete a electrólisis con una corriente de 1,5 A durante 60 minutos. Como resultado, en el cátodo se depositaron 0,950 gramos de vanadio metálico. ¿Cuál era el número de oxidación de los iones vanadio presentes en la disolución original?

Dato: Masa atómica del vanadio: 50,94 u (13.34) Sol: 3.

49.- Una cuba de electrólisis, que contiene una disolución acuosa de  $\text{NiSO}_4$ , se coloca en serie con otra cuba en la que se ha disuelto  $\text{AgNO}_3$ . Si en el cátodo de la segunda cuba se han depositado 0,650 g de plata, ¿cuántos gramos de níquel se habrán depositado en la primera?

Datos: Masas atómicas: Ag (107,87u); Ni (58,70u) (13.R7) Sol: 0,177 g Ni