

**Q2B-PAU-Preparación-Resumen y ejercicios  
PARA ENTENDER Y APLICAR  
T6. REDOX**

**Índice**

Conceptos de teoría	Páginas 1 a 10
Anexo (Electrólisis) (No sé si entra en las PAU-Val)	Páginas 11 a 12
Cuestiones y problemas resueltos	Páginas 13 a 17
<b>PAU-Conceptos clave y pautas</b>	<b>Páginas 18 a 20 (A modo de resumen muy simple)</b>
PAU-Valencia-Enunciados	Páginas 21 a 25

**T6: REDOX**

**Lo que se suele preguntar**

- Aplicación de los conceptos de oxidación, reducción, oxidante y reductor**
- Ajuste de reacciones redox por el método del ion electrón y cálculos estequiométricos**
- Construcción de pilas**
- Aplicación de los potenciales redox para ver si las reacciones son espontáneas**

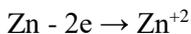
**REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN**

**Concepto de oxidación - reducción.**

Las reacciones REDOX son reacciones de transferencia de electrones (e-). Se dan por parejas.

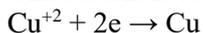
**OXIDACIÓN:** Pérdida de electrones (e-)

Una sustancia se oxida cuando pierde electrones.



**REDUCCIÓN:** Ganancia de electrones (e-)

Una sustancia se reduce cuando gana electrones



Van por parejas:

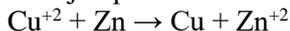
La sustancia que se oxida y pierde e-, los cede a otra sustancia que es la que se reduce y gana e- y viceversa.

Cuando un compuesto se oxida, siempre hay otro que se reduce. Es evidente, que si alguien gana electrones es porque otro los pierde y viceversa.

**OXIDANTE Y REDUCTOR:**

La especie que se oxida se llama reductor y la que se reduce se llama oxidante.

Por ejemplo: oxidante1 + reductor2  $\rightarrow$  reductor1 + oxidante2

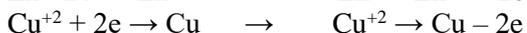
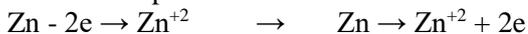


Semireacciones de oxidación y reducción:

$\text{Zn} - 2\text{e} \rightarrow \text{Zn}^{+2}$       Reacción de oxidación: El Zn se oxida para dar  $\text{Zn}^{+2}$  y es el reductor

$\text{Cu}^{+2} + 2\text{e} \rightarrow \text{Cu}$       Reacción de reducción: El  $\text{Cu}^{+2}$  se reduce para dar Cu y es el oxidante

También se pueden escribir así:



**Índice o número de oxidación.**

Una forma práctica de averiguar si una sustancia se oxida o se reduce es mediante su número de oxidación.

Si aumenta el número de oxidación indica que pierde electrones y por lo tanto se oxida, (es el reductor), y si, por el contrario, disminuye, indica que gana electrones y por lo tanto se reduce, (es el oxidante).

**Reglas para asignar números de oxidación**

Si el enlace es iónico, el n.o. es la carga de cada ion. En el NaCl:

- positivo:  $\text{Na}^+$  (n.o. = +1),  $\text{Ca}^{+2}$  (n.o. = +2)
- negativo:  $\text{Cl}^-$  (n.o. = -1),  $\text{O}^{-2}$  (n.o. = -2)

**Regla 1:** El total de todos los números de oxidación de todos los átomos de una molécula neutra es igual a cero. Por ejemplo, en  $\text{KMnO}_4$ , el número de oxidación de K es +1, el número de oxidación de Mn es +7 y el número de oxidación del oxígeno es -2. Total en  $\text{KMnO}_4$ :  $(+1) + (+7) + (4)(-2) = 0$

**Regla 2:** el número de oxidación de un átomo es siempre 0 en su forma más básica elemental de molécula. Por ejemplo, el número de oxidación de H, O, N, P, S, Se, Cu, Ag en sus formas elementales es  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{P}_4$ ,  $\text{S}_8$ ,  $\text{Se}_8$ , Cu, Ag respectivamente, es cero. .

**Regla 3:** Los metales alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs) tienen un número de oxidación de +1 en sus compuestos. Por ejemplo, en NaCl, el número de oxidación del Na es +1.

**Regla 4:** Los metales alcalinotérreos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba) suelen tener un número de oxidación +2 en sus compuestos. Por ejemplo, el número de oxidación del Mg en MgO es +2.

**Regla 5:** El oxígeno tiene un número de oxidación de -2 en la mayoría de sus óxidos. Por ejemplo, en  $\text{Na}_2\text{O}$ , el número de oxidación del O es -2. En los peróxidos, el número de oxidación del oxígeno es -1. Algunos ejemplos son  $\text{H}_2\text{O}_2$  y  $\text{Na}_2\text{O}_2$ . El número de oxidación del oxígeno en los compuestos de flúor es +2. Algunos ejemplos son  $\text{F}_2\text{O}$  o  $\text{OF}_2$ , etc.

**Regla 6:** Excepto en los hidruros metálicos, el número de oxidación del H en sus compuestos es siempre +1.

Por ejemplo, en HCl, el número de oxidación de H es +1 y en NaH (hidruro de sodio), el número de oxidación de H es -1.

**Regla 7:** El número de oxidación del flúor es -1 en todos sus compuestos. Por ejemplo, en NaF, el número de oxidación de F es -1.

**Regla 8:** La carga de un compuesto iónico es igual a la suma de todos los estados de oxidación de todos los átomos del compuesto. Por ejemplo, en  $\text{SO}_4^{2-}$  el número de oxidación del azufre es +6, el número de oxidación del oxígeno es -2. Por tanto, la suma es  $+6+4(-2) = 6-8 = -2$ .

**Regla 9:** El carbono en las moléculas orgánicas puede tener cualquier número de oxidación entre -4 y +4. Por ejemplo, en HCHO, el número de oxidación del carbono es cero.

**Regla 10:** C, N, P y S tienen números de oxidación de 4, -3, -3 y -2 en todos los carburos, nitruros, fosfuros y sulfuros, respectivamente. Por ejemplo, en  $\text{Mg}_3\text{N}_2$ , el número de oxidación del nitrógeno es -3.

Las reglas más importantes son:

El H en la mayoría de compuestos: + 1

El O en la mayoría de compuestos - 2

En una molécula neutra la suma de todos los números de oxidación de todos los átomos es 0.

En un ion la suma de todos los números de oxidación de todos los átomos es igual a la carga del ion

Para encontrar el número de oxidación de un átomo **debemos seguir los siguientes pasos:**

Paso 1: Supón que el número de oxidación del átomo es X y debes calcularlo.

Paso 2: Menciona el estado de oxidación de otros átomos unidos y multiplíquelos por el número de dichos átomos presentes en una molécula. (Se empieza siempre con el O y el H)

Paso 3: Escribe el número de oxidación de todos los átomos de la molécula en un formato de suma lineal y equipáralo con la carga total de la molécula.

Paso 4: Resuelve para X.

El cálculo del número de oxidación se puede entender con los siguientes ejemplos.

**Calcular el número de oxidación del azufre en  $\text{H}_2\text{SO}_4$** 

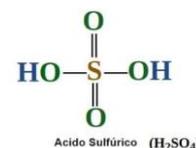
Paso 1: Suponga que el número de oxidación del azufre es x

Paso 2: El número de oxidación del hidrógeno es +1 y del O es -2.

Paso 3: Dado que la carga total de la molécula es 0, entonces  $2(+1) + X + 4(-2) = 0$

Paso 4:  $2 + X - 8 = 0 \Rightarrow X - 6 = 0 \Rightarrow X = +6$

Por lo tanto, el número de oxidación del azufre en  $\text{H}_2\text{SO}_4$  es +6



**Calcular el número de oxidación del cromo en  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$**

Paso 1: Suponga que el número de oxidación del cromo es X

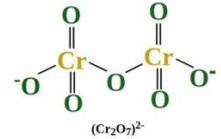
Paso 2: el número de oxidación del oxígeno es -2

Paso 3: Dado que la molécula tiene una carga total de -2, la ecuación se puede escribir como  $2X + 7(-2) = -2$

Paso 4:  $2X - 14 = -2 \Rightarrow 2X = +12 \Rightarrow X = +6$

Por tanto, el número de oxidación del cromo en  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$  es +6.

Cabe señalar que en una molécula pueden existir diferentes números de oxidación para un mismo átomo. Esto se puede entender en el siguiente ejemplo.



**Calcule el número de oxidación del nitrógeno en nitrato de amonio, es decir,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$**

Paso 1: En este caso, dividiremos la molécula en dos iones: ion amonio ( $\text{NH}_4^+$ ) y ion nitrato ( $\text{NO}_3^-$ ).

Paso 2: Encontraremos el número de oxidación del Nitrógeno en cada ion. Suponga que el número de oxidación del nitrógeno es X en cada caso.

Paso 3: Para el ion amonio, dado que la molécula tiene una carga total +1, la ecuación se puede escribir como  $X + 4(+1) = +1$

Paso 4: Resolver la ecuación  $X + 4 = 1 \Rightarrow X = -3$

Paso 5: En el caso del ion nitrato, el número de oxidación del oxígeno es -2 y la molécula tiene una carga total de -1.

Paso 6: Por lo tanto, la ecuación, en este caso, será  $X + 3(-2) = -1$

Paso 7: Resolviendo la ecuación obtenemos  $X - 6 = -1 \Rightarrow X = +5$

Por tanto, el número de oxidación del nitrógeno en el nitrato de amonio es -3 y +5.



Ejemplos de estados de oxidación en elementos y moléculas.

**REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN. PROCESOS REDOX.**

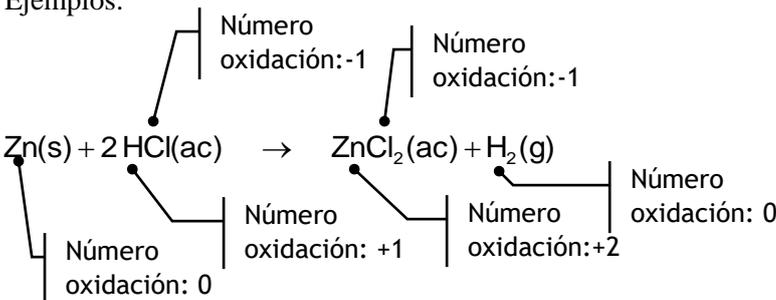
Según lo dicho *podemos saber si un elemento gana o pierde electrones en el transcurso de una reacción química comparando su estado de oxidación en los reactivos y en los productos:*

Los procesos de oxidación y de reducción *son siempre simultáneos*: una oxidación lleva consigo una reducción y viceversa.

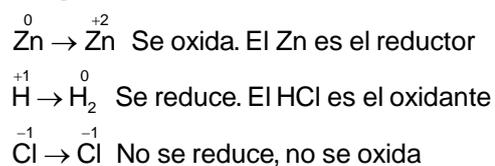
*Un elemento se reduce (capta electrones) porque otro los pierde (se oxida).*

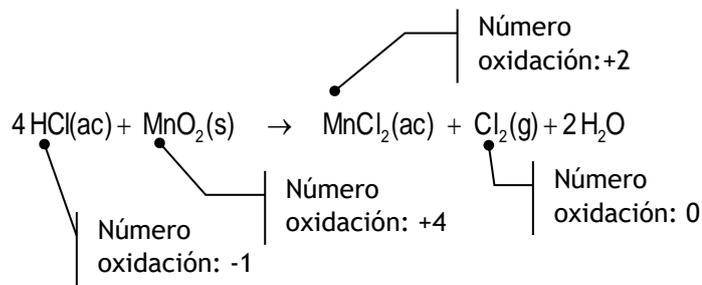
*Podemos pensar que la causa de que un elemento se oxide es que otro se reduce y a la inversa. Luego la sustancia que se reduce (gana electrones) es la que provoca la oxidación (que otro elemento pierda electrones). Por el contrario, la sustancia que se oxida provoca que otra se reduzca.*

Ejemplos:

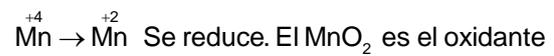
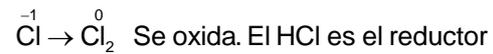


Luego :





Luego:

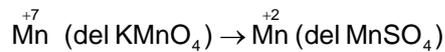
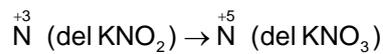


### AJUSTE DE REACCIONES REDOX. Método del ion-electrón (En medio ácido)

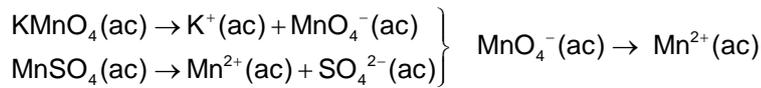
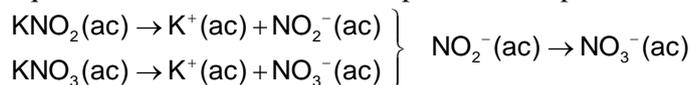
Para ilustrar el proceso tratemos de ajustar y completar la siguiente ecuación:



Lo primero que se ha de hacer es *determinar cuáles son los elementos que sufren cambios en su número de oxidación*:



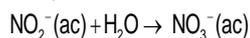
*Disociar las sustancias* (si se disocian en disolución acuosa) que contienen los elementos que se oxidan o reducen y *seleccionar el ion* en el que se encuentra el elemento implicado en el proceso redox:



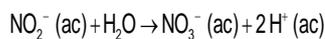
*Ajustar cada una de las dos semirreacciones:*

1. Se ajustan los elementos distintos del O e H.
2. Se ajustan los oxígenos añadiendo  $\text{H}_2\text{O}$
3. Se ajustan los H añadiendo  $\text{H}^+$  (reacciones en medio ácido)
4. Se ajustan las cargas sumando o restando electrones

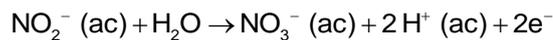
El N está igualado (un átomo en cada miembro)



Añadimos una molécula de agua en el primer miembro para igualar el número de oxígenos.

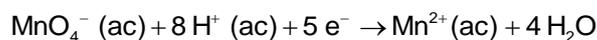


Añadimos 2  $\text{H}^+$  en el segundo miembro para igualar el número de hidrógenos.



Sumamos 2  $\text{e}^-$  en el segundo miembro para igualar la carga eléctrica

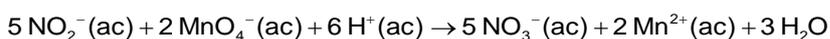
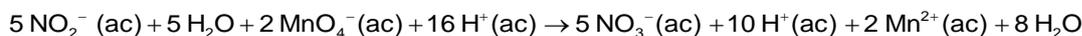
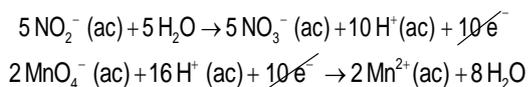
Análogamente:



*Semirreacciones ajustadas:*

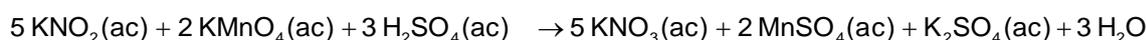


Sumar ambas ecuaciones *garantizando que el número de electrones perdidos en la de oxidación sea el mismo que de electrones ganados en la de reducción*, para lo cual es probable que haya que multiplicar las ecuaciones por los números adecuados.



Ecuación iónica ajustada

Trasladar los coeficientes de la ecuación iónica a la molecular. Ajustar a ojo los iones espectadores.



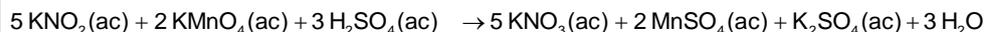
Cada molécula de ácido  
suministra 2 H<sup>+</sup>

El K<sup>+</sup> es un ion espectador. Comprobar  
que está igualado, si no igualarlo a ojo

El SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> es un ion espectador.

Comprobar que está igualado,  
si no igualarlo a ojo

Ecuación molecular ajustada:



## AJUSTE DE REACCIONES REDOX. Método del ion-electrón

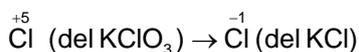
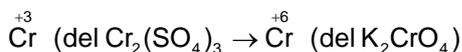
### (En medio básico)

Seguir el procedimiento utilizado en medio ácido, pero para *ajustar los oxígenos añadir doble número de grupos OH<sup>-</sup> de los oxígenos necesarios y, simultáneamente, en el otro miembro de la semirreacción, la mitad de moléculas de H<sub>2</sub>O*. Por ejemplo si tenemos 3 oxígenos menos en el segundo miembro, añadimos 6 OH<sup>-</sup> en el segundo miembro y 3 H<sub>2</sub>O en el primero.

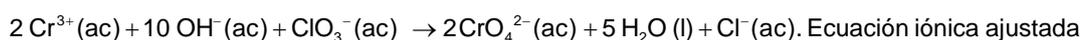
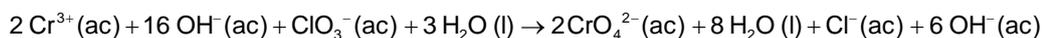
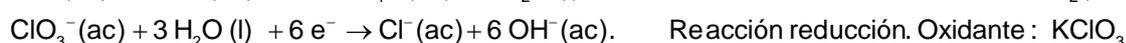
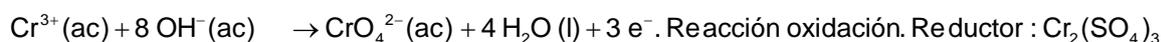
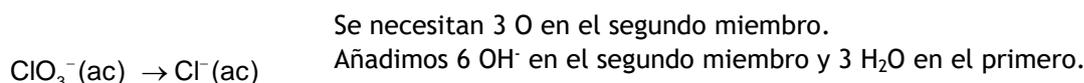
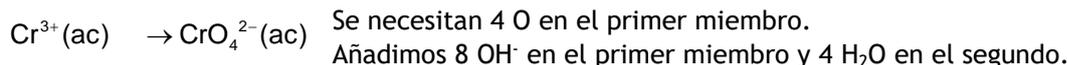
Como ejemplo tratemos de ajustar la siguiente ecuación:



Cambian de número de oxidación:



Semirreacciones:



## Ecuación molecular ajustada



$\text{K}^+$  y  $\text{SO}_4^{2-}$  son iones espectadores. Se ajustan a ojo

**Valoraciones redox**

El fundamento de las valoraciones redox es análogo al de las valoraciones ácido-base.

En las valoraciones redox se utiliza una reacción de oxidación-reducción para determinar la concentración de uno de los compuestos implicados (oxidante o reductor), si se conoce exactamente la concentración del otro.

Para determinar el final de la valoración (punto final) se emplea un indicador redox, que nos señalará con un brusco cambio de color el final del proceso.

Una valoración redox muy corriente son las *permanganimetrías*, que utilizan permanganato de potasio como valorante. El permanganato de potasio, que presenta un color violeta intenso en disolución acuosa, se reduce a  $\text{Mn}^{2+}$  en medio ácido. Las sales de  $\text{Mn}^{2+}$  son incoloras. Esta diferencia de color permite que el propio permanganato sirva como indicador en las permanganimetrías.

**Ejemplo de permanganimetría. Valoración del  $\text{H}_2\text{O}_2$  con permanganato de potasio.**

Como valorante se utiliza el permanganato de potasio (**color violeta intenso**). En el matraz se pone el agua oxigenada a valorar (puede diluirse) acidulada con ácido sulfúrico.

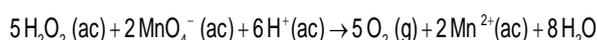
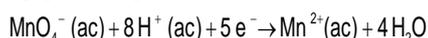
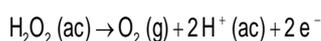


A medida que se agrega el permanganato al agua oxigenada se producirá la correspondiente reacción redox que consiste en la reducción, en medio ácido, del  $\text{Mn}^{7+}$  a  $\text{Mn}^{2+}$ , **que es incoloro** (ecuación sin ajustar):

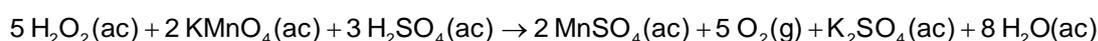
Por tanto, **mientras exista peróxido de hidrógeno en el matraz la disolución permanecerá incolora**. Cuando todo el peróxido de hidrógeno reaccione, la adición de la próxima gota de permanganato **hará que la disolución adquiera un tono rosado** (debido al permanganato que no reacciona), que nos indicará el fin de la valoración.

Sabiendo la concentración del valorante y el volumen gastado, podemos calcular el número de moles de  $\text{H}_2\text{O}_2$  presentes en la muestra (analito) y a partir de ahí determinar su concentración.

Ajustemos, como paso previo para realizar los cálculos, la ecuación correspondiente:



Ecuación molecular ajustada:



Consideremos ahora los datos de la valoración.

Supongamos que la concentración del permanganato (valorante) es 0,2 M y que se gastan 18,0 mL para valorar 10,0 mL de muestra de agua oxigenada.

Moles de  $\text{H}_2\text{O}_2$  presentes en los 10,0 mL de muestra:



$$\text{Molaridad de } \text{H}_2\text{O}_2 = \frac{0,2 \text{ moles KMnO}_4}{1000 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{5 \text{ moles H}_2\text{O}_2}{2 \text{ moles KMnO}_4} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ moles H}_2\text{O}_2$$

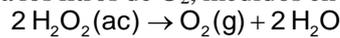
$$\frac{9 \cdot 10^{-3} \text{ moles H}_2\text{O}_2}{10 \text{ mL disol}} \cdot \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L diso}} = 0,90 \text{ M}$$

Concentración en % en masa (densidad del agua oxigenada: 1g/mL)

$$\frac{0,9 \text{ moles H}_2\text{O}_2}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{34,0 \text{ g H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mL disol}}{1 \text{ g disol}} \cdot \frac{100 \text{ g disol}}{100 \text{ g disol}} = 3,1 \frac{\text{g H}_2\text{O}_2}{100 \text{ g disol}} = 3,1\%$$

Concentración (en volúmenes O<sub>2</sub>)

La concentración, medida en volúmenes, nos indica los litros de O<sub>2</sub>, medidos en c.n., que desprende un litro de disolución al descomponerse según:



$$\frac{0,9 \text{ moles H}_2\text{O}_2}{1 \text{ L disol}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ LO}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 10,1 \frac{\text{LO}_2}{\text{L disol}} = 10,1 \text{ Vol}$$

## PILAS

Las reacciones redox pueden ser utilizadas para producir diferencias de potencial entre dos puntos, entre los cuales puede circular una corriente eléctrica si se conectan mediante un conductor.

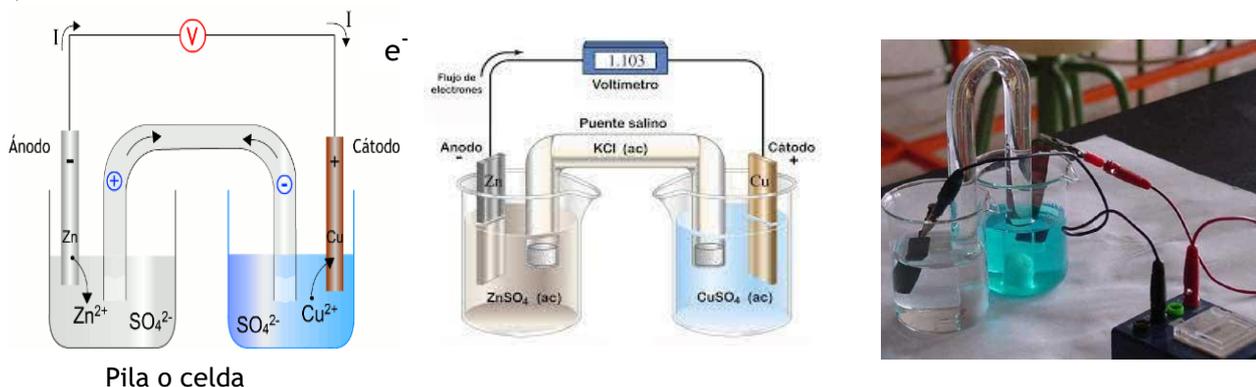
El montaje experimental para lograrlo puede verse en la figura. Como puede verse las semirreacciones de oxidación y reducción *se separan físicamente en dos vasos* que se conectan con un tubo en U, llamado *punte salino*, que contiene un electrolito cuyos iones no reaccionen con los electrodos o con las disoluciones. Debe de permitir la circulación de los iones de un vaso a otro sin que se mezclen las disoluciones, lo que se consigue tapando ambas ramas del tubo con algodón. Su misión es cerrar el circuito y mantener la neutralidad eléctrica de ambos vasos. Los electrones circulan del polo negativo al positivo a través del conductor que los conecta (aunque de ordinario se suponga, de forma convencional, que la corriente va del positivo al negativo). El voltímetro detecta la diferencia de potencial entre ambos vasos.

La combinación de electrodos que se muestra en la figura:

electrodo de cinc/disolución de ZnSO<sub>4</sub>

electrodo de Cu/disolución de CuSO<sub>4</sub>

constituye la llamada **pila o celda de Daniell** y fue dada a conocer en 1836. Proporciona un voltaje, bastante estable, de 1,10 V.



Pila o celda

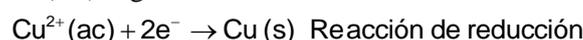
En el vaso de la izquierda se introduce un electrodo de cinc en una disolución de ZnSO<sub>4</sub> produciéndose la oxidación de Zn a Zn<sup>2+</sup> según:



Debido a la pérdida de electrones por los átomos de cinc se acumula carga negativa en el electrodo con lo que adquiere un potencial negativo. El metal se irá disolviendo poco a poco debido a que se transforma en iones Zn<sup>2+</sup> que pasan a la disolución.

En una celda se denomina **ánodo** al electrodo en el que tiene lugar la oxidación.

En el vaso de la derecha se introduce un electrodo de cobre en una disolución de CuSO<sub>4</sub> produciéndose ahora la reducción del Cu<sup>2+</sup> a cobre metálico (Cu) según:



Como el electrodo está a un potencial positivo respecto al electrodo de cinc, los electrones fluyen hacia él, consumiéndose para reducir los iones  $\text{Cu}^{2+}$ , lo que mantiene la diferencia de potencial entre ambos electrodos. El cobre metálico se depositará sobre el electrodo de cobre.

En una celda se denomina cátodo al electrodo en el que tiene lugar la reducción.

**ÁNODO = OXIDACIÓN (Vocal "a" con vocal "o")**

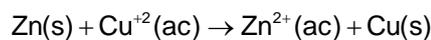
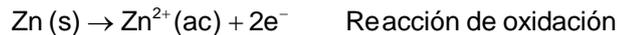
**En las pilas es el polo NEGATIVO**

**CÁTODO = REDUCCIÓN (Consonante "c" con consonante "r")**

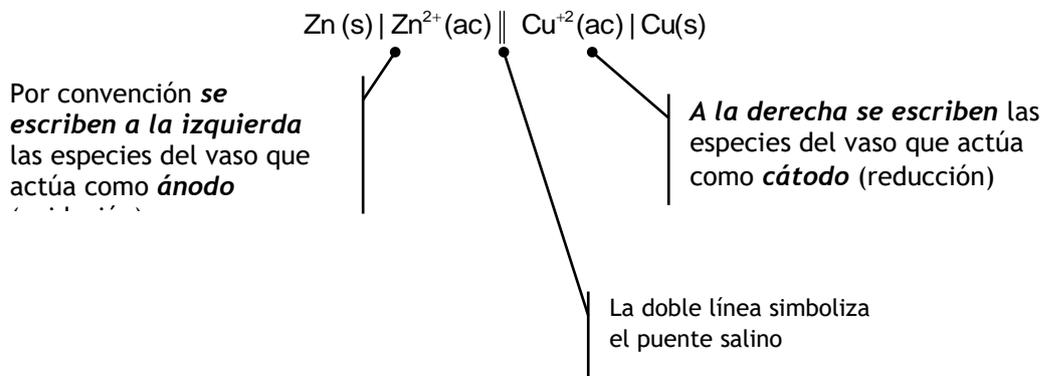
**En las pilas es el polo POSITIVO**

El efecto neto del puente es establecer una comunicación entre ambos vasos y "cerrar el circuito", haciendo posible la circulación de los electrones por el circuito exterior.

La reacción global para una celda Daniell es:



La notación para la celda, de forma abreviada, es:



De forma general la notación abreviada de una pila se escribe de izquierda a derecha de la siguiente forma:

**Ánodo | Disolución anódica || Disolución catódica | Cátodo**

Una raya vertical indica un cambio de fase. Una doble raya vertical indica un tabique poroso o puente salino.

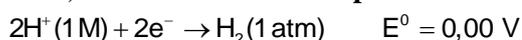
La diferencia de potencial entre ambos electrodos, medido directamente con un voltímetro conectado a los polos (ver figura), coincide con la fuerza electromotriz de la celda (E). La fuerza electromotriz (fem) depende de la naturaleza de los electrodos, de la concentración de las disoluciones y de la temperatura. Por eso las fem se tabulan en condiciones estándar: concentración 1,0 M y 25 °C y se notan como  $E^0$ .

## POTENCIALES REDOX

Cuando se construye una pila y medimos la diferencia de potencial (o fem) que proporciona, determinamos la diferencia de potencial entre ambos electrodos, pero podría ser muy útil conocer los potenciales de cada uno de los electrodos, para lo cual es necesario fijar un electrodo de referencia al cual se podría asignar un potencial cero de manera convencional.

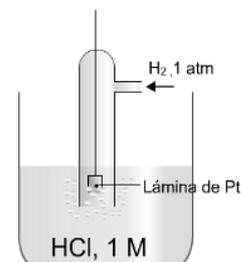
El electrodo estándar de hidrógeno (ver figura) es el electrodo de referencia.

Consta de hidrógeno gaseoso a presión de 1 atm que es adsorbido sobre una placa de platino. El conjunto se sumerge en una disolución acuosa de HCl 1,0 M a una temperatura de 25 °C. En estas condiciones (condiciones estándar) se toma como cero el potencial de reducción de la reacción:



Si ahora combinamos el electrodo estándar de hidrógeno (EEH) con otros electrodos podemos tabular los potenciales normales de reducción (u oxidación) para cada uno de ellos, ya que la fuerza electromotriz estándar de la celda se puede calcular sumando los potenciales estándar del cátodo (reducción) y el ánodo (oxidación).

Así surgen las tablas de potenciales.



**ES MUY IMPORTANTE SABER QUE SE TRATA DE POTENCIALES DE REDUCCIÓN. Si en un problema concreto necesitamos el potencial de oxidación, le cambiamos de signo al que nos dan (que siempre es de reducción)**

<i>Potenciales estándar de reducción</i>	
Semirreacción	$E^{\ominus}$ (V)
$F_2(g) + 2e^- \rightarrow 2F^-(ac)$	2,87
$Co^{3+}(ac) + e^- \rightarrow Co^{2+}(ac)$	1,92
$H_2O_2(aq) + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2H_2O$	1,76
$MnO_4^-(ac) + 4H^+(ac) + 3e^- \rightarrow MnO_2(s) + 2H_2O$	1,70
$Pb^{4+}(ac) + 2e^- \rightarrow Pb^{2+}(ac)$	1,69
$Au^{3+}(ac) + 3e^- \rightarrow Au(s)$	1,52
$MnO_4^-(ac) + 8H^+(ac) + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}(ac) + 4H_2O$	1,51
$Cl_2(g) + 2e^- \rightarrow 2Cl^-(ac)$	1,36
$Cr_2O_7^{2-}(ac) + 14H^+(ac) + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}(ac) + 7H_2O$	1,33
$O_2(g) + 4H^+(ac) + 4e^- \rightarrow 2H_2O$	1,23
$MnO_2(s) + 4H^+(ac) + 2e^- \rightarrow Mn^{2+}(ac) + 2H_2O$	1,23
$Br_2(l) + 2e^- \rightarrow 2Br^-(ac)$	1,07
$Ag^+(ac) + e^- \rightarrow Ag(s)$	0,80
$Fe^{3+}(ac) + e^- \rightarrow Fe^{2+}(ac)$	0,77
$O_2(g) + 2H^+(ac) + 2e^- \rightarrow H_2O_2(ac)$	0,70
$MnO_4^-(ac) + 2H_2O + 3e^- \rightarrow MnO_2(s) + 4OH^-(ac)$	0,59
$I_2(s) + 2e^- \rightarrow 2I^-(ac)$	0,54
$O_2(g) + 2H_2O + 4e^- \rightarrow 4OH^-(ac)$	0,40
$Cu^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Cu(s)$	0,34
$Cu^{2+}(ac) + e^- \rightarrow Cu^+(ac)$	0,16
$Sn^{4+}(ac) + 2e^- \rightarrow Sn^{2+}(ac)$	0,15
$2H^+(ac) + 2e^- \rightarrow H_2(g)$	0,00
$Pb^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Pb(s)$	-0,13
$Sn^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Sn(s)$	-0,14
$Ni^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Ni(s)$	-0,25
$Co^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Co(s)$	-0,28
$Cd^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Cd(s)$	-0,40
$Fe^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Fe(s)$	-0,44
$Cr^{3+}(ac) + 3e^- \rightarrow Cr(s)$	-0,74
$Zn^{2+}(ac) + 2e^- \rightarrow Zn(s)$	-0,76
$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2(g) + 2OH^-(ac)$	-0,83
$Mn^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mn(s)$	-1,18
$Al^{3+}(aq) + 3e^- \rightarrow Al(s)$	-1,68
$Be^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Be(s)$	-1,85
$Mg^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Mg(s)$	-2,38
$Na^+(aq) + e^- \rightarrow Na(s)$	-2,71
$Ca^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ca(s)$	-2,76
$Sr^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Sr(s)$	-2,89
$Ba^{2+}(aq) + 2e^- \rightarrow Ba(s)$	-2,91
$K^+(aq) + e^- \rightarrow K(s)$	-2,93
$Li^+(aq) + e^- \rightarrow Li(s)$	-3,05

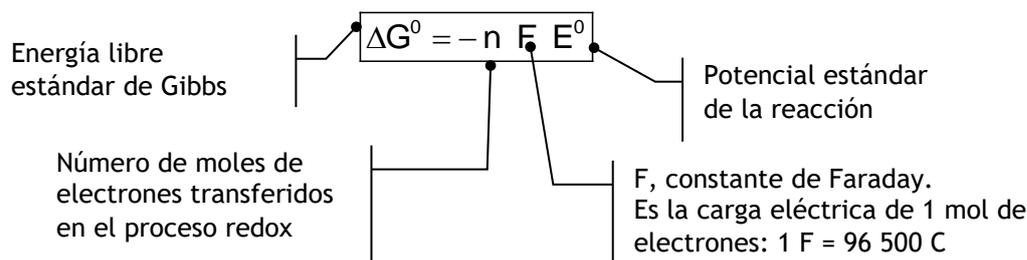
Las semirreacciones que en la tabla presentan potenciales de reducción positivos presentan una mayor tendencia que el hidrógeno a reducirse (en una celda actuarían como cátodo). Por el contrario las semirreacciones que presentan un potencial de reducción negativo tienen una menor tendencia que el hidrógeno a reducirse (en una celda actuarían como ánodo y el EEH como cátodo).

**De manera general si enfrentamos dos semirreacciones cualesquiera podemos predecir cómo sería la reacción resultante:**

**Se reducirá el que presente un mayor potencial de reducción.**

**El que presente un potencial de reducción menor se oxidará.**

Existe una relación entre el potencial estándar de una reacción y la energía libre estándar de Gibbs que puede servirnos para predecir la espontaneidad, o no, de determinada reacción:



En las reacciones espontáneas se cumple que  $\Delta G < 0$

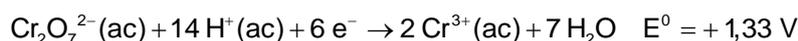
Como tanto  $n$  como  $F$  son constantes positivas, **una reacción será espontánea cuando  $E^0$  sea positivo.**

### Ejemplo:

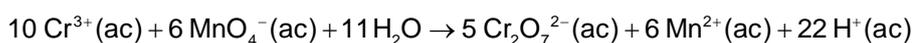
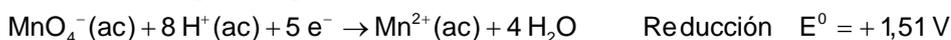
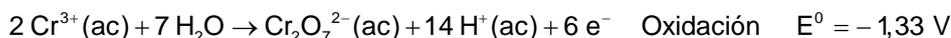
**Indique si el  $\text{Cr}^{3+}(\text{ac})$  reducirá al  $\text{MnO}_4^-(\text{ac})$  a  $\text{Mn}^{2+}(\text{ac})$ , con formación de  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{ac})$  en medio ácido. Justifique la respuesta. Suponga que los reactivos y los productos se encuentran en condiciones estándar.**

**DATOS:**  $E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = +1,33 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$

Los datos de los potenciales estándar de reducción nos indican que el dicromato tiene una menor tendencia a reducirse que el permanganato, ya que presenta un potencial de reducción menor.



Por tanto *el permanganato se reducirá en medio ácido oxidando al  $\text{Cr}^{3+}$  a  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$* . También podemos decir que *el  $\text{Cr}^{3+}$  se oxida reduciendo al permanganato*. La reacción que tendrá lugar será:



$$E^0 = E^0_{\text{Reducción}} + E^0_{\text{Oxidación}} = 1,51 \text{ V} - 1,33 \text{ V} = 0,18 \text{ V}$$

**ANEXO (NO SÉ SI ENTRA O NO EN LA COMUNIDAD VALENCIANA)****ELECTRÓLISIS. LEY DE FARADAY.**

La electrólisis (o electrolisis) transforma la energía eléctrica en energía química; es, por tanto, el proceso contrario al que tiene lugar en una célula galvánica.

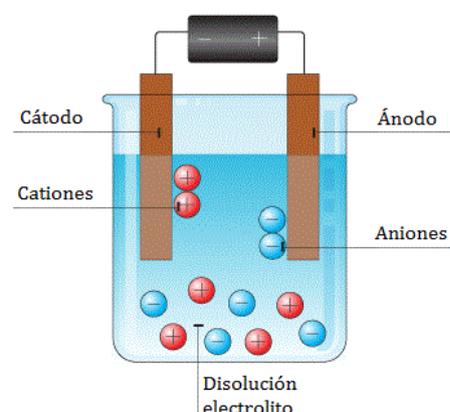
En la electrólisis una corriente eléctrica producida por una fuente externa consigue que se produzca una reacción química que no tiene lugar espontáneamente.

El proceso de la electrólisis se desarrolla en unos dispositivos que se denominan cubas electrolíticas. Una cuba electrolítica es un recipiente que contiene un electrolito en el que se introducen dos electrodos que se conectan a una fuente de corriente continua.

Al conectar la batería a los electrodos, tienen lugar semirreacciones de oxidación-reducción semejantes a las que ocurren en las células galvánicas; en el ánodo se produce una oxidación y en el cátodo una reducción.

En una cuba electrolítica, el ánodo es el polo positivo y el cátodo el polo negativo, al contrario que en las células galvánicas.

Los aniones del electrolito se oxidan en el ánodo, mientras que los cationes se reducen en el cátodo.

**Aplicaciones de la electrólisis**

La electrólisis tiene múltiples aplicaciones en la industria. Obtención de muchos elementos, como el aluminio, el hidrógeno, el magnesio, etc. Se utiliza también para recubrir objetos metálicos con capas de otros metales, con fines decorativos (plateado, niquelado, dorado) o como protección frente a la corrosión.

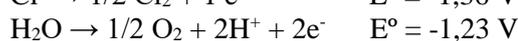
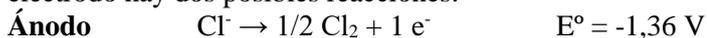
**Electrólisis del cloruro de sodio fundido y del cloruro de sodio disuelto**

Las sales fundidas tienen sus iones libres. Si en la cuba se pone NaCl fundido, al pasar la corriente eléctrica los iones  $\text{Cl}^-$  se dirigen al ánodo (+), oxidándose, y los iones  $\text{Na}^+$  se reducen en el cátodo (-).

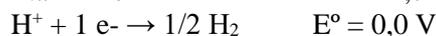
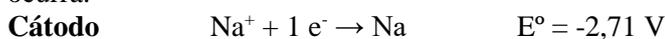


Se obtiene cloro gaseoso y sodio metálico, es la forma de obtener estos dos elementos en la industria más utilizada.

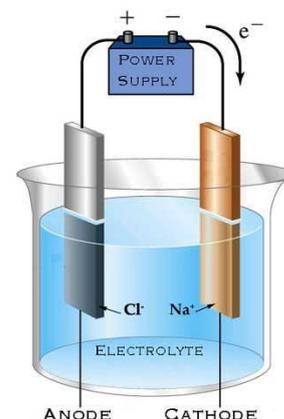
Si en lugar de NaCl fundido, se pone en la cuba cloruro de sodio disuelto en agua, en cada electrodo hay dos posibles reacciones:



El ion cloruro tiene mayor tendencia a oxidarse que el agua, luego será esta la reacción que ocurra.

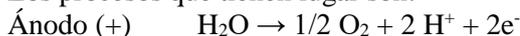


El protón tiene mayor tendencia a reducirse que el ion sodio, luego será este el que se reduzca. El resultado de la electrólisis es la obtención de **cloro gas en el ánodo y de hidrógeno gas en el cátodo**.

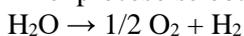
**Electrólisis del agua**

Por electrólisis el agua se descompone en hidrógeno y oxígeno. Para realizar la electrólisis se suele añadir al agua una pequeña cantidad de ácido sulfúrico para aumentar su conductividad.

Los procesos que tienen lugar son:



En el proceso se obtiene el doble de hidrógeno que de oxígeno.

**Leyes de Faraday**

Faraday en el siglo XIX, estudió experimentalmente la electrolisis llegando a la conclusión de que la cantidad de sustancia que se oxida o se reduce en cada electrodo es directamente proporcional a la cantidad de electricidad que pasa a través de la disolución electrolítica

Esta conclusión se formula en dos leyes que se conocen como leyes de Faraday.

### 1ª Ley de Faraday

La masa de sustancia que se deposita o se libera en un electrodo es directamente proporcional a la cantidad de corriente eléctrica que circula por el electrolito.

### 2ª Ley de Faraday

Para una misma cantidad de electricidad, la masa depositada o liberada es proporcional a su masa atómica y al número de electrones intercambiados en cada semirreacción.

$$m \text{ (g)} = \frac{M \cdot Q}{n^{\circ} e^{-} \cdot 96500}$$

m = Masa de sustancia depositada o liberada (g)

M = Masa atómica

Q = Carga que circula por la cuba (C)

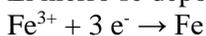
Q = I · t (I, intensidad de la corriente en A; t, tiempo que dura el paso de la corriente en s)

n° e<sup>-</sup> = Número de electrones intercambiados

96500 = Constante de Faraday, carga transportada por un mol de electrones (F) C/mol

**Ejemplo. Se realiza la electrólisis de un disolución de tricloruro de hierro, haciendo pasar una corriente de 10 A durante 3 horas. Calcula la cantidad de hierro depositado en el cátodo. Masa atómica del Fe = 55,8 u.**

El hierro se deposita en el cátodo.



$$m \text{ (Fe)} = \frac{M_{\text{Fe}} \cdot Q}{n^{\circ} e^{-} \cdot 96500} = \frac{55,8 \cdot 10 \cdot 3 \cdot 3600}{3 \cdot 96500} = 20,82 \text{ g}$$

## CUESTIONES Y PROBLEMAS RESUELTOS

### 1. Número de oxidación del manganeso en $\text{KMnO}_4$

Sea el número de oxidación del manganeso en  $\text{KMnO}_4$  igual a X

El número de oxidación del potasio = +1

El número de oxidación del oxígeno es = -2.  $\Rightarrow 1 + (X) + 4 \times (-2) = 0 \Rightarrow 1 + X - 8 = 0 \Rightarrow X - 7 = 0 \Rightarrow X = +7$

El número de oxidación del manganeso en  $\text{KMnO}_4$  es +7.

### 2. Número de oxidación del carbono en $\text{Na}_2\text{CO}_3$

El número de oxidación del oxígeno es = -2

Número de oxidación del sodio = +1

Sea X el número de oxidación del carbono.

$\Rightarrow 2(+1) + X + 3(-2) = 0 \Rightarrow 2 + X - 6 = 0 \Rightarrow X - 4 = 0 \Rightarrow X = +4$

Por lo tanto X = +4 El número de oxidación del carbono en  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  es +4

### 3. Número de oxidación del nitrógeno en el nitrito de amonio

El nitrito de amonio es un compuesto iónico que contiene iones  $\text{NH}_4^+$  y  $\text{NO}_2^-$ .

Número de oxidación del nitrógeno en  $\text{NH}_4^+$ .

Sea x el número de oxidación del átomo de N  $\Rightarrow x + 4 = +1 \Rightarrow x = 1 - 4 = -3$

Número de oxidación del nitrógeno en  $\text{NO}_2^-$

Sea Y el número de oxidación del átomo de nitrógeno.

$Y + 2(-2) = -1 \Rightarrow Y - 4 = -1 \Rightarrow Y = -1 + 4 = +3$

Por lo tanto, un átomo de nitrógeno en el nitrito de amonio está en el estado de oxidación -3, mientras que el otro átomo de nitrógeno está en el estado de oxidación +3.

### 4. Número de oxidación del carbono en $\text{CN}^-$

Sea x el número de oxidación del átomo de C en  $\text{CN}^-$ , el número de oxidación del átomo de N es -3 y la carga total de la molécula es -1.

$\Rightarrow x - 3 = -1 \Rightarrow x = -1 + 3 = +2$

Por lo tanto, el átomo de carbono tiene un número de oxidación de +2 en  $\text{CN}^-$

### 5. Número de oxidación del N en $\text{NH}_3$

Solución:

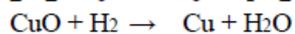
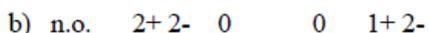
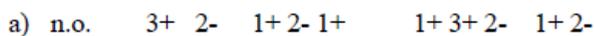
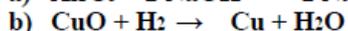
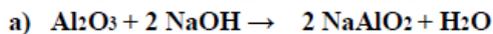
Sea x el número de oxidación de N en  $\text{NH}_3$  y sabemos que el número de oxidación de H es +1.

$\Rightarrow x + 3(+1) = 0 \Rightarrow x + 3 = 0 \Rightarrow x = -3$

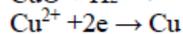
Por tanto, el número de oxidación del átomo de N en  $\text{NH}_3$  es -3.

## 6

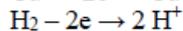
De los siguientes procesos decir los que son de oxidación-reducción y señalar la especie oxidante y la especie reductora. Indicar el cambio en el número de oxidación.



Sí es redox



Reducción: El  $\text{Cu}^{2+}$  se reduce y es el oxidante



Oxidación: El  $\text{H}_2$  se oxida y es el reductor

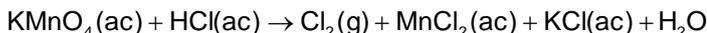
7. Cuando se mezclan disoluciones acuosas de permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , y de ácido clorhídrico,  $\text{HCl}$ , se forma cloro gaseoso,  $\text{Cl}_2$ , cloruro de manganeso(II),  $\text{MnCl}_2$ , cloruro de potasio;  $\text{KCl}$ , y agua.

Escriba y ajuste la reacción en forma iónica y molecular por el método del ion-electrón e indique el agente oxidante y el agente reductor.

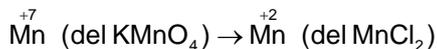
Calcule el volumen de  $\text{Cl}_2$  (g), medido en condiciones normales, que se obtiene a partir de 100 mL de disolución acuosa 0,2 M de permanganato de potasio, si reacciona todo el anión permanganato presente en la disolución.

DATO:  $R = 0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

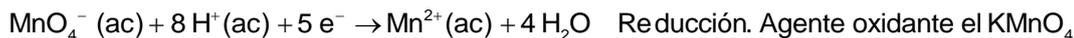
a) Ecuación a ajustar:



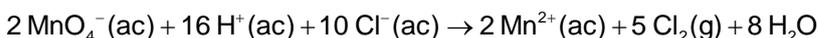
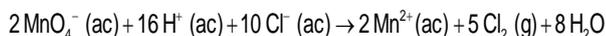
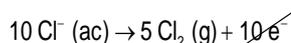
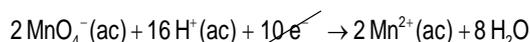
Elementos en los que varía su número de oxidación:



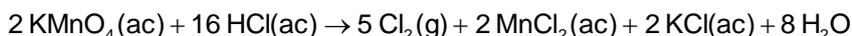
Semirreacciones ajustadas:



Sumamos ambas garantizando que el número electrones perdidos sea igual al número de electrones ganados:



Ecuación iónica ajustada



Ecuación molecular ajustada

Observar que se necesitan 16  $\text{H}^+$ . El único compuesto capaz de generarlos es el HCl.

Aunque aparecen 10  $\text{Cl}^-$  en la ecuación iónica ajustada, hay que tener en cuenta que son el total y en los productos aparecen 6  $\text{Cl}^-$  ( $16 - 6 =$

$\text{K}^+$ , ion espectador. Se ajusta a ojo.

b)

$$100 \text{ mL disol} \cdot \frac{0,2 \text{ mol KMnO}_4}{1000 \text{ mL disol}} \cdot \frac{5 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{22,4 \text{ L Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 1,12 \text{ L Cl}_2$$

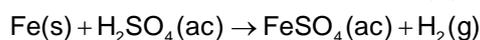
8. Una muestra de 5 gramos de un objeto metálico que contiene un 68% en masa de hierro se trata con  $\text{H}_2\text{SO}_4$  diluido hasta que todo el hierro contenido en la muestra se disuelve como  $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$ . Para oxidar este hierro a  $\text{Fe}^{3+}(\text{ac})$ , en presencia de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , se consumen 24 mL de una disolución acuosa de dicromato de potasio,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , de concentración desconocida:

Escriba y ajuste por el método del ion-electrón, en forma iónica y molecular, la reacción química que tiene lugar, sabiendo que el dicromato se reduce a  $\text{Cr}^{3+}(\text{ac})$ . Indique la especie que actúa como reductor.

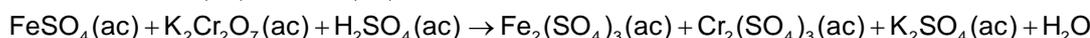
Calcule la molaridad de la disolución acuosa de dicromato de potasio

DATO: Fe: 55,85 u

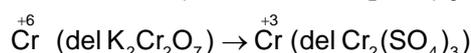
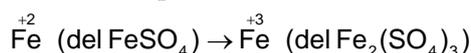
El hierro se disuelve en ácido sulfúrico formando sulfato de hierro(II) e hidrógeno gas:



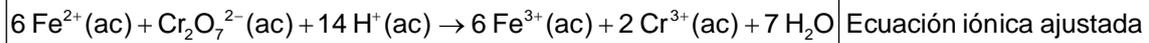
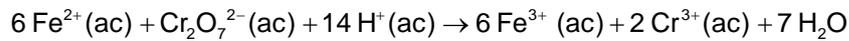
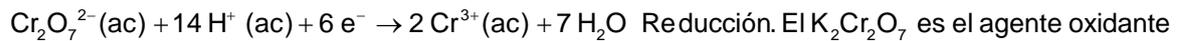
Reacción de oxidación del hierro(2+) a hierro(3+) con dicromato:



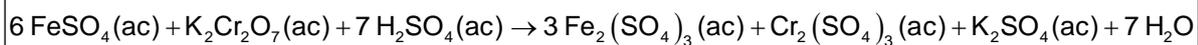
Elementos en los que varía su número de oxidación:



Semirreacciones ajustadas:



Ecuación molecular ajustada



K<sup>+</sup> y SO<sub>4</sub><sup>2-</sup> iones  
espectadores.  
Se ajustan a ojo.

b)

$$5 \text{ g muestra} \frac{68 \text{ g Fe}}{100 \text{ g muestra}} = 3,4 \text{ g Fe}$$

$$3,4 \text{ g Fe} \frac{1 \text{ mol FeSO}_4}{55,85 \text{ g Fe}} \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{6 \text{ mol FeSO}_4} = 0,010 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$\frac{0,010 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{24 \text{ mL disol}} \frac{1000 \text{ mL disol}}{1 \text{ L disol}} = 0,42 \text{ M}$$

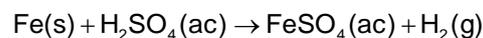
9. A 1,2 g de un mineral de hierro se le añade H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> diluido hasta que todo el hierro contenido en la muestra se disuelve como Fe<sup>2+</sup>(ac). Para oxidar este hierro a Fe<sup>3+</sup>(ac), en presencia de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, se consumen 20 mL de una disolución acuosa de KMnO<sub>4</sub> 0,1 M:

Escriba y ajuste por el método del ion-electrón, en forma iónica y molecular, la reacción química que tiene lugar, sabiendo que el permanganato se reduce a Mn<sup>2+</sup>(ac).

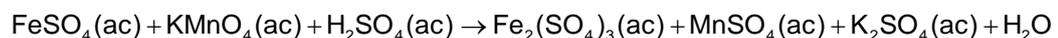
Calcule el porcentaje de hierro de la muestra original

DATO:Fe: 55,85 u

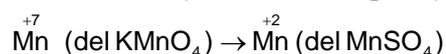
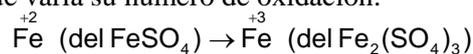
El hierro se disuelve en ácido sulfúrico formando (reacción principal) sulfato de hierro(II) e hidrógeno gas:



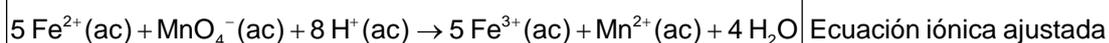
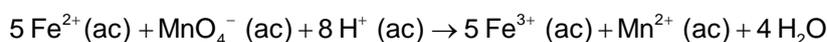
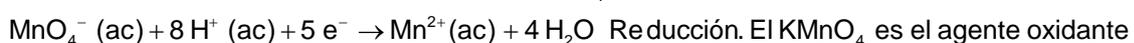
Reacción de oxidación del hierro(2+) a hierro(3+) con permanganato:



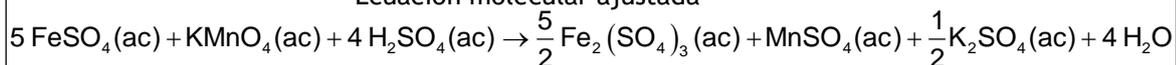
Elementos en los que varía su número de oxidación:



Semirreacciones ajustadas:



Ecuación molecular ajustada



Si no queremos usar coeficientes fraccionarios podemos multiplicar la ecuación iónica ajustada por dos y trasladar el resultado a la ecuación molecular que nos quedará entonces:



$$20 \text{ mL disol} \frac{0,1 \text{ mol KMnO}_4}{1000 \text{ mL disol}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ moles KMnO}_4$$

$$2 \cdot 10^{-3} \text{ moles KMnO}_4 \frac{5 \text{ mol FeSO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 0,01 \text{ mol FeSO}_4$$

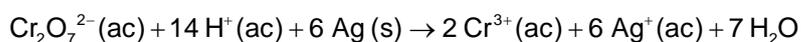
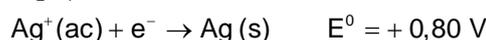
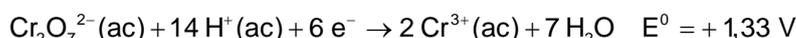
$$0,01 \text{ mol FeSO}_4 \frac{55,85 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol FeSO}_4} = 0,5585 \text{ g Fe}$$

$$\frac{0,5585 \text{ g Fe}}{1,2 \text{ g muestra}} \frac{100 \text{ g muestra}}{100 \text{ g muestra}} = 46,5 \frac{\text{g Fe}}{100 \text{ g muestra}} = 46,5 \% \text{ Fe}$$

**10. Dispone de los pares redox ( $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}$ ) y ( $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ ), cuyos potenciales estándar de reducción en medio ácido son, respectivamente, +1,33 V y +0,80 V. Con ellos se construye una pila voltaica:**

**Escriba las reacciones químicas ajustadas para las semirreacciones de reducción, de oxidación y para la reacción global que tiene lugar en la pila voltaica.**

**Indique la semirreacción que ocurre en el ánodo y la que ocurre en el cátodo, así como el sentido en el que fluyen los electrones en la pila. Calcule el potencial estándar de la pila.**



$$E^0 = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Oxid}} = (1,33 - 0,80) \text{ V} = 0,53 \text{ V}$$

Los electrones van del ánodo al cátodo, aunque se considera, por convención, que la corriente circula en sentido contrario.

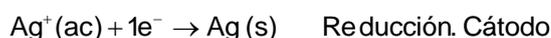
Como se puede observar  $E^0$  es positivo, lo que implica que  $\Delta G^0$  es negativo. La reacción será espontánea.

**11. A partir de los siguientes valores de potenciales estándar de reducción  $E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,23 \text{ V}$  y  $E^0(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$ .**

**De todas las combinaciones posibles tomando dos potenciales estándar de reducción, indique aquella que utilizaría para construir la pila voltaica que presente el valor de potencial estándar más elevado. Justifique su respuesta.**

**Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la reacción global que tiene lugar en la pila voltaica construida en el apartado anterior. Indique el ánodo, el cátodo y calcule el potencial estándar de la pila.**

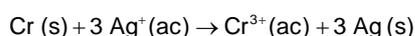
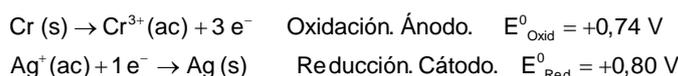
De los tres potenciales de reducción el más elevado es el del par  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ . Por tanto esta será la reacción de reducción:



De los otros dos pares el que tiene un potencial de reducción más bajo es el par  $\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}$ , lo que equivale a decir que es de los dos el que tiene una mayor tendencia a oxidarse:



Por tanto la reacción global será:

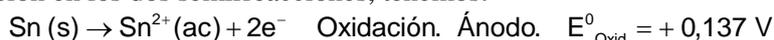


$$E^0 = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Oxid}} = 0,80 \text{ V} + 0,74 \text{ V} = 1,54 \text{ V}$$

**12. Indique, de forma razonada, si la reacción:**  $\text{Sn (s)} + \text{Pb}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{ac}) + \text{Pb (s)}$   
**transcurrirá de manera espontánea en el sentido en que está escrita. Suponga que los reactivos y productos se encuentran en estado estándar.**

**DATOS:**  $E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,137 \text{ V}$ ;  $E^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,125 \text{ V}$

Si descomponemos la reacción en los dos semirreacciones, tenemos:



Es decir, el Sn debe oxidarse y el  $\text{Pb}^{2+}$  reducirse.

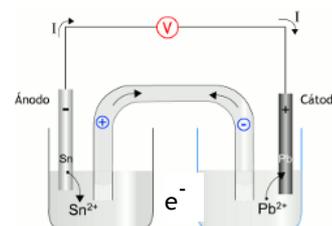
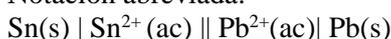
Analizando los potenciales estándar de reducción observamos que el potencial de reducción más alto (el menos negativo) corresponde a la reducción del  $\text{Pb}^{2+}$  a Pb. Por tanto esta será la reacción de reducción que se produzca y el Sn se verá forzado a oxidarse a  $\text{Sn}^{2+}$  tal y como sucede en la ecuación dada.

El potencial de la pila sería:

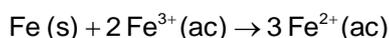
$$E^0 = E^0_{\text{Oxid}} + E^0_{\text{Red}} = -E^0_{\text{Oxid}} = +0,137 \text{ V} - 0,125 \text{ V} = 0,012 \text{ V}$$

Como se puede observar  $E^0$  es positivo, lo que implica que  $\Delta G^0$  es negativo. *La reacción será espontánea.*

Notación abreviada:



**13. La celda voltaica que utiliza la reacción:**



**tiene un potencial estándar de celda igual a 1,21 V.**

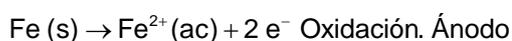
**Escriba las dos semirreacciones que tienen lugar en el ánodo y el cátodo de la celda.**

**Calcule  $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})$ .**

**Dibuje un esquema de celda voltaica, indicando el ánodo, el cátodo y el sentido de flujo de los electrones. NOTA: utilice como electrodos láminas metálicas de hierro.**

**DATOS:**  $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$

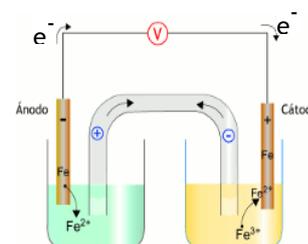
El hecho de que en la reacción global sólo exista una especie ( $\text{Fe}^{2+}$ ) en el segundo miembro nos puede indicar que es común a ambas semirreacciones:



A partir del potencial de la celda podemos calcular el potencial pedido:

$$E^0_{\text{Celda}} = E^0_{\text{Red}} + E^0_{\text{Oxid}} = E^0_{(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})} + E^0_{(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+})}$$

$$E^0_{(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})} = E^0_{\text{Celda}} - E^0_{(\text{Fe}/\text{Fe}^{2+})} = 1,21 \text{ V} - 0,44 \text{ V} = 0,77 \text{ V}$$

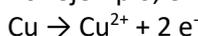


## PAU-CONCEPTOS CLAVE Y PAUTAS

### Agente reductor:

Sustancia que lleva a cabo la semirreacción de oxidación. El agente reductor cede electrones aumentando su estado de oxidación.

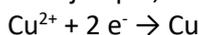
Por ejemplo, en la siguiente semirreacción de oxidación el cobre metálico (Cu) actúa como agente reductor:



### Agente oxidante:

Sustancia que lleva a cabo la semirreacción de reducción. El agente oxidante capta electrones disminuyendo su estado de oxidación.

Por ejemplo, en la siguiente semirreacción de reducción el ion  $\text{Cu}^{2+}$  actúa como agente oxidante:



### Reacciones redox:

Las reacciones redox son reacciones de oxidación-reducción donde hay transferencia de electrones entre las sustancias reaccionantes.

Ocurren a la vez dos semirreacciones, una semirreacción de oxidación donde un agente reductor cede electrones, y una semirreacción de reducción donde un agente oxidante capta esos electrones.

### Semirreacción de oxidación:

Reacción de oxidación en la que un agente reductor cede electrones aumentando su estado de oxidación. Por ejemplo:



### Semirreacción de reducción:

Reacción de reducción en la que un agente oxidante capta electrones disminuyendo su estado de oxidación. Por ejemplo:



### Método del ion-electrón:

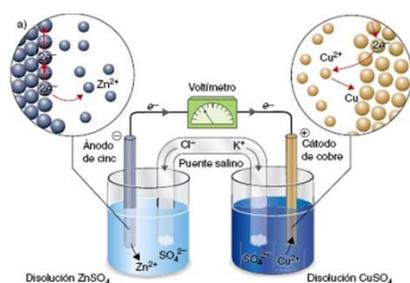
El método del ion-electrón es un método para ajustar reacciones redox. Los pasos que se deben seguir para ajustar una reacción redox utilizando este método son:

- 1) Escribir la reacción química y asignar los números de oxidación de todos los átomos.
- 2) Identificar la semirreacción de oxidación (buscando el elemento que aumenta su número de oxidación) y la semirreacción de reducción (buscando el elemento que disminuye su número de oxidación).
- 3) Hacer un ajuste en masa de todos los átomos en las semirreacciones (salvo del hidrógeno y del oxígeno).
- 4) Ajustar los átomos de H y de O mediante la adición de moléculas de agua. Este paso es distinto si la reacción transcurre en medio ácido o en medio básico.
- 5) Hacer un ajuste en carga (electrones implicados en cada semirreacción).
- 6) Igualar el número de electrones de ambas semirreacciones y sumarlas para obtener la reacción ajustada en forma iónica.
- 7) Sustituir las especies iónicas por las especies iniciales moleculares para obtener la reacción global ajustada en forma molecular.

### Pilas o celdas electroquímicas:

Una pila, celda electroquímica o celda galvánica, es un dispositivo que permite obtener una corriente eléctrica a partir de una reacción redox que ocurre de forma espontánea ( $\Delta G^{\circ}$ ).

Vamos a ver los componentes necesarios en el montaje experimental de la Pila Daniell (pila constituida por electrodos de Zn y Cu):



Las pilas constan de un ánodo (polo negativo de la pila) y un cátodo (polo positivo de la pila).

\* **Ánodo:** en él se produce la semirreacción de oxidación. Los átomos metálicos que conforman el electrodo (en este caso átomos de Zn) se oxidan pasando a la disolución como cationes  $Zn^{2+}$ . Los electrones desprendidos en esta semirreacción viajan por el cable conductor hacia la celda del cátodo.

\* **Cátodo:** en él se produce la semirreacción de reducción. Los iones metálicos disueltos (en este caso iones  $Cu^{2+}$ ) se reducen al captar los electrones cedidos en el ánodo a átomos de Cu metálico, que se adhieren a la superficie del cátodo.

Además, las pilas cuentan con un puente salino que se encarga de conectar las dos disoluciones electrolíticas cerrando el circuito de la pila y manteniendo la neutralidad de ambas disoluciones. Este puente salino es un tubo de vidrio que contiene una sal inerte (generalmente KCl).

### Potencial estándar de reducción ( $E^\circ$ ):

Cada electrodo tiene un potencial estándar de reducción ( $E^\circ$ ) que indica la tendencia que tiene una especie a reducirse (a actuar como cátodo). Su valor se mide en referencia al potencial estándar del hidrógeno al que se le asigna el valor cero:

$$E^\circ_{2H^+/H_2} = 0 V$$

Los valores de los potenciales de cada elemento están tabulados y nos permiten escoger al formar una pila quién actuará como cátodo (el elemento con mayor potencial de reducción) y como ánodo (el elemento con menor potencial de reducción), para que la reacción que se lleva a cabo sea un proceso espontáneo.

El potencial estándar de una pila lo podemos calcular mediante la siguiente fórmula, sustituyendo los valores de los potenciales de reducción de los elementos que actúan como cátodo y como ánodo:

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

Por ejemplo, sabiendo que los potenciales para los electrodos de Cu = 0,34 V y para el Zn = -0,76 V; podemos calcular el potencial de la pila Daniell (pila que tiene cátodo de cobre y ánodo de zinc):

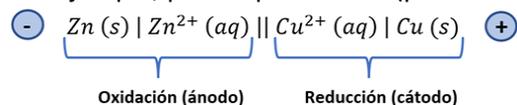
$$E^\circ_{pila\ Daniell} = 0,34 - (-0,76) = 1,1 V$$

### Notación de una pila:

La notación de una pila es una forma de resumir las reacciones y características del ánodo y cátodo de la pila según un convenio de notación.

Se escribe a la izquierda la semirreacción de oxidación (ánodo) y a la derecha la semirreacción de reducción (cátodo). Ambas semirreacciones se separan mediante dos barras verticales que indican que ambas celdas están separadas. Además, se añade una barra vertical que indica una separación de fases dentro de alguno de los electrodos.

Por ejemplo, para la pila Daniell (pila formada por electrodos de Cu y Zn) la notación sería:



### Ejercicios de pilas (celdas electroquímicas)

Los potenciales estándar de reducción ( $E^\circ$ ) indica la **tendencia que tiene una especie a reducirse**. Se darán por tanto en el orden de reducción (oxidante/reductor).

Recuerda que una pila tiene dos electrodos:

En el cátodo (polo +) se produce el proceso de reducción y por tanto colocamos la especie con mayor  $E^\circ$ , en el orden en que se reduce y con el mismo valor y signo  $E^\circ$ .

En el ánodo (polo -) se produce el proceso de oxidación y por tanto colocamos la especie con menor  $E^\circ$ , en el orden en que se oxida y con el valor  $E^\circ$ , cambiado de signo.

Es conveniente escribir las semirreacciones de reducción y oxidación que ocurren en la pila así como la reacción global de la pila. La suma de los potenciales de las reacciones nos dará la fuerza electromotriz (f.e.m) o potencial de la pila. Su signo debe ser positivo ya que ello significa que la pila funciona espontáneamente en el sentido indicado por la reacción.

La notación de la pila se representa como: (Proceso de oxidación // proceso de reducción).

### **Ejercicios sobre espontaneidad de reacciones**

El ejercicio nos enunciará una hipotética situación para determinar si se produce o no.

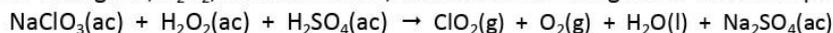
De esta manera, plantearemos los procesos de oxidación y reducción como el ejercicio nos diga (no como una pila) y si la suma de ambos procesos ( $E^\circ$  total ) es positiva, implicaría que en la fórmula sobre espontaneidad de oxidorreducción ( $\Delta G = -nFE$ ) daría una energía libre de Gibbs negativa, es decir, proceso espontáneo (se produce la situación que nos enuncian).

## PAU Valencia-PARA RESOLVER

### 1-2023-Junio

#### Problema 4. Reacciones redox. Cálculos estequiométricos.

El dióxido de cloro,  $\text{ClO}_2$  es un desinfectante y decolorante que puede obtenerse haciendo reaccionar clorato de sodio,  $\text{NaClO}_3$ , con peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , en medio ácido, de acuerdo con la siguiente ecuación química no ajustada:



- Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. **(1 punto)**
- Calcule el volumen de  $\text{ClO}_2$  obtenido (medido a  $20^\circ\text{C}$  y  $790\text{ mmHg}$ ), cuando se mezcla la disolución A (250 mL de una disolución  $0,08\text{ M}$  de  $\text{H}_2\text{O}_2$  en exceso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) con la disolución B (200 mL de una disolución  $0,15\text{ M}$  de  $\text{NaClO}_3$  en exceso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). **(1 punto)**

Datos:  $1\text{ atm} = 760\text{ mmHg}$ .  $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

### 2-2023-Julio

#### Cuestión 4. Reacciones redox.

Teniendo en cuenta los potenciales estándar de reducción, responda razonadamente si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos: **(0,5 puntos cada apartado)**

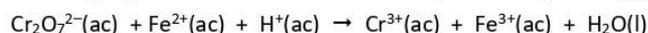
- Una barra de estaño es estable cuando se introduce en una disolución acuosa de  $\text{CuSO}_4$   $1\text{ M}$ .
- Al sumergir una barra de hierro en una disolución acuosa de  $\text{CrCl}_3$   $1\text{ M}$ , se recubre con cromo.
- El aluminio se disuelve en una disolución acuosa de  $\text{HCl}$   $1\text{ M}$ .
- Las disoluciones acuosas de  $\text{SnCl}_2$   $1\text{ M}$ , se pueden guardar en recipientes de aluminio.

Datos:  $E^\circ$  (V):  $[\text{Al}^{3+}(\text{ac})/\text{Al}(\text{s})] = -1,68$ ;  $[\text{Cr}^{3+}(\text{ac})/\text{Cr}(\text{s})] = -0,74$ ;  $[\text{Fe}^{2+}(\text{ac})/\text{Fe}(\text{s})] = -0,44$ ;  $[\text{Sn}^{2+}(\text{ac})/\text{Sn}(\text{s})] = -0,14$ ;  $[\text{H}^+(\text{ac})/\text{H}_2(\text{g})] = 0$ ;  $[\text{Cu}^{2+}(\text{ac})/\text{Cu}(\text{s})] = +0,34$ .

### 3-2023-Julio

#### Problema 4. Reacciones redox. Cálculos estequiométricos.

En el departamento de calidad de una industria se desea determinar el porcentaje de hierro en un alambre. Para ello, se disuelve, en medio ácido, un trozo de alambre que pesa  $3,125\text{ g}$ , obteniéndose finalmente  $500,0\text{ mL}$  de una disolución de  $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$ . Se tratan  $50,0\text{ mL}$  de esta disolución con una disolución de dicromato de potasio  $0,02\text{ M}$ , necesitando  $32,0\text{ mL}$  para la reacción completa del  $\text{Fe}^{2+}(\text{ac})$ , de acuerdo con la ecuación química siguiente no ajustada:



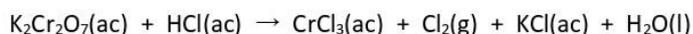
- Identifique justificadamente el agente oxidante y el reductor. Ajuste la ecuación química. **(1 punto)**
- Calcule el porcentaje de hierro en el alambre. **(1 punto)**

Datos: Masa atómica relativa:  $\text{Fe} = 55,8$ .

### 4-2022-Junio

#### Problema 4. Reacciones red-ox. Cálculos estequiométricos.

A escala laboratorio, se pueden obtener pequeñas cantidades de cloro gaseoso mediante la reacción (no ajustada):



- Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada. **(1 punto)**
- Si se hace reaccionar  $125\text{ mL}$  de  $\text{HCl}$   $1\text{ M}$  con un exceso de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , ¿cuántos litros de  $\text{Cl}_2$  se obtendrán, medidos a  $1\text{ atm}$  de presión y  $20^\circ\text{C}$ ? **(1 punto)**

Dato:  $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ .

### 5-2022-Julio

#### Cuestión 3. Química red-ox.

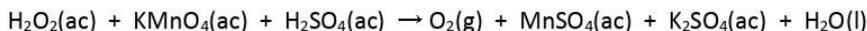
Se dispone en el laboratorio de láminas de plata, cobre y cinc, así como de disoluciones acuosas, de concentración  $1\text{ M}$ , de las sales  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  y  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ . Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿Cuál de los tres metales es un reductor más fuerte? **(0,6 puntos)**
- Construimos una pila con un electrodo formado por una lámina de  $\text{Ag}$  metálica sumergida en la disolución de  $\text{AgNO}_3$  y otro formado por una lámina de  $\text{Zn}$  sumergida en la disolución de  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ . ¿Cuál de los electrodos funciona como ánodo y cuál como cátodo de la pila? ¿Cuál es el potencial estándar de la pila formada? **(0,8 puntos)**
- Considerando la pila del apartado anterior, discuta si la lámina de cinc que actúa como electrodo aumenta o disminuye su masa a medida que avanza la reacción. **(0,6 puntos)**

Datos: Potenciales de reducción estándar,  $E^\circ(\text{V})$ :  $\text{Ag}^+|\text{Ag} = +0,80$ ;  $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu} = +0,34$ ;  $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn} = -0,76$ .

**6-2022-Julio****Problema 4. Reacciones red-ox. Cálculos estequiométricos.**

En medio ácido, el peróxido de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , reacciona con el permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , de acuerdo con la siguiente reacción (no ajustada):



- a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada. **(1 punto)**  
 b) Para determinar el contenido en  $\text{H}_2\text{O}_2$ , 50,0 mL de una muestra de agua oxigenada, que contenía un exceso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , se hicieron reaccionar con una disolución de  $\text{KMnO}_4$  de concentración  $0,225 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$ . Se necesitaron 24,0 mL de la disolución de  $\text{KMnO}_4$  para que la reacción se completase. Calcule la concentración de  $\text{H}_2\text{O}_2$  (en  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$ ) en el agua oxigenada analizada. **(1 punto)**

**7-2021-Junio****Cuestión 5. Química redox.**

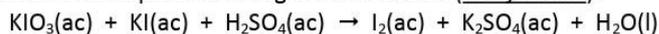
A partir de los valores del potencial estándar de reducción, responda razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) Considere los metales potasio, cadmio y plata. ¿Cuál/es de ellos será/n solubles en una disolución de  $\text{HCl}$  1 M? **(1 punto)**  
 b) ¿Qué reacción tendrá lugar si se sumerge una barra de plata en una disolución de  $\text{K}^+(\text{ac})$  1 M? **(0,5 puntos)**  
 c) ¿Qué reacción se producirá si se sumerge una barra de cadmio metálico en una disolución de  $\text{Ag}^+(\text{ac})$  1 M? **(0,5 puntos)**

**Datos:** Potenciales estándar de reducción,  $E^\circ$  (V):  $\text{K}^+/\text{K} = -2,92$ ;  $\text{Cd}^{2+}/\text{Cd} = -0,40$ ;  $\text{H}^+/\text{H}_2 = 0,00$ ;  $\text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80$ .

**8-2021-Junio****Problema 4. Reacciones redox. Cálculos estequiométricos.**

El yodo molecular,  $\text{I}_2$ , se puede obtener a partir de la siguiente reacción (*no ajustada*):



- a) Escriba las semirreacciones de oxidación y reducción, así como la reacción global ajustada. **(1 punto)**  
 b) Calcule la cantidad (en gramos) de  $\text{KIO}_3$  que debe añadirse a una disolución que contiene un exceso de  $\text{KI}$  y  $\text{H}_2\text{SO}_4$  para obtener 100 g de  $\text{I}_2$  en la disolución acuosa resultante. **(1 punto)**

**Datos:** Masas atómicas relativas:  $\text{H} = 1,0$ ;  $\text{O} = 16,0$ ;  $\text{S} = 32,1$ ;  $\text{K} = 39,1$ ;  $\text{I} = 126,9$ .

**9-2021-Julio****Cuestión 5. Química redox.**

Teniendo en cuenta los valores de los potenciales estándar de reducción, responda razonadamente: **(0,5 puntos cada apartado)**

- a) Predecir si tendrá lugar alguna reacción cuando se mezcla una disolución 1 M de  $\text{AgNO}_3$  con otra disolución 1 M de  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ .  
 b) Predecir si, en condiciones estándar, se lleva a cabo la siguiente reacción:  $3 \text{Fe}^{2+}(\text{ac}) \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{Fe}(\text{s})$ .  
 c) Justificar si el cobre metálico se disuelve o no en una disolución de  $\text{HCl}$  1 M.  
 d) El cobre metálico se disuelve en  $\text{HNO}_3$  1 M. Justificar por qué ocurre esto.

**Datos:** Potenciales estándar de reducción,  $E^\circ$  (V):  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe} = -0,44$ ;  $\text{H}^+/\text{H}_2 = 0,00$ ;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = +0,34$ ;  $\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+} = +0,77$ ;  $\text{Ag}^+/\text{Ag} = +0,80$ ;  $\text{NO}_3^-/\text{NO}_2 = +0,96$ .

**10-2021-Julio****Problema 4. Reacciones redox. Cálculos estequiométricos.**

En una disolución acuosa de ácido sulfúrico, el permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , reacciona con el sulfato de hierro(II),  $\text{FeSO}_4$ , de acuerdo con la ecuación química (*no ajustada*):



- a) Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción. Ajuste la reacción química en forma molecular. **(1 punto)**  
 b) Se mezclan 100 mL de una disolución 0,1 M de  $\text{KMnO}_4$  y 250 mL de una disolución 0,1 M de  $\text{FeSO}_4$  en medio ácido sulfúrico obteniéndose 4,615 gramos de sulfato de hierro(III). Determine el rendimiento de la reacción. **(1 punto)**

**Datos:** Masas atómicas relativas:  $\text{H} = 1,0$ ;  $\text{O} = 16,0$ ;  $\text{S} = 32,1$ ;  $\text{K} = 39,1$ ;  $\text{Mn} = 54,9$ ;  $\text{Fe} = 55,8$ .

**11-2020-Septiembre**

**Cuestión 4.- Reacciones redox.**

A partir de los datos de potenciales de reducción estándar que se adjuntan, indique razonadamente si los siguientes enunciados son verdaderos o falsos. **(0,5 puntos cada apartado)**

- Una disolución de HCl 1 M es capaz de disolver una barra de níquel metálico.
- El níquel metálico puede oxidar al estaño metálico.
- Se puede obtener plata metálica sumergiendo un hilo de cobre en una disolución de nitrato de plata 1 M.
- No podemos almacenar una disolución de sulfato de cobre 1 M en un recipiente de estaño metálico.

Datos: Potenciales estándar de reducción,  $E^{\circ}$ (V):  $\text{Ag}^+(\text{ac})/\text{Ag}(\text{s}) = +0,80$ ;  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})/\text{Cu}(\text{s}) = +0,34$ ;  $\text{H}^+(\text{ac})/\text{H}_2(\text{g}) = 0$ ;  
 $\text{Sn}^{2+}(\text{ac})/\text{Sn}(\text{s}) = -0,14$ ;  $\text{Ni}^{2+}(\text{ac})/\text{Ni}(\text{s}) = -0,26$ .

**12-2020-Julio****Problema 4.- Reacción redox. Cálculos estequiométricos.**

En presencia de ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , el dióxido de manganeso,  $\text{MnO}_2$  y el yoduro de potasio, KI, reaccionan de acuerdo con la reacción **(no ajustada)**:



- Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción. Ajuste la reacción química en forma molecular. **(1 punto)**
- Si se añaden 1,565 g de  $\text{MnO}_2(\text{s})$  a 250 mL de una disolución 0,1 M de KI, conteniendo un exceso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , calcule la cantidad de yodo,  $\text{I}_2$ , obtenida (en gramos). **(1 punto)**

Datos: Masas atómicas relativas: H (1); O (16); S (32); K (39,1); Mn (54,9); I (126,9).

**13-2019-Junio****PROBLEMA 2**

En medio ácido, el dicromato de potasio,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , reacciona con el sulfato de hierro(II),  $\text{FeSO}_4$ , de acuerdo con la siguiente reacción **no ajustada**:



- Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. **(1 punto)**
- Para determinar la pureza de una muestra de  $\text{FeSO}_4$ , 1,523 g de la misma se disolvieron en una disolución acuosa de ácido sulfúrico. La disolución anterior se hizo reaccionar con otra que contenía  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0,05 M necesitándose 28,0 mL para que la reacción se completase. Calcule la pureza de la muestra de  $\text{FeSO}_4$ . **(1 punto)**

Datos.- Masas atómicas relativas: O (16); S (32); Fe (55,85).

**14-2019-Junio****CUESTIÓN 3**

- Se introduce una pieza de aluminio en una disolución acuosa de  $\text{CuSO}_4$  1 M. Discuta **razonadamente** si se producirá alguna reacción y, en caso afirmativo, escriba la correspondiente ecuación química ajustada. **(0,5 puntos)**
- Se dispone de una pila galvánica formada por un electrodo de cobre sumergido en una disolución acuosa 1 M de  $\text{CuSO}_4$  y otro electrodo de cinc sumergido en una disolución 1 M de  $\text{ZnSO}_4$ . **(0,5 puntos cada subapartado)**
  - Identifique el ánodo y el cátodo de la pila y escriba las semirreacciones que ocurren en ambos electrodos.
  - Calcule el potencial estándar de la pila formada.
  - Justifique si, tras agotarse la pila, el electrodo de cinc pesará más o menos que al inicio de la reacción.

Datos.- Potenciales estándar de reducción:  $E^{\circ}$  (en V):  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})/\text{Cu} = +0,34$ ;  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac})/\text{Zn} = -0,76$ ;  $\text{Al}^{3+}(\text{ac})/\text{Al} = -1,66$ .

**15-2019-Julio****PROBLEMA 2**

En el laboratorio se puede obtener fácilmente yodo,  $\text{I}_2(\text{s})$ , haciendo reaccionar yoduro de potasio, KI (ac), con agua oxigenada,  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac})$ , en presencia de un exceso de ácido clorhídrico, HCl (ac), de acuerdo con la reacción **(no ajustada)**:



- Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. **(1 punto)**
- Si se mezclan 150 mL de una disolución 0,2 M de KI (en medio ácido) con 125 mL de otra disolución ácida conteniendo  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{ac})$  en concentración 0,15 M, calcule la cantidad (en gramos) de yodo obtenida. **(1 punto)**

Datos.- Masa atómica relativa: I (126,9).

**16-2019-Julio**

**PROBLEMA 2**

El nitruro de silicio ( $\text{Si}_3\text{N}_4$ ) se puede preparar mediante la reducción de sílice,  $\text{SiO}_2$ , con carbono (en presencia de  $\text{N}_2$ ) a una temperatura de  $1500^\circ\text{C}$ , de acuerdo a la reacción siguiente (**no ajustada**):



Si se utilizan 150 g de  $\text{SiO}_2$  puro y 50 g de carbón cuya riqueza en carbono es del 80 % en presencia de un exceso de  $\text{N}_2(\text{g})$ :

- Calcule la cantidad de  $\text{Si}_3\text{N}_4$  (en gramos) que se obtendría mediante la reacción anterior ajustada. **(1,2 puntos)**
- Determine las cantidades de  $\text{SiO}_2$  y carbón (en gramos) que quedarán tras completarse la reacción. **(0,8 puntos)**

Datos.- Masas atómicas relativas: C (12,0); N (14,0); O (16,0); Si (28,1).

**17-2019-Julio****CUESTIÓN 3**

Teniendo en cuenta los potenciales estándar de reducción que se dan como dato al final del enunciado, responda razonadamente si cada uno de los siguientes enunciados es *verdadero* o *falso*: **(0,5 puntos cada apartado)**

- Una barra de zinc es estable en una disolución acuosa 1 M de  $\text{Cu}^{2+}$ .
- Al sumergir una barra de hierro en una disolución acuosa 1 M de  $\text{Cr}^{3+}$  se recubre con cromo metálico.
- El aluminio metálico no reacciona en una disolución acuosa 1 M de HCl.
- Una disolución acuosa 1 M de  $\text{Cu}^{2+}$  se puede guardar en un recipiente de aluminio.

Datos.- Potenciales estándar de reducción,  $E^\circ$  (en V):  $\text{H}^+(\text{ac}) / \text{H}_2(\text{g})$ : 0;  $\text{Al}^{3+}(\text{ac}) / \text{Al}(\text{s})$ : -1,68;  $\text{Zn}^{2+}(\text{ac}) / \text{Zn}(\text{s})$ : -0,76;  $\text{Cr}^{3+}(\text{ac}) / \text{Cr}(\text{s})$ : -0,74;  $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) / \text{Fe}(\text{s})$ : -0,44;  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac}) / \text{Cu}(\text{s})$ : +0,34.

**18-2018-Junio****PROBLEMA 2**

Una forma sencilla de obtener dicloro,  $\text{Cl}_2(\text{g})$ , en el laboratorio es hacer reaccionar, en medio ácido, permanganato de potasio,  $\text{KMnO}_4$ , con cloruro de potasio, KCl, de acuerdo con la siguiente reacción (**no ajustada**):



- Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la reacción global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. **(1 punto)**
- Calcule el volumen de  $\text{Cl}_2(\text{g})$  producido, medido a  $20^\circ\text{C}$  y 723 mmHg, al mezclar 50 mL de una disolución 0,250 M de  $\text{KMnO}_4$  y 200 mL de otra disolución de KCl 0,20 M en medio ácido. **(1 punto)**

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

**19-2018-Julio****CUESTIÓN 3**

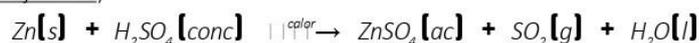
Se prepara una pila voltaica formada por electrodos  $\text{Ag}^+(\text{ac})/\text{Ag}(\text{s})$  y  $\text{Cu}^{2+}(\text{ac})/\text{Cu}(\text{s})$  en condiciones estándar.

- Escriba la semirreacción que ocurre en cada electrodo así como la reacción global ajustada. **(1 punto)**
- Explique qué electrodo actúa de ánodo y cuál de cátodo y calcule la diferencia de potencial que proporcionará la pila. **(1 punto)**

Datos.- Potenciales estándar de reducción.  $E^\circ$  (en V):  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$ : +0,80;  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$ : +0,34.

**20-2018-Julio****PROBLEMA 2**

El ácido sulfúrico concentrado caliente disuelve el metal cinc formándose sulfato de cinc, dióxido de azufre y agua, de acuerdo con la siguiente reacción (**no ajustada**):



- Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la reacción global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. **(0,8 puntos)**
- Calcule el volumen, en mL, de ácido sulfúrico concentrado de densidad  $1,98 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$  y 95% de riqueza (en peso) necesario para oxidar 20 gramos de cinc de pureza 98%. **(1,2 puntos)**

Datos.- Masas atómicas relativas. H (1); O (16); S (32); Zn (65,4).

**21-2017-Junio**

**PROBLEMA 2**

El cobre se disuelve en ácido nítrico concentrado formándose nitrato de cobre (II), dióxido de nitrógeno y agua de acuerdo con la siguiente reacción no ajustada:



- Escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada tanto en su forma iónica como molecular. **(0,8 puntos)**
- Calcule la cantidad de cobre, en gramos, que reaccionará con 50 mL de ácido nítrico concentrado de densidad 1,41 g·mL<sup>-1</sup> y riqueza 69 % (en peso). **(1,2 puntos)**

Datos.- Masas atómicas relativas: H = 1; N = 14; O = 16; Cu = 63,5.

**22-2017-Junio****CUESTIÓN 3**

Teniendo en cuenta los potenciales estándar de reducción que se dan al final del enunciado, responda razonadamente:

- ¿Cuál es la especie oxidante más fuerte? Y ¿cuál es la especie reductora más fuerte? **(0,8 puntos)**
- ¿Qué especies podrían ser reducidas por el Pb(s)? Para cada caso, escriba la semirreacción de oxidación y la de reducción, así como la ecuación química global ajustada. **(1,2 puntos)**

Datos.- Potenciales estándar de reducción:  $E^\circ (\text{S}/\text{S}^{2-}) = -0,48 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,535 \text{ V}$ ;  
 $E^\circ (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,126 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{V}^{2+}/\text{V}) = -1,18 \text{ V}$