

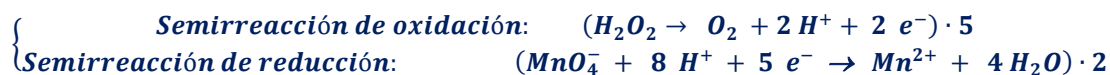
## EJERCICIOS SELECTIVIDAD: REDOX - ELECTROQUÍMICA (SOLUCIONES)

### JULIO 2021

El  $\text{KMnO}_4$ , en medio ácido sulfúrico, reacciona con el  $\text{H}_2\text{O}_2$  para dar  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

**DATOS:** Masas atómicas: C = 12 O = 16 K = 39 Mn = 55  
 $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

a) (1 p) Ajuste la reacción molecular por el método del ion-electrón.



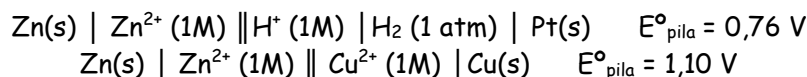
b) (1,5 p) ¿Qué volumen de  $\text{O}_2$  medido a 1520 mm de mercurio y 125 °C se obtiene a partir de 100 g de  $\text{KMnO}_4$ ?

$$n_{\text{O}_2} = 100 \text{ g KMnO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158 \text{ g KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} = 1,58 \text{ mol}$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,58 \cdot 0,082 \cdot 398}{(1520/760)} = 25,8 \text{ L}$$

### JULIO 2021

Sabiendo los potenciales de estándar de las siguientes pilas



a) (0,5 p) Escriba las reacciones de reducción y oxidación de cada pila.

Una pila se representa mediante la notación:



Por lo tanto:



b) (0,5 p) Identifique el ánodo y el cátodo en cada pila.

En el ánodo de una pila tiene lugar de manera espontánea una oxidación y en el cátodo una reducción. Por lo tanto:



c) (0,5 p) Calcule el siguiente potencial estándar de reducción:  $E^\circ (\text{Zn}^{2+} / \text{Zn})$ .

Recibe el nombre de fuerza electromotriz estándar de una pila ( $E_p$ ) la diferencia de potencial entre sus electrodos, medida mediante un potenciómetro en condiciones estándar, de forma que no haya paso de corriente a través de la pila y ésta funcione reversiblemente:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$$

Aplicado a la primera pila, y teniendo en cuenta que por convenio el potencial normal de reducción del electrodo de hidrógeno es de 0 V:

$$E_{pila}^0 = E_{H^+/H_2}^0 - E_{Zn^{2+}/Zn}^0 \Rightarrow E_{Zn^{2+}/Zn}^0 = E_{H^+/H_2}^0 - E_{pila}^0 = 0 - 0,76 = -0,76 V$$

d) (0,5 p) Calcule el siguiente potencial estándar de reducción:  $E^\circ (Cu^{2+} / Cu)$ .

Aplicado a la segunda pila:

$$E_{pila}^0 = E_{Cu^{2+}/Cu}^0 - E_{Zn^{2+}/Zn}^0 \Rightarrow E_{Cu^{2+}/Cu}^0 = E_{Zn^{2+}/Zn}^0 + E_{pila}^0 = -0,76 + 1,10 = 0,34 V$$

### JUNIO 2021

El cloro es un gas muy utilizado en la industria química. Se puede obtener según la siguiente reacción:  
 $MnO_2 (s) + HCl (ac) \rightarrow MnCl_2 (ac) + Cl_2 (g) + H_2O (l)$ .

Se quieren obtener 42,6 g de cloro y se dispone de ácido clorhídrico 5 M y de óxido de manganeso (IV).

DATOS: Masas atómicas Cl: 35,5 O: 16 H: 1 Mn: 55

a) (1 p) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.



b) (1 p) Calcule el volumen mínimo de la disolución de ácido clorhídrico y la masa mínima de óxido de manganeso (IV) que se necesitan para obtener los 42,6 g de cloro.

$$V_{HCl} = 42,6 g Cl_2 \cdot \frac{1 mol Cl_2}{71 g Cl_2} \cdot \frac{4 mol HCl}{1 mol Cl_2} \cdot \frac{1 L}{5 mol HCl} = 0,48 L$$

$$M_{MnO_2} = 42,6 g Cl_2 \cdot \frac{1 mol Cl_2}{71 g Cl_2} \cdot \frac{1 mol MnO_2}{1 mol Cl_2} \cdot \frac{87 g MnO_2}{1 mol MnO_2} = 52,2 g$$

### JUNIO 2021

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

DATOS: 1 F: 96500 C Masa atómica del metal: 157,2

a) (1 p) La carga del ion metálico.

En el cátodo de la célula electrolítica tiene lugar la reducción del catión metálico:



De modo que para que se deposite un mol de metal han tenido que circular n moles de electrones (n faradays de carga).

$$\frac{157,2 g}{n \cdot 96500 C} = \frac{1,74 g}{3215} \Rightarrow n = \frac{157,2 \cdot 3215}{96500 \cdot 1,74} = 3$$

El ion metálico tiene carga +3.

- b) (1 p) El volumen de cloro desprendido medido en condiciones normales.

En el ánodo de la célula electrolítica tiene lugar la oxidación de los iones cloruro:

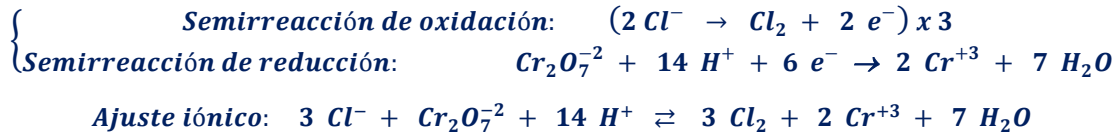


$$V_{\text{Cl}_2, \text{c.n.}} = 3215 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ F}} \cdot \frac{22,4 \text{ L cn}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0,37 \text{ L}$$

### SEPTIEMBRE 2020

El dicromato de potasio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) en medio ácido, oxida los iones cloruro ( $\text{Cl}^-$ ) a cloro ( $\text{Cl}_2$ ), reduciéndose a sal de cromo (III).

- a) (1 p) Ajusta por el método ion-electrón la ecuación iónica que representa el proceso anterior.



- b) (1 p) Calcula cuántos litros de cloro, medidos a 20 °C y 1,5 atm, se pueden obtener si 20 mL de dicromato de potasio 0,2 M reaccionan con un exceso de iones cloruro en medio ácido.

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

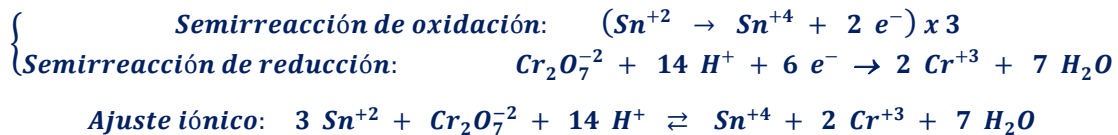
$$n_{\text{Cl}_2} = 0,02 \text{ L Cr}_2\text{O}_7^{2-} \cdot 0,2 \frac{\text{mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{\text{L}} \cdot \frac{3 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 0,012 \text{ mol Cl}_2$$

$$V_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{\text{Cl}_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,012 \cdot 0,082 \cdot 293}{1,5} = 0,19 \text{ L Cl}_2$$

### JULIO 2020

Sabiendo que la reacción del dicromato de potasio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) con cloruro de estaño (II) ( $\text{SnCl}_2$ ), en presencia de ácido clorhídrico, conduce a la obtención de cloruro de estaño (IV) ( $\text{SnCl}_4$ ) y cloruro de cromo (III) ( $\text{CrCl}_3$ ):

- a) (1 p) Ajustar la correspondiente ecuación molecular de oxidación-reducción por el método ion-electrón.



- b) (1 p) Calcula la molaridad de una disolución de dicromato de potasio, sabiendo que 50 mL de esta ha necesitado 45 mL de una disolución de cloruro de estaño (II) 0,3 M para reaccionar completamente.

$$M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,045 \text{ L SnCl}_2 \cdot 0,3 \frac{\text{mol SnCl}_2}{\text{L}} \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ mol SnCl}_2} \cdot \frac{1}{0,05 \text{ L}} = 0,09 \text{ mol/L}$$

## JULIO 2019

Para platear una pulsera colocada como cátodo, se hace pasar una corriente de 0,5 A durante 2 horas a través de un litro de disolución de nitrato de plata ( $\text{AgNO}_3$ ) 0,1 M.

**DATOS:**  $F = 96500 \text{ C}$  Masas atómicas:  $\text{Ag} = 108$ .  $\text{Au} = 197$ .

- a) (0,5 p) Calcula el peso de plata metálica depositada en la pulsera.

La reacción que tiene lugar en el cátodo de la celda electrolítica es:  $\text{Ag}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{Ag}$

Calculamos en primer lugar la carga que ha circulado por la cuba electrolítica:

$$Q = I \cdot t = 0,5 \cdot 2 \cdot 3600 = 3600 \text{ C}$$

De modo que la masa de plata depositada es:

$$m_{\text{Ag}} = 3600 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol de } e^-}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{1 \text{ mol de } e^-} \cdot \frac{108 \text{ g de Ag}}{1 \text{ mol de Ag}} = 4,03 \text{ g}$$

- b) (0,5 p) Calcula la concentración de ion plata que queda finalmente en la disolución.

La masa de plata que contenía la disolución original era:

$$m = \frac{0,1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ L}} \cdot 1 \text{ L} \cdot \frac{108 \text{ g de Ag}}{1 \text{ mol de Ag}} = 10,8 \text{ g}$$

Después de platear la pulsera la disolución todavía contiene 6,77 g de plata, de modo que la concentración de iones plata en la disolución será:

$$M = \frac{6,77/108}{1} = 6,27 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

- c) (0,5 p) Calcula cuántos moles de electrones han circulado.

$$n = 3600 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol de } e^-}{96500 \text{ C}} = 3,73 \cdot 10^{-2} \text{ mol de } e^-$$

- d) (0,5 p) Razona, se depositará la misma cantidad de moles de oro si la disolución fuese de  $\text{Au}(\text{NO}_3)_3$ .

**No, se depositaría la tercera parte de moles de oro, ya que la reacción que tendría lugar en el cátodo sería:**



Para depositar un mol de oro hacen falta tres moles de electrones, mientras que para depositar un mol de plata se necesita un mol de electrones.

## JULIO 2019

Dados los siguientes potenciales estándar de reducción:  $E^\circ (\text{Cd}^{2+}(\text{ac})/\text{Cd}(\text{s})) = - 0,40 \text{ V}$  y  $E^\circ (\text{Ag}^+(\text{ac})/\text{Ag}(\text{s})) = 0,80 \text{ V}$ .

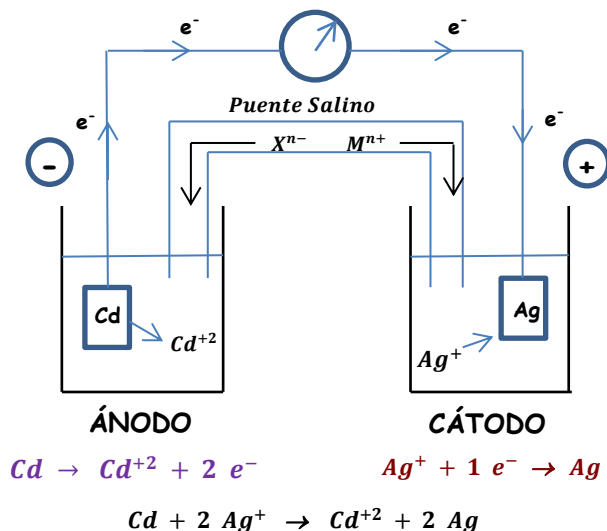
- (0,5 p) Diseña una pila electroquímica con dichos elementos.
- (0,5 p) Escribe las reacciones que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
- (0,5 p) Indica el oxidante y el reductor.
- (0,5 p) Calcula el potencial estándar de la pila.

Resuelvo todos los apartados conjuntamente.

En esta pila el electrodo de plata actuará de cátodo, ya que al poseer un mayor potencial normal de reducción los iones  $\text{Ag}^+$  se reducen más fácilmente que los iones  $\text{Cd}^{2+}$ . La especie oxidante son

los iones  $Ag^+$ , ya que experimentan una reducción; mientras que el reductor es el cadmio metálico, ya que experimenta una oxidación.

A continuación, podemos ver un esquema de la pila:



$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0$$

$$E_{pila}^0 = (0,80) - (-0,40) = 1,20 V$$

### JUNIO 2019

El cloro es un gas muy utilizado en la industria. Se puede obtener según la reacción:



Se quiere obtener 21,3 g de cloro y se dispone de ácido clorhídrico 5 M y de óxido de manganeso (IV).

a) (1 p) Ajusta la reacción por el método del ion-electrón.



b) (1 p) Calcula el volumen de la disolución de ácido clorhídrico y la masa mínima de óxido de manganeso (IV) que se necesitan para obtener los 21,3 g de cloro.

**DATOS:** Masas atómicas  $Cl = 35,5$   $O = 16$   $H = 1$   $Mn = 55$ .

$$V_{dis} = 21,3 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71 \text{ g } Cl_2} \cdot \frac{4 \text{ mol } HCl}{1 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{5 \text{ mol } HCl} = 0,24 \text{ L}$$

$$m_{MnO_2} = 21,3 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71 \text{ g } Cl_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } MnO_2}{1 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{87 \text{ g } MnO_2}{1 \text{ mol } MnO_2} = 26,1 \text{ g}$$

### SEPTIEMBRE 2018

Se dispone de sendos baños electrolíticos con disoluciones de  $Cu^{2+}$  y  $Ag^+$ .

a) (1 p) ¿Cuántos moles de cobre y de plata se depositarán al paso de una corriente de 5 amperios durante 193 minutos por sendos baños electrolíticos?

**DATOS:** 1 Faraday = 96500 culombios.

La reacción que tiene lugar en el cátodo de cada baño electrolítico es:



La carga que ha circulado por ambos baños electrolíticos ha sido:

$$Q = I \cdot t = 5 \cdot (193 \cdot 60) = 57900 \text{ C}$$

De modo que los moles depositados de cada metal son:

$$n_{\text{Cu}} = 57900 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cu}}{2 \text{ F}} = 0,3 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ag}} = 57900 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{1 \text{ F}} = 0,6 \text{ mol}$$

- b) (1 p) ¿Qué habría que hacer para depositar la misma cantidad de moles de cobre que la que se deposita de plata?

Por la celda que contiene la disolución de iones  $\text{Ag}^+$  habría que hacer circular la mitad de carga que la que pasa por la celda que contiene la disolución que contiene los iones  $\text{Cu}^{2+}$ .

Para ello o hacemos pasar la disolución de iones  $\text{Ag}^+$  una corriente de la mitad de intensidad durante el mismo tiempo o hacemos pasar una corriente de la misma intensidad durante la mitad de tiempo.

### SEPTIEMBRE 2018

Los electrodos de una pila galvánica son de aluminio (Al) y cobre (Cu), introducidos en disoluciones 1 M de  $\text{AlCl}_3$  y  $\text{CuCl}_2$  respectivamente. Ambas disoluciones están unidas por un puente salino.

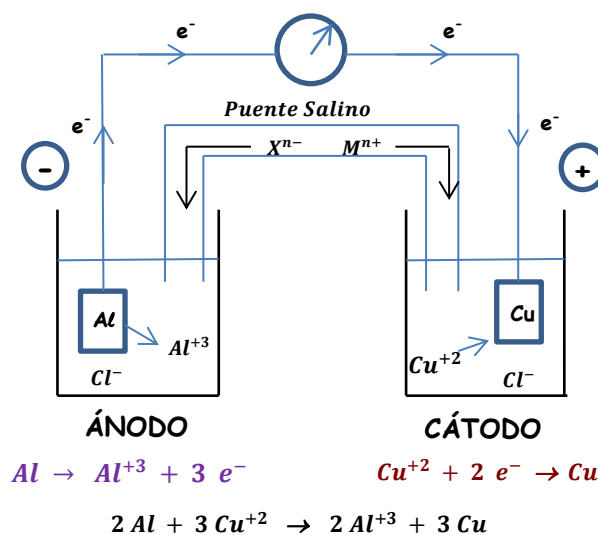
- a) (0,5 p) Escribe las reacciones que se producen en cada electrodo, indicando cuál será el ánodo y cuál será el cátodo.  
 b) (0,5 p) Indica la especie oxidante y la reductora.  
 c) (0,5 p) Calcula la fuerza electromotriz de la pila.

DATOS:  $E^\circ (\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,67 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{H}^+/\text{H}_2) = 0,00 \text{ V}$ .

Contesto estos tres apartados a la vez.

En esta pila el electrodo de cobre actuará de cátodo, ya que al poseer un mayor potencial normal de reducción los iones  $\text{Cu}^{2+}$  se reducen más fácilmente que los iones  $\text{Al}^{3+}$ . La especie oxidante son los iones  $\text{Cu}^{2+}$ , ya que experimentan una reducción; mientras que el reductor es el aluminio metálico, ya que experimenta una oxidación.

A continuación, podemos ver un esquema de esta pila:



$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$$

$$E_{\text{pila}}^0 = (0,34) - (-1,67) = 2,01 \text{ V}$$

- d) (0,5 p) Razona si alguno de los dos metales produciría hidrógeno gaseoso al ponerlo en contacto con ácido clorhídrico (HCl). En caso afirmativo, escribe la reacción global correspondiente.

Para que un metal pueda reducir los protones a hidrógeno gaseoso debe tener un potencial normal de reducción inferior al del  $H^+/H_2$ , por lo que solo el aluminio tiene esta capacidad.



### JUNIO 2018

Una cuba electrolítica contiene 750 mL de una disolución de  $CuSO_4$ . Se necesita el paso de una corriente de 1,5 A durante 10 horas para depositar todo el cobre de la disolución. Calcula:

**DATOS:** Masa atómica Cu = 63,5       $N^{\circ}$  Avogadro:  $6,023 \cdot 10^{23}$       96.500 culombios = 1 F

- a) (1 p) La cantidad de cobre depositada, expresada en gramos.

La reacción que tiene lugar en el cátodo de la celda electrolítica es:  $Cu^{+2} + 2 e^- \rightarrow Cu$

Calculamos en primer lugar la carga que ha circulado por la cuba electrolítica:

$$Q = I \cdot t = 1,5 \cdot 10 \cdot 3600 = 54000 C$$

De modo que la masa de cobre depositada es:

$$m_{Cu} = 54000 C \cdot \frac{1 \text{ mol de } e^-}{96500 C} \cdot \frac{1 \text{ mol de } Cu}{2 \text{ mol de } e^-} \cdot \frac{63,5 \text{ g de } Cu}{1 \text{ mol de } Cu} = 17,77 \text{ g}$$

- b) (0,5 p) La molaridad de la disolución inicial de  $CuSO_4$ .

Por la estequiometría de la sal, hay los mismos moles de cobre que de sulfato de cobre.

$$M = \frac{n}{V} = \frac{17,77 / 63,5}{0,75} = 0,373 \text{ mol/L}$$

- c) (0,5 p) La concentración molar de  $Cu^{2+}$  que queda en la disolución si la corriente de 1,5 A se hubiese aplicado solo durante 1 hora.

Al pasar la corriente durante una décima parte del tiempo anterior, se habrá depositado solo la décima parte de masa, es decir 1,777 g.

Por lo tanto, la molaridad de la disolución será:

$$M = \frac{n}{V} = \frac{(17,77 - 1,777) / 63,5}{0,75} = 0,336 \text{ mol/L}$$

### JUNIO 2028

Se dispone de una pila formada por un electrodo de cinc, introducida en una disolución 1 M de  $Zn(NO_3)_2$  y conectado con un electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de  $Cu(NO_3)_2$ . Ambas disoluciones están unidas por un puente salino.

- (0,5 p) Escribe el esquema de la pila galvánica y explica la función del puente salino.
- (0,5 p) Indica en qué electrodo tiene lugar la oxidación y en cuál la reducción.
- (0,5 p) Escribe la reacción global que tiene lugar y explica en qué sentido circula la corriente.
- (0,5 p) ¿Cuál será el potencial de la pila en condiciones estándar?

**DATOS:**  $E^{\circ} (Zn^{2+}/Zn) = -0,76 V$        $E^{\circ} (Cu^{2+}/Cu) = +0,34 V$

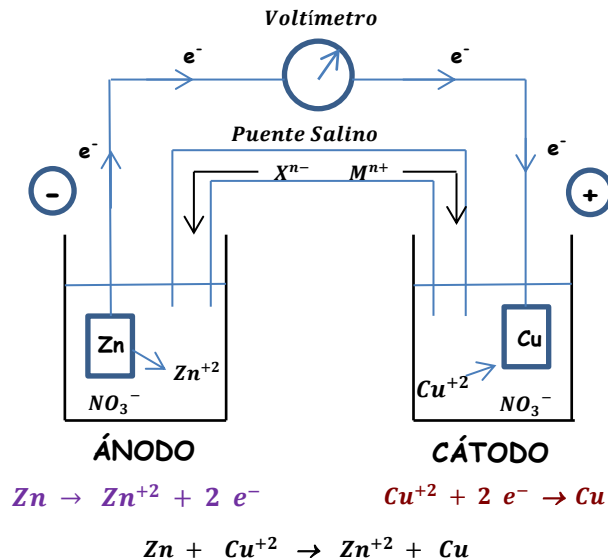
Respondo todos los apartados simultáneamente.

En esta pila el electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de iones  $Cu^{2+}$ , actuará de cátodo (mayor potencial de reducción), donde tendrá lugar la reducción, depositándose cobre

metálico, y el electrodo de cinc, sumergido en una disolución 1 M de iones  $Zn^{2+}$ , actuará de ánodo (menor potencial de reducción), donde tendrá lugar la oxidación. Por lo tanto, en esta pila el oxidante son los iones  $Cu^{2+}$ , ya que facilitan la oxidación del cinc, mientras que el reductor es el cinc metálico, ya que facilita la reducción de los iones  $Cu^{2+}$ . Se necesita un puente salino formado por una sal neutra muy soluble, cuya función es cerrar el circuito eléctrico y mantener la neutralidad eléctrica en las semiceldas, evitando la polarización de la pila.

Los electrones circulan del ánodo, donde tiene lugar la oxidación, hacia el cátodo, donde tiene lugar la reducción.

A continuación, tenemos un esquema de esta pila.



$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0$$

$$E_{pila}^0 = (0,34) - (-0,76) = 1,1 V$$

### SEPTIEMBRE 2017

En la electrólisis de una disolución de  $NaCl$ ,

**DATOS:** Masa atómica  $Cl = 35,5$ ;  $1F = 96500$  culombios;  $N^{\circ}$  Avogadro =  $6,023 \cdot 10^{23}$

- a) (1 p) ¿Qué volumen de cloro se obtiene, medido a  $27^{\circ}C$  y  $670$  mm de Hg de presión, al pasar una corriente de  $200$  amperios durante  $12$  horas?

El ánodo se desprende en el ánodo de la celda electrolítica por oxidación de los iones cloruro:



El número de moles de cloro desprendidos es:

$$n_{Cl_2} = 200 \cdot (12 \cdot 3600) \cdot \frac{1 F}{96500 C} \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{2 F} = 44,77 \text{ mol}$$

El volumen ocupado en las condiciones dadas es:

$$V_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{44,77 \cdot 0,082 \cdot 300}{(670/760)} = 1249,3 L$$

- b) (1 p) ¿Cuántos electrones han circulado?

$$N_{e^-} = 200 \cdot (12 \cdot 3600) \cdot \frac{1 F}{96500 C} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} e^-}{1 F} = 5,39 \cdot 10^{25} e^-$$



## SEPTIEMBRE 2017

Explica cómo construirías en el laboratorio una pila con electrodos de cinc y cobre.

**DATOS:**  $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$   $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$

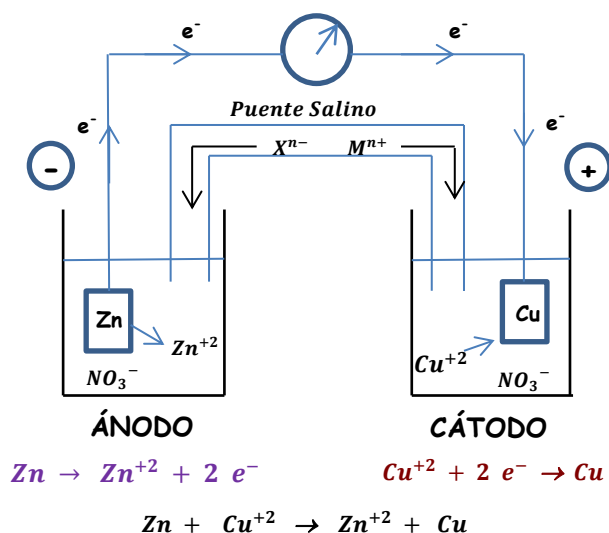
- (0,5 p) Haz un dibujo esquemático de la pila.
- (0,5 p) ¿En qué sentido circularán los electrones?
- (0,5 p) ¿Cuáles son las especies oxidante y reductora?
- (0,5 p) ¿Cuál será el potencial de la pila en condiciones estándar?

Respondo todos los apartados simultáneamente.

En esta pila el electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de iones  $\text{Cu}^{2+}$ , actuará de cátodo (mayor potencial de reducción), donde tendrá lugar la reducción, depositándose cobre metálico, y el electrodo de cinc, sumergido en una disolución 1 M de iones  $\text{Zn}^{2+}$ , actuará de ánodo (menor potencial de reducción), donde tendrá lugar la oxidación. Por lo tanto, en esta pila el oxidante son los iones  $\text{Cu}^{2+}$ , ya que facilitan la oxidación del cinc, mientras que el reductor es el cinc metálico, ya que facilita la reducción de los iones  $\text{Cu}^{2+}$ . Se necesita un puente salino formado por una sal neutra muy soluble, cuya función es cerrar el circuito eléctrico y mantener la neutralidad eléctrica en las semiceldas, evitando la polarización de la pila.

Los electrones circulan del ánodo, donde tiene lugar la oxidación, hacia el cátodo, donde tiene lugar la reducción.

A continuación, tenemos un esquema de esta pila.

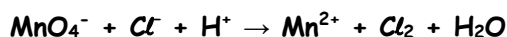


$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0$$

$$E_{\text{pila}}^0 = (0,34) - (-0,76) = 1,1 \text{ V}$$

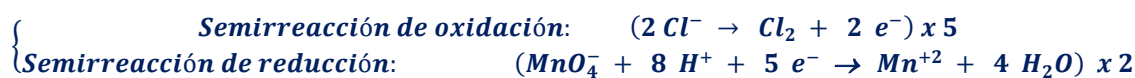
## JUNIO 2017

La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



Indica, razonando la respuesta, la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

Los procesos redox que tienen lugar son:



- (0,5 p) El  $\text{Cl}^-$  es el agente reductor.

**Cierto**, el  $\text{Cl}^-$  al oxidarse a cloro molecular cede electrones que favorecen la reducción del permanganato a Mn (II).

b) (0,5 p) El  $\text{MnO}_4^-$  experimenta una oxidación.

**Falso**, el permanganato experimenta una reducción, ya que capta electrones, lo que permite que el manganeso disminuya su número de oxidación de +7 a +2.

c) (0,5 p) En la reacción, debidamente ajustada, se forman 4 moles de  $\text{H}_2\text{O}$  por cada mol de  $\text{MnO}_4^-$

**Cierto**, como podemos ver en el ajuste iónico de la reacción, a partir de 2 moles de permanganato se forman 8 moles de agua, es decir, se forman 4 moles de agua por cada mol de permanganato.

d) (0,5 p) El  $\text{MnO}_4^-$  también puede transformarse en  $\text{Mn}^{2+}$  en ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ).

**Falso**, si sustituimos el ácido clorhídrico por ácido nítrico, el permanganato ya no se reduce a manganeso (II) debido a que ni los iones nitrato ni los protones pueden oxidarse, ya que ambos se encuentran en el máximo estado de oxidación.

### JUNIO 2017

Al efectuar la electrolisis de una disolución de nitrato de cobalto (II),  $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ , se depositan 3,2 g de cobalto.

**DATOS:**      Peso atómico Co = 59      N° Avogadro:  $6,023 \cdot 10^{23}$       96.500 culombios = 1 F

a) (0,5 p) ¿Qué intensidad de corriente es necesaria para depositarlos en 10 minutos?

La reacción que tiene lugar en el cátodo de la celda electrolítica es:  $\text{Co}^{+2} + 2 e^- \rightarrow \text{Co}$

Calculamos en primer lugar la carga necesaria para depositar los 3,2 g:

$$Q = 3,2 \text{ g Co} \cdot \frac{1 \text{ mol Co}}{59 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ F}}{1 \text{ mol Co}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ F}} = 10467,8 \text{ C}$$

De modo que la intensidad de corriente necesaria para depositarlos en 10 minutos será:

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{10467,8}{10 \cdot 60} = 17,45 \text{ A}$$

b) (0,5 p) ¿Cuántos electrones han sido necesarios?

$$n = 10467,8 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} e^-}{1 \text{ F}} = 6,53 \cdot 10^{22} e^-$$

c) (0,5 p) Si la sal de Co fuese un cloruro  $\text{CoCl}_2$ , ¿se necesitaría más tiempo con la misma intensidad?

**El tiempo sería el mismo** ya que la reacción que tendría lugar en el cátodo sería la misma.

d) (0,5 p) Si el metal que se deposita fuese monovalente  $\text{M}^+$ , ¿se necesitaría el mismo número de electrones para depositar 3,2 g de dicho metal M?

La reacción que tendría lugar en el cátodo de la celda electrolítica sería:  $\text{M}^+ + 1 e^- \rightarrow \text{M}$

Para depositar 1 mol de metal M se necesita la mitad de los electrones que se necesita para depositar 1 mol de cobalto. En cuanto a la masa no podemos decir nada, ya que no conocemos la masa atómica del metal M. Si el metal M tuviese una masa atómica similar a la del cobalto, se necesitarían aproximadamente la mitad de los electrones para depositar la misma masa del metal M que de cobalto.

**SEPTIEMBRE 2016**

La notación de una pila electroquímica es:  $Mg | Mg^{2+} (1 M) || Ag^+ (1 M) | Ag$ .

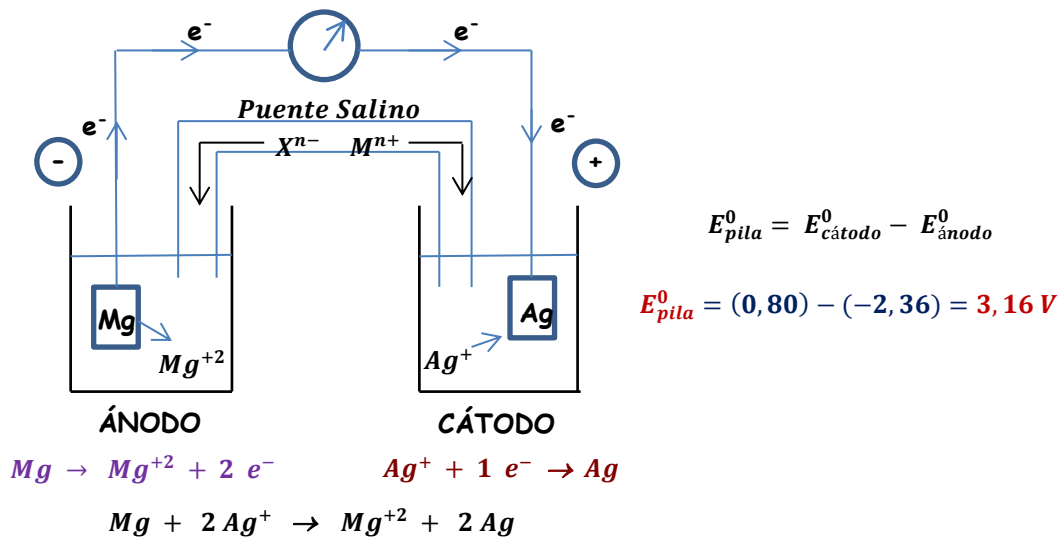
- a) (0,5 p) Calcula el potencial estándar de la pila.
- b) (0,5 p) Escribe y ajusta la ecuación química para la reacción que ocurre en la pila.
- c) (0,5 p) Indica la polaridad de los electrodos y el sentido de circulación de los electrones.
- d) (0,5 p) Razona quién actúa de oxidante y quién de reductor.

DATOS:  $E^\circ (Mg^{2+}/Mg) = -2,36 V$   $E^\circ (Ag^+/Ag) = 0,8 V$ .

Voy a responder todos los apartados conjuntamente.

En esta pila el electrodo de plata actuará de cátodo (debido a su mayor potencial de reducción los iones plata se reducen más fácilmente que los iones magnesio), donde tendrá lugar la reducción, depositándose plata metálica, y el electrodo de magnesio actuará de ánodo (menor potencial de reducción), donde tendrá lugar la oxidación. Por lo tanto, en esta pila el oxidante son los iones  $Ag^+$ , ya que facilitan la oxidación del magnesio, mientras que el reductor es el magnesio metálico, ya que facilita la reducción de los iones plata. La función del puente salino es la mantener la neutralidad eléctrica en las semiceldas, evitando la polarización de la pila.

A continuación, tenemos un esquema de esta pila.



**SEPTIEMBRE 2016**

Se tiene una disolución acuosa de sulfato de cobre (II),  $CuSO_4$ .

DATOS:  $1 F = 96500 C$   $N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos} \cdot \text{mol}^{-1}$   $\text{Masa atómica Cu} = 63,5$ .

- a) (1 p) Calcula la intensidad de corriente que se necesita pasar a través de la disolución para depositar 5 g de cobre en 30 minutos

La reacción que tiene lugar en el cátodo de la celda electrolítica es:  $Cu^{+2} + 2 e^- \rightarrow Cu$

Calculamos en primer lugar la carga necesaria para depositar los 5 g:

$$Q = 5 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g}} \cdot \frac{2 F}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 F} = 15196,8 \text{ C}$$

De modo que la intensidad de corriente necesaria para depositarlos en 30 minutos será:

$$I = \frac{Q}{t} = \frac{15196,8}{30 \cdot 60} = 8,44 \text{ A}$$

- b) (1 p) ¿Cuántos electrones habrán circulado y cuántos átomos de cobre se habrán depositado en ese tiempo?

$$n = 15196,8 \text{ C} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} e^-}{96500 \text{ C}} = 9,48 \cdot 10^{22} e^-$$

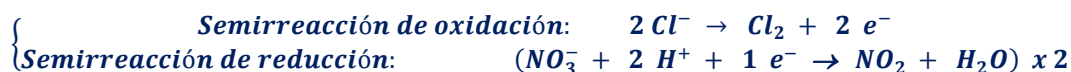
$$N = 5 \text{ g de Cu} \cdot \frac{6,023 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu}}{63,5 \text{ g de Cu}} = 4,74 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Cu}$$

### JUNIO 2016

Un método de obtención de cloro gaseoso se basa en la oxidación del ácido clorhídrico, HCl, con ácido nítrico, HNO<sub>3</sub>, produciéndose simultáneamente dióxido de nitrógeno, NO<sub>2</sub>, y agua.

DATO: R = 0,082 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

- a) (1 p) Escribe la reacción ajustada por el método del ion-electrón.



- b) (1 p) Determina el volumen de cloro obtenido, a 25°C y 1 atm, cuando se hacen reaccionar 500 mL de una disolución 2 M de HCl con HNO<sub>3</sub> en exceso, si el rendimiento es del 80 %.

$$n_{\text{Cl}_2} = 0,5 \text{ L disolución} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol HCl}} \cdot 0,8 = 0,4 \text{ mol Cl}_2$$

$$V_{\text{Cl}_2} = \frac{n_{\text{Cl}_2} \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,4 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 9,77 \text{ L}$$

### JUNIO 2016

Se electroliza una disolución acuosa de NiCl<sub>2</sub> pasando una corriente de 0,1 A durante 20 horas. Calcula:

DATOS: 1 F = 96500 C. Masas atómicas: Cl = 35,5 Ni = 58,7

- a) (1 p) La masa de níquel depositada en el cátodo.



$$m_{\text{Ni}} = 0,1 \frac{\text{C}}{\text{s}} \cdot 20 \text{ h} \cdot 3600 \frac{\text{s}}{\text{h}} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ni}}{2 \text{ F}} \cdot \frac{58,7 \text{ g Ni}}{1 \text{ mol Ni}} = 2,19 \text{ g}$$

- b) (1 p) El volumen de cloro, medido en condiciones normales, que se desprende en el ánodo.



$$V_{\text{Cl}_2 \text{ en c.n.}} = 0,1 \frac{\text{C}}{\text{s}} \cdot 20 \text{ h} \cdot 3600 \frac{\text{s}}{\text{h}} \cdot \frac{1 \text{ F}}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ F}} \cdot \frac{22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0,83 \text{ L en c.n.}$$

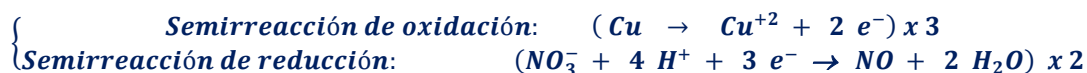
### SEPTIEMBRE 2015

El monóxido de nitrógeno se puede obtener según la siguiente reacción:



DATOS: Masa atómica (Cu) = 63,5; R = 0,082 atm.L.mol<sup>-1</sup>.K<sup>-1</sup>

- a) (1 p) Ajusta por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.



- b) (1 p) Calcula la masa de cobre que se necesita para obtener 5 L de NO medidos a 750 mm de Hg y 40 °C.

Calculamos en primer lugar los moles de NO que equivalen a los 5 litros.

$$n_{NO} = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{\left(\frac{750}{760}\right) \cdot 5}{0,082 \cdot 313} = 0,19 \text{ mol de NO}$$

$$m_{Cu} = 0,19 \text{ mol de NO} \cdot \frac{3 \text{ mol de Cu}}{2 \text{ mol de NO}} \cdot \frac{63,5 \text{ g de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} = 18,1 \text{ g}$$

### SEPTIEMBRE 2015

Se realiza la electrólisis de una disolución acuosa que contiene  $Cu^{2+}$ . Calcula:

**DATOS:**  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ ;  $1 F = 96500 \text{ C}$ ; Masa atómica:  $Cu = 63,5$ .  
Carga del electrón =  $1,6 \cdot 10^{-19}$  culombios.

- a) (1 p) La carga eléctrica necesaria para que se depositen 5 g de Cu en el cátodo. Expresa el resultado en culombios.

La reacción que tiene lugar en el cátodo de la celda electrolítica es:  $Cu^{2+} + 2 e^{-} \rightarrow Cu$

$$Q = 5 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g}} \cdot \frac{2 F}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 F} = 15196,8 \text{ C}$$

- b) (1 p) ¿Qué volumen de  $H_2$  (g), medido a 30 °C y 770 mm Hg, se obtendría si esa carga eléctrica se emplease para reducir  $H^{+}$  (acuoso) en un cátodo?

La reacción que tendría lugar en el cátodo de la celda electrolítica sería:  $2 H^{+} + 2 e^{-} \rightarrow H_2$

En primer lugar, calculamos cuantos moles de hidrógeno se desprenderían.

$$n_{H_2} = 15196,8 \text{ C} \cdot \frac{1 F}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2 F} = 0,08 \text{ mol}$$

$$V_{H_2} = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,08 \cdot 0,082 \cdot 303}{\left(\frac{770}{760}\right)} = 1,96 \text{ L}$$

### JUNIO 2015

Utilizando los valores de los potenciales de reducción estándar, justificando la respuesta brevemente, predice si alguna de las siguientes reacciones se producirá de forma espontánea:

**DATOS:**  $E^{\circ} (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 \text{ V}$ ;  $E^{\circ} (Fe^{2+}/Fe) = -0,44 \text{ V}$ ;  $E^{\circ} (Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77 \text{ V}$ ;  $E^{\circ} (Cd^{2+}/Cd) = -0,40 \text{ V}$ .

Para que una reacción redox sea espontánea el potencial de reducción del oxidante debe ser mayor que el potencial de reducción del reductor.

- a) (0,5 p)  $Fe^{2+} + Cu \rightarrow Fe + Cu^{2+}$



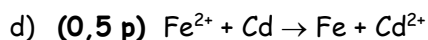
$E^{\circ} (Fe^{2+}/Fe) = -0,44 \text{ V} < E^{\circ} (Cu^{2+}/Cu) = 0,34 \text{ V} \Rightarrow$  La reacción no es espontánea

- b) (0,5 p)  $Fe^{2+} + Cu \rightarrow Fe^{3+} + Cu^{2+}$

Esta reacción redox es imposible, ya que se producen dos oxidaciones y ninguna reducción.

- c) (0,5 p)  $Fe + Cd \rightarrow Fe^{2+} + Cd^{2+}$

Esta reacción redox es imposible, ya que se producen dos oxidaciones y ninguna reducción.



$E^\circ (\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = - 0,44 \text{ V} < E^\circ (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}) = - 0,40 \text{ V} \Rightarrow$  **La reacción no es espontánea**

**SEPTIEMBRE 2014**

Para platear un objeto se ha estimado que es necesario depositar 40 g de plata.

**DATOS:** Masas atómicas: Ag = 108; Au = 197  
 $1 \text{ F} = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$

- a) (0,5 p) Si se realiza la electrólisis de una disolución acuosa de sal de  $\text{Ag}^+$  con una corriente de 2 amperios ¿cuánto tiempo se tardará en realizar el plateado?

La reacción que tiene lugar en el cátodo de la celda electrolítica es:  $\text{Ag}^+ + 1 \text{ e}^- \rightarrow \text{Ag}$

La cantidad de carga que tiene que atravesar el cátodo para depositar los 40 g de plata es:

$$Q = 40 \text{ g de Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{108 \text{ g de Ag}} \cdot \frac{1 \text{ F}}{1 \text{ mol de Ag}} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 \text{ F}} = 35740,7 \text{ C}$$

$$t = \frac{Q}{I} = \frac{35740,7}{2} = 17870,35 \text{ s} \cong 5 \text{ h}$$

- b) (0,5 p) ¿Cuántos moles de electrones han sido necesarios para ello?

$$\text{moles de e}^- = 40 \text{ g de Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{108 \text{ g de Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol e}^-}{1 \text{ mol de Ag}} = 0,37 \text{ mol de e}^-$$

- c) (0,5 p) Con la misma cantidad de electrones ¿cuántos gramos de Au se depositarán, si se realiza la electrólisis con una disolución acuosa de sal de  $\text{Au}^{3+}$ ?

La reacción que tendría lugar ahora en el cátodo de la celda electrolítica sería:



$$\text{masa de Au} = 0,37 \text{ mol de e}^- \cdot \frac{1 \text{ mol de Au}}{3 \text{ mol de e}^-} \cdot \frac{197 \text{ g}}{1 \text{ mol de Au}} = 24,3 \text{ g de Au}$$

- d) (0,5 p) Para que se deposite la misma cantidad de moles de oro que los que se depositaron de plata, ¿razona si hay que aumentar o disminuir la cantidad de electrones que circulen por la disolución?

Por cada mol de electrones se deposita un mol de plata y un tercio de mol de oro, por lo que si queremos depositar el mismo número de moles de ambos metales, **por la disolución de oro tiene que circular triple cantidad de electrones que por la disolución de plata.**

## SEPTIEMBRE 2014

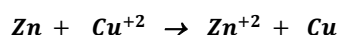
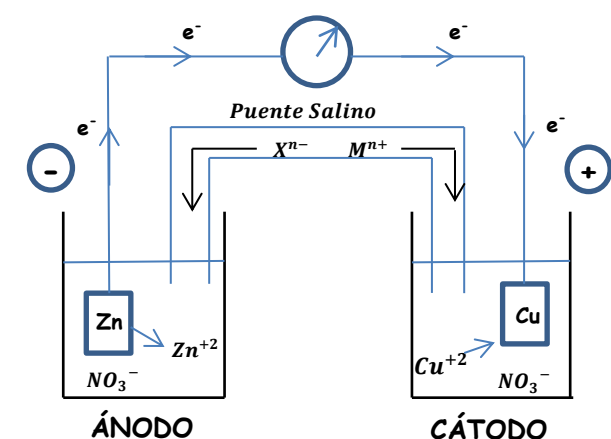
Se dispone de una pila formada por un electrodo de cinc, introducida en una disolución 1 M de  $Zn(NO_3)_2$  y conectado con un electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de  $Cu(NO_3)_2$ . Ambas disoluciones están unidas por un puente salino.

**DATOS:**  $E^\circ (Cu^{2+} / Cu) = 0,34 V$ ;  $E^\circ (Zn^{2+} / Zn) = -0,76 V$ .

- (0,5 p) Escribe y/o dibuja el esquema de la pila galvánica y explica la función del puente salino.
- (0,5 p) Indica en qué electrodo tiene lugar la oxidación y en cuál la reducción.
- (0,5 p) Escribe la reacción global que tiene lugar e indica en qué sentido circula la corriente.
- (0,5 p) ¿En qué electrodo se deposita el cobre? y ¿cuál es el potencial estándar de la pila?

Voy a responder todos los apartados conjuntamente.

En esta pila el electrodo de cobre actuará de cátodo (mayor potencial de reducción), donde tendrá lugar la reducción, depositándose cobre metálico, y el electrodo de cinc actuará de ánodo (menor potencial de reducción), donde tendrá lugar la oxidación. La función del puente salino es la de cerrar el circuito y mantener la neutralidad eléctrica en las semiceldas, evitando la polarización de la pila. A continuación, tenemos un esquema de esta pila.



$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0$$

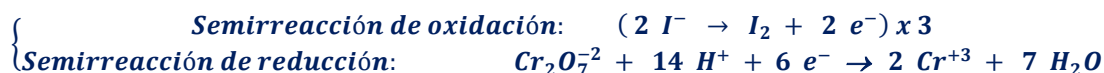
$$E_{pila}^0 = (0,34) - (-0,76) = 1,1 V$$

## JUNIO 2014

Dada la reacción:  $K_2Cr_2O_7 + HI + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + I_2 + H_2O$

**DATOS:**  $E^\circ (Cr_2O_7^{2-} / Cr^{3+}) = 1,33 V$ ;  $E^\circ (I_2 / I^-) = 0,54 V$ .

- (0,5 p) Ajústala mediante el método del ion-electrón.



- (0,5 p) Indica la especie química que se reduce y la que se oxida.

La especie que se reduce es el dicromato de potasio ( $K_2Cr_2O_7$ ), ya que en el proceso redox libera electrones.

La especie que se oxida es el yoduro de hidrógeno (HI), ya que en el proceso redox captura electrones.

- c) (0,5 p) Si quisiera construir una pila con esta reacción, indica la semirreacción que tiene lugar en el ánodo y la que ocurre en el cátodo.

En el ánodo tiene lugar la oxidación:  $2 I^- \rightarrow I_2 + 2 e^-$

En el cátodo tiene lugar la reducción:  $Cr_2O_7^{2-} + 14 H^+ + 6 e^- \rightarrow 2 Cr^{+3} + 7 H_2O$

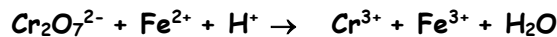
- d) (0,5 p) Calcula el potencial normal de la pila formada por estos dos electrodos.

$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = 1,33 - 0,54 = 0,79 V$$

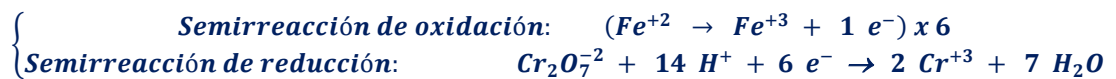
### SEPTIEMBRE 2013

Para determinar el contenido de hierro de un acero se disuelven 1,18 g de acero en ácido clorhídrico, obteniéndose iones  $Fe^{2+}$ , los cuales se valoran posteriormente, en medio ácido con  $K_2Cr_2O_7$  0,04 M obteniéndose  $Cr^{3+}$  y  $Fe^{3+}$ .

DATOS: Masa atómica, Fe = 55,8



- a) Ajusta la reacción iónica de valoración redox por el método del ion electrón.



- b) Si en el proceso de valoración se emplearon 85,0 cm<sup>3</sup> de la disolución de dicromato potásico, determina el porcentaje en masa de Fe en el acero.

$$m_{Fe} = 0,085 L \text{ disolución de } K_2Cr_2O_7 \cdot \frac{0,04 \text{ mol de } K_2Cr_2O_7}{1 L \text{ disolución}} \cdot \frac{6 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol de } K_2Cr_2O_7} \cdot \frac{55,8 g}{1 \text{ mol Fe}} = 1,138 g$$

$$\% Fe = \left( \frac{1,138}{1,18} \right) \cdot 100 = 96,47 \%$$

### SEPTIEMBRE 2013

(2 p) ¿Cuántos moles de oro y de plata se depositarán al paso de una corriente de 5 amperios durante 193 minutos por sendos baños electrolíticos con iones  $Au^{3+}$  y  $Ag^+$ , respectivamente? Indica las reacciones que ocurren y justifica el resultado. ¿Qué habría que hacer para depositar la misma cantidad de moles de oro que la que se deposita de plata?

DATOS: 1 Faraday = 96500 culombios.

En el cátodo de ambas cubas electrolíticas se produce la reducción de ambos iones:



$$n_{Au} = [5 \cdot (193 \cdot 60)] C \cdot \frac{1 F}{96500 C} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{3 F} = 0,2 \text{ mol}$$



$$n_{Ag} = [5 \cdot (193 \cdot 60)] C \cdot \frac{1 F}{96500 C} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 F} = 0,6 \text{ mol}$$

Para que se depositen los mismos moles de oro que de plata, por la cuba electrolítica que contiene la disolución de  $Au^{3+}$  tiene que pasar el triple de carga que por la cuba que contiene la disolución de  $Ag^+$ , ya que el depósito de un mol de Au requiere 3 F de carga, mientras que el depósito de un mol de Ag requiere 1 F.

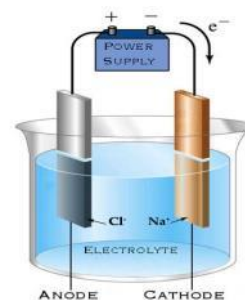
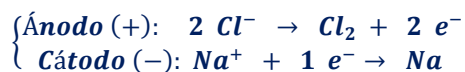


## JUNIO 2013

En un proceso de electrólisis de cloruro sódico fundido se liberaron 500 g de cloro. Calcular:

**DATOS:** Masas atómicas:  $Cl = 35,5$ ;  $Na = 23,0$ .

- a) (1 p) La cantidad de electricidad necesaria para ello.



La cantidad de carga que atraviesa la cuba electrolítica es:

$$Q = 500 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71 \text{ g}} \cdot \frac{2 F}{1 \text{ mol } Cl_2} \cdot \frac{96500 \text{ C}}{1 F} = 1,36 \cdot 10^6 \text{ C}$$

- b) (1 p) La masa de sodio formada.

$$m_{Na} = 1,36 \cdot 10^6 \text{ C} \cdot \frac{1 F}{96500 \text{ C}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Na}}{1 F} \cdot \frac{23 \text{ g de Na}}{1 \text{ mol de Na}} = 323,9 \text{ g}$$

## JUNIO 2013

Dada la reacción:  $KMnO_4 + KI + H_2SO_4 \rightarrow I_2 + MnSO_4 + H_2O$

- a) (0,5 p) Explica cuáles son las especies oxidantes y cuáles las reductoras.

**Oxidante:** El  $KMnO_4$  (donde el manganeso presenta número de oxidación +7), ya que captando electrones se reduce a  $Mn^{+2}$  (número de oxidación +2).

**Reductor:** El  $KI$  (donde el yodo presenta número de oxidación -1), ya que cediendo electrones se oxida a  $I_2$  (donde el yodo tiene número de oxidación 0)

- b) (0,5 p) Escribe las semirreacciones de reducción y de oxidación.



- c) (0,5 p) Escribe la reacción molecular ajustada por el método ion-electrón.



¡¡OJO!! En la reacción que os daban no aparecía el sulfato de potasio (obviamente en los productos tenía que haber algún compuesto de potasio), había que obtenerlo a partir del ajuste iónico.

- d) (0,5 p) Se dispone de disolución de permanganato de potasio 2M. ¿Qué volumen habrá que utilizar si se quiere obtener 2 moles de yodo?

$$V_{\text{disolución}} = 2 \text{ mol } I_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } KMnO_4}{5 \text{ mol } I_2} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{2 \text{ mol } KMnO_4} = 0,4 \text{ L}$$

## SEPTIEMBRE 2012

Dada la reacción: (En el enunciado faltaba el sulfato de potasio en los productos de la reacción)



- a) (0,5 p) Explica cuál es la especie oxidante y cuál la reductora.

El oxidante es el permanganato de potasio, ya que se reduce a  $Mn^{+2}$  favoreciendo la oxidación del yoduro de potasio (reductor) a yodo molecular.

b) (0,5 p) Escribe las semireacciones de oxidación y de reducción.



c) (0,5 p) Escribe la reacción molecular ajustada.



d) (0,5 p) Se dispone de disolución de permanganato de potasio 2M. ¿Qué volumen habrá que utilizar si se quiere obtener 2 moles de yodo?

$$V = 2 \text{ moles de } I_2 \cdot \frac{2 \text{ moles de } KMnO_4}{5 \text{ moles de } I_2} \cdot \frac{1 \text{ L de disolución}}{2 \text{ moles de } KMnO_4} = 0,4 \text{ L de disolución de } KMnO_4$$

### SEPTIEMBRE 2012

Explica cómo construirías en el laboratorio una pila con electrodos de cinc y cobre. Zn/Zn<sup>2+</sup> // Cu<sup>2+</sup>/Cu (Justifica las respuestas)

**DATOS:** E° (Zn<sup>2+</sup> / Zn) = -0,76 V; E° (Cu<sup>2+</sup> / Cu) = +0,34

- (0,5 p) Haz el dibujo correspondiente
- (0,5 p) ¿En qué sentido circularán los electrones?
- (0,5 p) ¿Cuáles son las especies oxidante y reductora?
- (0,5 p) ¿Cuál será el potencial de la pila en condiciones estándar?

Para preparar la pila necesitamos dos láminas metálicas: una de cinc sumergida en una disolución de una sal de Zn<sup>2+</sup> (por ejemplo, sulfato de cinc) y otra de cobre sumergida en una disolución de una sal de Cu<sup>2+</sup> (por ejemplo, sulfato de cobre (II)). Si queremos medir el potencial estándar de la pila ambas disoluciones deben ser 1 M en los respectivos iones metálicos. Necesitamos cable conductor para unir ambos electrodos y un dispositivo que nos permita observar el paso de corriente (por ejemplo, un voltímetro). Para finalizar necesitamos un tubo en forma de U lleno de una disolución de una sal neutra (sulfato de sodio, por ejemplo), cerrado en sus extremos con algodón y sumergidos en cada una de las disoluciones (puente salino).

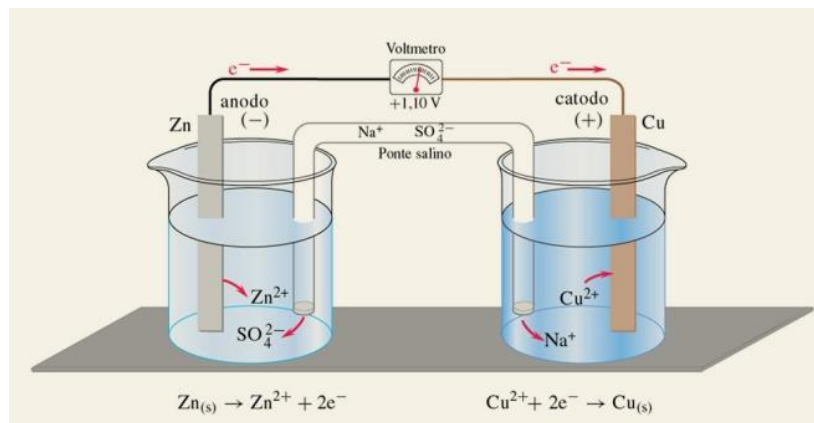
El electrodo de cobre, debido a su mayor potencial, actuará de cátodo. En este electrodo se produce la reducción de los iones Cu<sup>2+</sup> a cobre metálico, por lo que los iones Cu<sup>2+</sup> son el oxidante del proceso.

El electrodo de cinc actuará de ánodo y en él se produce la oxidación del cinc metálico a iones Zn<sup>2+</sup>, por lo que el cinc metálico actuará de reductor del proceso.

Los electrones circulan del ánodo hacia el cátodo.

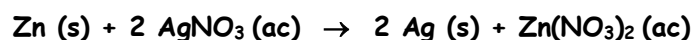
El potencial de la pila en condiciones estándar será:

$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$



## JUNIO 2012

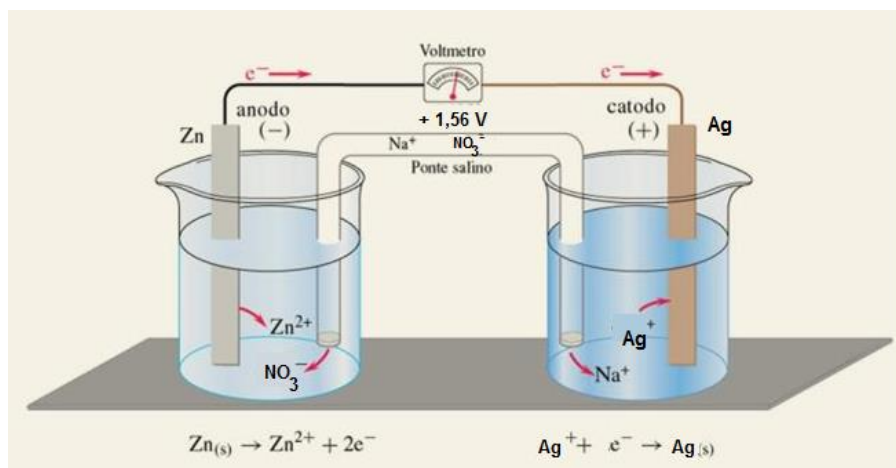
La reacción redox que se indica a continuación tiene lugar espontáneamente:



**DATOS:** Masa atómica Zn = 65,4; 1F = 96500 C/mol;  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$ ;  $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80\text{ V}$ .

- Explica cómo construir una pila basada en la reacción anterior, dibuja un esquema.
- Indica la reacción que tiene lugar en cada uno de los electrodos, ánodo y cátodo.
- Calcula la fuerza electromotriz estándar de la pila.

Para preparar la pila necesitamos dos láminas metálicas: una de plata sumergida en una disolución de una sal de  $\text{Ag}^+$  (por ejemplo, nitrato de plata) y otra de cinc sumergida en una disolución de una sal de  $\text{Zn}^{2+}$  (por ejemplo, nitrato de cinc). Si queremos medir el potencial estándar de la pila ambas disoluciones deben ser 1 M en los respectivos iones metálicos. Necesitamos cable conductor para unir ambos electrodos y un dispositivo que nos permita observar el paso de corriente (por ejemplo, un voltímetro). Para finalizar necesitamos un tubo en forma de U lleno de una disolución de una sal neutra (nitrato de sodio, por ejemplo), cerrado en sus extremos con algodón y sumergidos en cada una de las disoluciones (puente salino)



Necesitamos cable conductor para unir ambos electrodos y un dispositivo que nos permita observar el paso de corriente (por ejemplo, un voltímetro). Para finalizar necesitamos un tubo en forma de U lleno de una disolución de una sal neutra (nitrato de sodio, por ejemplo), cerrado en sus extremos con algodón y sumergidos en cada una de las disoluciones (puente salino)

El electrodo de plata, debido a su mayor potencial, actuará de cátodo. En este electrodo se produce la reducción de los iones  $\text{Ag}^+$  a plata metálico, por lo que los iones  $\text{Ag}^+$  son el oxidante del proceso.

El electrodo de cinc actuará de ánodo y en él se produce la oxidación del cinc metálico a iones  $\text{Zn}^{2+}$ , por lo que el cinc metálico actuará de reductor del proceso.

Los electrones circulan del ánodo hacia el cátodo.

El potencial de la pila en condiciones estándar será:

$$E_{\text{pila}}^0 = E_{\text{cátodo}}^0 - E_{\text{ánodo}}^0 = 0,8 - (-0,76) = 1,56\text{ V}$$

- Calcula la masa de Zn que habrá reaccionado cuando la pila haya hecho circular 19300 culombios.

$$m_{\text{Zn}} = 19300\text{ C} \cdot \frac{1\text{ mol Zn}}{2 \times 96500\text{ C}} \cdot \frac{65,4\text{ g de Zn}}{1\text{ mol de Zn}} = 6,54\text{ g de Zn}$$

## SEPTIEMBRE 2011

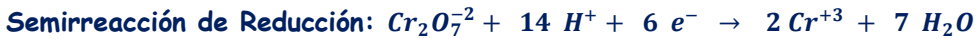
Para determinar el hierro que contiene un acero, se disuelve en exceso de ácido clorhídrico una muestra del acero 0,2886 g, obteniéndose  $\text{Fe}^{2+}$ , que se valora en el medio ácido con dicromato de potasio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) 0,015 M, para obtener  $\text{Fe}^{3+}$  y  $\text{Cr}^{3+}$ .

**DATO:** Masa atómica del hierro (uma): 55,9

- (0,5 p) Identifica, de manera razonada el oxidante y el reductor de la reacción de valoración

El oxidante es el dicromato ya que se reduce a  $\text{Cr}^{3+}$ , mientras que el reductor son los iones  $\text{Fe}^{2+}$  ya que se oxidan a iones  $\text{Fe}^{3+}$ .

b) (1 p) Ajusta la reacción de valoración por el método del ion-electrón



c) (0,5 p) Si se han utilizado 43 mL de dicromato en la valoración, ¿qué porcentaje de hierro contiene el acero?

$$m_{Fe} = 43 \cdot 10^{-3} L \cdot 0,015 \frac{mol}{L} \cdot \frac{6 mol de Fe}{1 mol de dicromato} \cdot \frac{55,9 g de Fe}{1 mol de Fe} = 0,2613 g de Fe$$

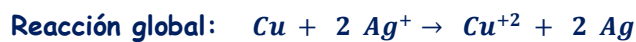
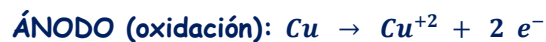
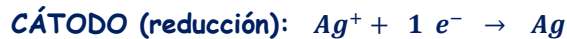
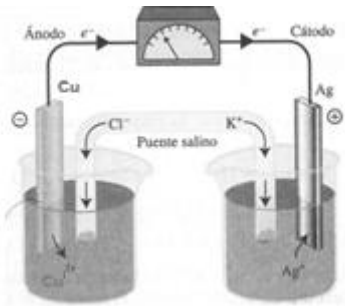
$$\% Fe = \left( \frac{m_{Fe}}{m_{acero}} \right) \cdot 100 = \left( \frac{0,2613}{0,2886} \right) \cdot 100 = 90,5 \%$$

### SEPTIEMBRE 2011

Dibuja una pila voltaica construida con electrodos de cobre y plata sumergidos, respectivamente, en disoluciones 1 M de sulfato de cobre (II) y nitrato de plata.

- (0,75 p) Indica qué electrodo es el ánodo y cuál el cátodo y la dirección del flujo de electrones
- (0,75 p) Escribe las reacciones que tienen lugar en cada electrodo, diferenciando la oxidación de la reducción
- (0,5 p) Calcula el potencial estándar de la pila

**DATOS:**  $E^\circ (Cu^{+2}/Cu) = +0,34 V$ ;  $E^\circ (Ag^+/Ag) = +0,80 V$



$$E_{pila}^\circ = E_{cátodo}^\circ - E_{ánodo}^\circ = 0,80 - (0,34) = 0,46 V$$

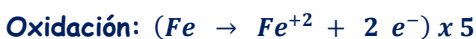
### JUNIO 2011

En medio ácido, el ion permanganato ( $MnO_4^-$ ) se utiliza como agente oxidante fuerte. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas y ajusta las reacciones iónicas que se puedan producir, indicando el oxidante y el reductor en cada caso

**DATOS:**  $E^\circ (MnO_4^-/Mn^{+2}) = +1,51 V$ ;  $E^\circ (Fe^{+2}/Fe) = -0,44 V$ ;  $E^\circ (O_2/H_2O_2) = +0,70 V$

a) (1 p) ¿Reaccionará con Fe (s)

Sí que reaccionará ya que  $E^\circ (MnO_4^-/Mn^{+2})$  (oxidante)  $>$   $E^\circ (Fe^{+2}/Fe) = -0,44 V$  (reductor)



b) (1 p) ¿Reaccionará con  $H_2O_2$ ?

Sí que reaccionará ya que  $E^\circ (MnO_4^-/Mn^{+2})$  (oxidante)  $>$   $E^\circ (O_2/H_2O_2)$  (reductor)



### JUNIO 2011

Se ha construido una celda galvánica o pila que consta de un electrodo de Sn sumergido en una disolución de  $Sn^{+2}$  (1 M) y otro electrodo de plata sumergido en una disolución de  $Ag^+$  (1 M).

DATOS:  $E^\circ (Sn^{+2}/Sn) = -0,14 V$        $E^\circ (Ag^+/Ag) = +0,80 V$

a) (0,5 p) Indica el electrodo que actúa como cátodo y el electrodo que actúa como ánodo

El electrodo de plata actúa como cátodo, ya que presenta un mayor potencial normal de reducción, y el electrodo de estaño actúa de ánodo, debido a su menor potencial normal de reducción.

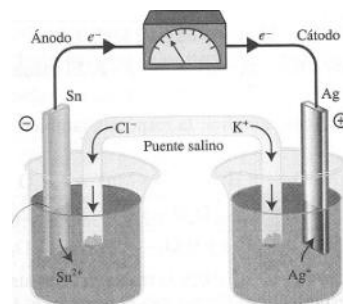
b) (0,5 p) Escribe las semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo



c) (0,5 p) Dibuja un esquema de la pila indicando el sentido de circulación de los electrones

d) (0,5 p) Calcula el potencial estándar de la pila así formada

$$E^\circ_{pila} = E^\circ_{cátodo} - E^\circ_{ánodo} = 0,80 - (-0,14) = 0,94 V$$



### SEPTIEMBRE 2010

En las tablas de potenciales estándar de reducción de los diferentes pares redox (en medio ácido) se encuentran los siguientes valores:  $E^\circ(H_2O_2/H_2O) = 1,77 V$ ;  $E^\circ(O_2/H_2O_2) = 0,68 V$ .

a) (1 p) Escribe las semirreacciones ajustadas que muestran el comportamiento del agua oxigenada como oxidante y como reductor.



b) (1 p) Cuando una reacción redox es espontánea el potencial de la pila formada por las dos semirreacciones que la componen es positivo. ¿Justifica si es espontánea la descomposición del  $H_2O_2$ ?

La suma de las dos semirreacciones anteriores es la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno (agua oxigenada):



Si esta reacción ocurriese en una pila, el electrodo donde el peróxido de hidrógeno actúa como oxidante sería el cátodo de la pila y el electrodo donde actúa como reductor sería el ánodo. De modo que el potencial de la pila sería:

$$E^\circ_{pila} = E^\circ_{cátodo} - E^\circ_{ánodo} = E^\circ_{(H_2O_2/H_2O)} - E^\circ_{(O_2/H_2O_2)} = 1,77 - 0,68 = 1,09 V$$

Como el potencial de la pila es positivo, la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno es espontánea.

## SEPTIEMBRE 2010

Una mezcla de óxidos de hierro (III) ( $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ) y de óxido de cinc (II) ( $\text{ZnO}$ ) de masa 0,174 g se disuelven en ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) concentrado y mediante las operaciones oportunas el hierro (III) se reduce a hierro (II). El líquido resultante se valora con permanganato potásico ( $\text{KMnO}_4$ ) 0,02 M gastándose 15,0 mL.

**DATOS:** Masas atómicas: Fe = 55,9; Zn = 65,4; O = 16.

- a) (1 p) Ajusta la reacción de oxidación-reducción de la valoración, sabiendo que el ion permanganato se reduce a  $\text{Mn}^{2+}$ .



- b) (1 p) Calcula el tanto por ciento de óxido de Fe (III) y de óxido de Zn (II) en la muestra

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 0,015 \text{ L } \text{KMnO}_4 \cdot \frac{0,02 \text{ mol KMnO}_4}{1 \text{ L dis.}} \cdot \frac{5 \text{ mol Fe}^{+2}}{1 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ mol Fe}^{+3}}{5 \text{ mol Fe}^{+2}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Fe}^{+3}} \cdot \frac{159,8 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 0,12 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

$$\% \text{Fe}_2\text{O}_3 = \left( \frac{0,12}{0,174} \right) \cdot 100 = 69 \% \Rightarrow \% \text{ZnO} = 100 - 69 = 31\%$$

## JUNIO 2010

(2 p) ¿Qué volumen de cloro se obtiene, medido a 27 °C y 670 mm de Hg de presión, al realizar la electrólisis de una disolución de  $\text{NaCl}$  haciendo pasar una corriente de 200 amperios durante 12 horas?

**DATOS:** Masas atómicas: Cl = 35,5 1F = 96500 culombios

En el ánodo de la cuba electrolítica, se produce la oxidación de los iones cloruro:



La carga que ha pasado por la cuba electrolítica es:  $Q = I \cdot t = 200 \cdot 12 \cdot 3600 = 8,64 \cdot 10^6 \text{ C}$

El número de moles de cloro obtenidos es:

$$n_{\text{Cl}_2} = 8,64 \cdot 10^6 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{2 \cdot 96500 \text{ C}} = 44,77 \text{ mol}$$

Y, finalmente el volumen obtenido:

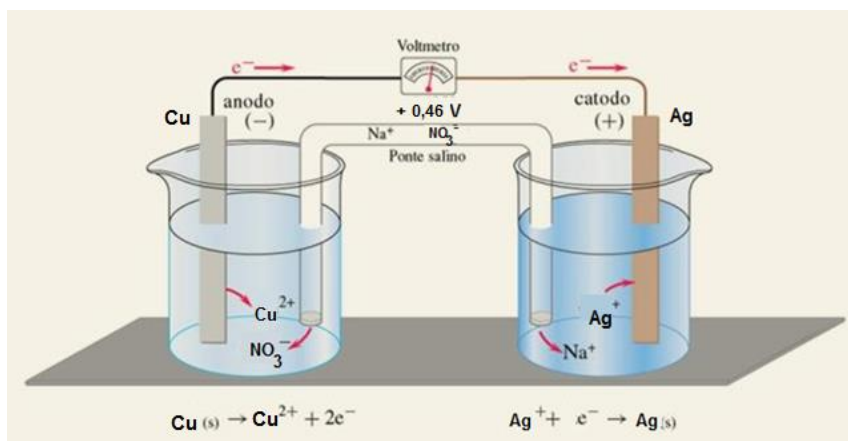
$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{44,77 \cdot 0,082 \cdot 300}{\left(\frac{670}{760}\right)} = 1249,3 \text{ L}$$

## JUNIO 2010

(2 p) Dibuja una pila construida con electrodos de cobre y plata sumergidos, respectivamente, en disoluciones 1M de sulfato cúprico y nitrato de plata. Indica qué electrodo será el ánodo, cuál será el cátodo, la dirección del flujo de electrones, el potencial de la pila y las semirreacciones que tiene lugar en cada electrodo.

**DATOS:**  $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34$   $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$

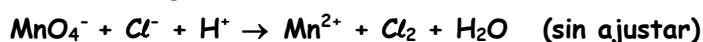
En esta pila el electrodo de plata actuará de cátodo (electrodo de mayor potencial de reducción) y en él tendrá lugar la reducción de los iones  $\text{Ag}^+$  a plata metálica. El electrodo de cobre (menor potencial de reducción) actuará como ánodo y en él tendrá lugar la oxidación del cobre metálico a iones  $\text{Cu}^{+2}$ . Los electrones fluyen del ánodo hacia el cátodo.



$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = 0,8 - (0,34) = 0,46 \text{ V}$$

### SEPTIEMBRE 2009

La siguiente reacción redox tiene lugar en medio ácido:



Indique, razonando la respuesta, la veracidad o falsedad de las afirmaciones siguientes:

a) (1 p) El  $\text{Cl}^-$  es el agente reductor.

**Cierto**, ya que los iones cloruro se oxidan a cloro molecular:



En este proceso ceden electrones para que otra sustancia (en este caso los iones permanganato) se reduzca.

b) (1 p) El  $\text{MnO}_4^-$  experimenta una oxidación.

**Falso**, los iones permanganato se reducen, capturando electrones, a iones manganeso (II):



### SEPTIEMBRE 2009

Se construye la pila  $\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}$ . Indica razonadamente:

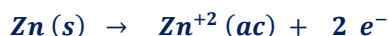
**DATOS:**  $E^\circ (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$

- (0,5 p) Las semirreacciones, indicando quién se oxida, quién se reduce y la reacción total que tiene lugar.
- (0,5 p) La f.e.m. de la pila.
- (0,5 p) La polaridad de cada electrodo.
- (0,5 p) Dibuja la pila e indica el sentido de circulación de los electrones.

El electrodo de plata, debido a su mayor potencial, actuará de cátodo, electrodo positivo. En este electrodo se produce la reducción de los iones  $\text{Ag}^+$  a plata metálico, por lo que los iones  $\text{Ag}^+$  son el oxidante del proceso:



El electrodo de cinc actuará de ánodo, electrodo negativo, y en él se produce la oxidación del cinc metálico a iones  $\text{Zn}^{2+}$ , por lo que el cinc metálico actuará de reductor del proceso:



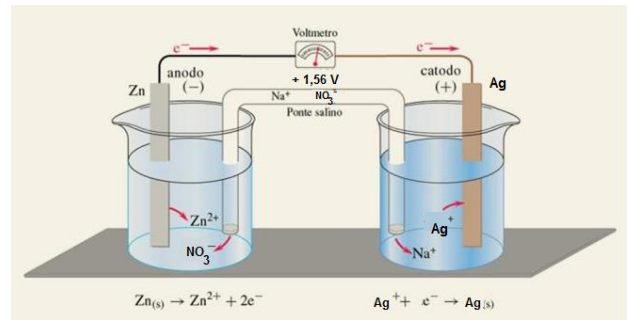
La reacción redox global que tiene lugar en la pila es:



Los electrones circulan del ánodo hacia el cátodo.

El potencial de la pila en condiciones estándar será:

$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = 0,8 - (-0,76) = 1,56 \text{ V}$$



## SEPTIEMBRE 2009

(2 p) Calcula la cantidad de aluminio que podrá obtenerse por electrólisis de una disolución de sulfato de aluminio (III),  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , utilizando una intensidad de 1000 amperios, durante una hora, si el rendimiento es del 80%.

Calculamos la cantidad de carga que ha atravesado la cuba electrolítica:

$$Q = I \cdot t = 1000 \cdot 3600 = 3,6 \cdot 10^6 \text{ C}$$

En el cátodo de la celda electrolítica, se produce la reducción de los iones aluminio (III) a aluminio metálico:



No se facilita la masa molar del Al y se supone que se debe conocer el valor de un Faraday, sino no se pueden hacer cálculos numéricos. De modo que los moles de Al obtenidos, teniendo en cuenta el rendimiento del 80% es:

$$n_{Al} = 3,6 \cdot 10^6 \text{ C} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{3 F} \cdot \frac{1 F}{96500 \text{ C}} \cdot 0,8 = 9,95 \text{ mol de Al}$$

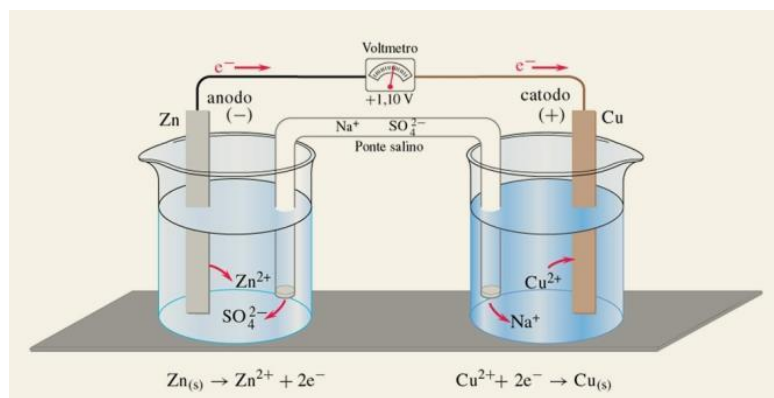
## JUNIO 2009

Explica cómo construirías en el laboratorio una pila con electrodos de cinc y cobre.  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  (Justifica las respuestas)

DATOS:  $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ;  $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$

- (0,5 p) Haz el dibujo correspondiente
- (0,5 p) ¿En qué sentido circularán los electrones?
- (0,5 p) ¿Cuáles son las especies oxidante y reductora?
- (0,5 p) ¿Cuál será el potencial de la pila en condiciones estándar?

Para preparar la pila necesitamos dos láminas metálicas: una de cinc sumergida en una disolución de una sal de  $\text{Zn}^{2+}$  (por ejemplo, sulfato de cinc) y otra de cobre sumergida en una disolución de una sal de  $\text{Cu}^{2+}$  (por ejemplo, sulfato de cobre (II)). Si queremos medir el potencial estándar de la pila ambas disoluciones deben ser 1 M en los respectivos iones metálicos. Necesitamos cable conductor para unir ambos electrodos y un dispositivo que nos permita observar el paso de corriente (por ejemplo, un voltímetro). Para finalizar necesitamos un tubo en forma de U





lleno de una disolución de una sal neutra (sulfato de sodio, por ejemplo), cerrado en sus extremos con algodón y sumergidos en cada una de las disoluciones (puente salino).

El electrodo de cobre, debido a su mayor potencial, actuará de cátodo. En este electrodo se produce la reducción de los iones  $\text{Cu}^{+2}$  a cobre metálico, por lo que los iones  $\text{Cu}^{+2}$  son el oxidante del proceso.

El electrodo de cinc actuará de ánodo y en él se produce la oxidación del cinc metálico a iones  $\text{Zn}^{+2}$ , por lo que el cinc metálico actuará de reductor del proceso.

Los electrones circulan del ánodo hacia el cátodo.

El potencial de la pila en condiciones estándar será:

$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$$

### JUNIO 2009

En un proceso de electrólisis de cloruro de sodio,  $\text{NaCl}$  (fundido) se depositan 5 g de sodio en el cátodo. Calcular:

**DATOS:** Masas atómicas: Na = 23; Cl = 35,5.

a) (1 p) Los moles de cloro gaseoso que se desprenden en el ánodo

En el cátodo de la celda electrolítica tiene lugar la reducción de los iones sodio a sodio metálico:



Calculamos la cantidad de electricidad que ha tenido que pasar por la celda para que se depositen 5 g de sodio:

$$\frac{23 \text{ g Na}}{1 F} = \frac{5 \text{ g Na}}{Q} \Rightarrow Q = 0,217 F$$

Esta misma carga pasa por al ánodo, donde tiene lugar la oxidación de los iones cloruro, desprendiéndose cloro molecular:



La cantidad de cloro desprendida es:

$$\frac{1 \text{ mol de Cl}_2}{2 F} = \frac{x \text{ mol de Cl}_2}{0,217 F} \Rightarrow x = 0,1085 \text{ moles de Cl}_2 \text{ desprendidos}$$

b) (1 p) El volumen que ocupa este gas a una presión de 1 atmósfera y a la temperatura de 298 K.

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,1085 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 2,65 \text{ L}$$