	QUÍMICA 2º Bachillerato Ejercicios: Reacciones de Oxidación Reducción (II)	1(10)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

Ejercicio nº 1

El KCl reacciona con KMnO_4 , en medio ácido sulfúrico, para dar cloro gaseoso, sulfato de manganeso (II), agua y sulfato de potasio.

- Igualé la ecuación molecular por el método del ión-electrón.
- ¿Qué volumen de cloro, medido en condiciones normales, se puede obtener al tratar 20 g de cloruro de potasio con exceso de permanganato?

Masas atómicas: Cl = 35,6; K = 39.

Ejercicio nº 2

El permanganato de potasio, en medio ácido sulfúrico, oxida al sulfato de hierro (II), formándose sulfato de hierro (III) y reduciéndose él a manganeso (II).

- Ajuste por el método del ión electrón la reacción que tiene lugar.
- Si se dispone de 25 ml de disolución de sulfato de hierro (II) 0,5 M, calcule el peso de permanganato de potasio necesario para su completa oxidación.

Datos: $M(\text{Mn}) = 55$ y $M(\text{K}) = 39$ u

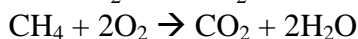
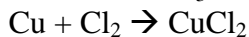
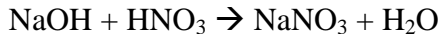
Ejercicio nº 3

Ajustar la siguiente reacción por el método del ion electrón:



Ejercicio nº 4

Dadas las siguientes reacciones:



- Justifica si todas son de oxidación reducción.
- Identifica el agente oxidante y el reductor donde proceda.

Ejercicio nº 5

1.- El nitrito potásico es oxidado a nitrato potásico en presencia de ácido sulfúrico por el permanganato potásico que se reduce a sulfato de manganeso(II).

Si en la reacción se produce además sulfato potásico y agua:

A) Ajustar la reacción iónica por el método del ion-electrón

B) Ajustar la ecuación molecular

C) Calcular los moles de nitrato potásico que se obtienen a partir de 100 ml de disolución 0,1 M de permanganato potásico.

Ejercicio nº 6


Utilizando el método del ion-electrón ajusta la siguiente reacción:



Ejercicio nº 7

En disolución acuosa y en medio ácido sulfúrico, el permanganato potásico reacciona con el peróxido de hidrógeno dando MnSO_4 , K_2SO_4 , oxígeno y agua.

- Ajustar la reacción por el método del ion-electrón.
- Calcular cuántos moles de peróxido de hidrógeno se necesitan para obtener 1 litro de oxígeno medido en condiciones normales.

	QUÍMICA 2º Bachillerato Ejercicios: Reacciones de Oxidación Reducción (II)	2(10)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

Ejercicio nº 8

2.- El sulfuro de cadmio (II) reacciona con ácido nítrico para dar nitrato de cadmio (II), proceso en el que además se forma azufre elemental y óxido de nitrógeno (II).

- Ajustar la reacción por el método del ion electrón.
- Calcular los gramos de sulfuro de cadmio (II) necesarios para preparar 22,0 g de nitrato de cadmio (II).

Ejercicio nº 9

4.- Explique razonadamente si los metales cobre y manganeso reaccionarán con ácido clorhídrico 1 M. Escriba en cualquier caso, razonándolo, la reacción espontánea que tiene lugar entre metal y ácido.

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

Ejercicio nº 10

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

- Las semirreacciones, indicando cual es la de oxidación, cual la de reducción y la reacción total.
- La f.e.m. de la pila.
- La polaridad de cada electrodo.

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

Ejercicio nº 11

4.- Dados los potenciales normales de reducción de los pares:

$E^\circ(\text{Cu}^+ / \text{Cu}) = 0,52 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}) = -1,19 \text{ V}$

$E^\circ(\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}) = 0,85 \text{ V}$

- Escriba la notación de la pila que presenta la mayor f.e.m y calcule su valor.
- Escriba la notación de la pila que presenta la menor f.e.m y calcule su valor.

Ejercicio nº 12


2. Sabiendo que el $E^\circ_{red}(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$, y el $E^\circ_{red}(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$, justifique si son válidas, o no, las siguientes afirmaciones:

- El Cu reduce a la Ag^+ .
- El polo negativo de una pila formada por ambos electrodos sería Ag^+ / Ag .
- De las reacciones señaladas, el ion Ag^+ es el oxidante más fuerte.
- La reacción $2 \text{Ag} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{Cu}$ se produce espontáneamente.

Ejercicio nº 13

Dados los potenciales normales estándar de reducción $E(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$ y $E(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$:

- ¿Cuál será la reacción espontánea que tendrá lugar en una pila formada por estos dos electrodos?, ¿por qué? Calcule la fem estándar de la pila.
- ¿En qué sentido y por dónde circularán los electrones?, ¿cuál será el cometido del puente salino? Haga un esquema de la pila. Escriba la notación de la pila.
- Establezca la diferencia entre el funcionamiento de una pila y de una celda electrolítica.

	QUÍMICA 2º Bachillerato Ejercicios: Reacciones de Oxidación Reducción (II)	3(10)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

Ejercicio nº 14

3.- Dados los potenciales normales de reducción $E^\circ (\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13 \text{ V}$ y $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$: a) Escriba las semirreacciones y la reacción ajustada de la pila formada. b) Calcule su fuerza electromotriz e indique qué electrodo actúa como ánodo y cuál como cátodo.

Ejercicio nº 15

5) a) Utilizando los valores de los potenciales de reducción estándar, indique de forma razonada si el ácido nítrico reaccionará con el cobre metal para dar iones Cu^{2+} y óxido de nitrógeno (II).
b) Si el apartado anterior es afirmativo escriba la ecuación iónica, ajústela por el método ion-electrón e indique el agente oxidante y el agente reductor.
 $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ v}$ y $E^\circ (\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96 \text{ v}$
(2,5 puntos)

Ejercicio nº 16

5.- A partir de los valores de potenciales normales de reducción, E° , para los sistemas:

Mg^{2+}/Mg	- 2,34 V	Zn^{2+}/Zn	- 0,76 V
Ag^+/Ag	+ 0,80 V	Cd^{2+}/Cd	- 0,40 V
K^+/K	- 2,93 V	Cu^{2+}/Cu	+ 0,34 V

- Indique que metales de la lista se disolverán espontáneamente en una disolución acuosa de HCl
- Si introducimos una varilla de zinc en disoluciones acuosas 1 M de nitrato de plata, nitrato de cadmio y nitrato de magnesio, justifique en que casos se formará una capa de otro metal sobre la varilla de zinc.

Ejercicio nº 17

3.- Tres cubas electrolíticas conectadas en serie contienen disoluciones acuosas de AgNO_3 la primera, de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ la segunda y de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ la tercera. Cuando las tres cubas son atravesadas por la misma cantidad de corriente, justifique si serán ciertas o no las siguientes afirmaciones:

- En el cátodo se depositará la misma masa en las tres cubas.
- En las cubas segunda y tercera se depositará el doble número de equivalente-gramo que en la primera.
- En las cubas segunda y tercera se depositarán la misma cantidad de sustancia.


Ejercicio nº 18

Se hace pasar una corriente de 5 A durante 2 horas a través de una celda electrolítica que contiene CaCl_2 (fundido)

- Escribe las reacciones de electrodo
- Calcule las cantidades, en gramos, que se depositan o desprenden en los electrodos.

Ejercicio nº 19

Razona los gramos de sodio que pueden obtenerse haciendo pasar una corriente de 6,5 A durante 45 minutos, a través de cloruro de sodio fundido. ¿En qué electrodo se produce la reacción? Dato: $M(\text{Na}) = 23 \text{ u}$

	QUÍMICA 2º Bachillerato Ejercicios: Reacciones de Oxidación Reducción (II)	4(10)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

Ejercicio nº 20

El proceso Hall de fabricación de aluminio es realizado mediante electrolisis del óxido de aluminio. Calcule el tiempo necesario para fabricar 9 gramos de aluminio si se utiliza una corriente de 10 A y el rendimiento es del 80 %

Datos: $M(\text{Al}) = 27 \text{ u}$; $1 \text{ F} = 96500 \text{ C}$

Ejercicio nº 21

4.- Una disolución acuosa de NiCl_2 se somete a electrólisis, mediante una corriente de 1.5 amperios durante dos horas.

- Indique los procesos que tienen lugar en el ánodo y en el cátodo.
- ¿Cuántos gramos de Ni se habrán depositado al final del proceso.

Ejercicio nº 22

2.- Se dispone de dos cubas electrolíticas conectadas en serie, con disoluciones de nitrato de plata y de ácido sulfúrico, respectivamente. Se hace pasar la corriente de forma que en la primera se depositan 0,2325 gramos de plata. Calcule el volumen de hidrógeno, medido a 25°C y 1 atmósfera de presión, que se desprenderán en la segunda cuba.

Datos: masas atómicas: $\text{Ag} = 108$; $\text{H} = 1$.

1 Faraday = 96500 C

Ejercicio nº 23

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

- La carga del ión metálico.
- El volumen de cloro desprendido medido en condiciones normales.

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

Ejercicio nº 24

2.- Una pieza metálica de $0,36 \text{ m}^2$ de superficie total se quiere recubrir con una capa de cromo de 10^{-7} m de grosor. Se sumerge la pieza en una célula electrolítica que contiene una disolución de una sal de cromo (III) por la que circula una corriente eléctrica de una intensidad de 100 A.

- Escribir el proceso catódico e indique el número de moles de electrones necesario para depositar un mol de átomos de cromo.
- ¿Cuál será la masa de cromo necesaria para recubrir la pieza?
- Calcule el tiempo que tardará en depositarse la capa metálica.


Datos: La masa atómica del cromo es 52 y su densidad es $7,19 \text{ g/cm}^3$. $1\text{F} = 96500\text{C}$

RESPUESTAS

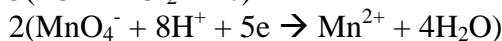
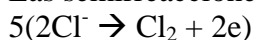
Solución nº 1

a)

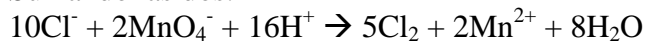


	QUÍMICA 2º Bachillerato Ejercicios: Reacciones de Oxidación Reducción (II)	5(10)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

Las semirreacciones:



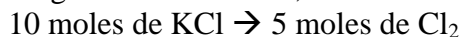
Sumando las dos:



Por último:



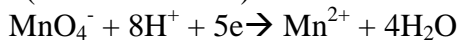
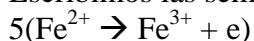
b) 20 gramos de KCl = 0,27 moles de KCl



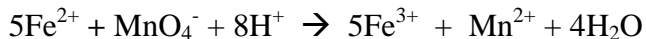
Solución nº 2



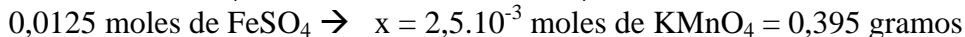
Escribimos las semirreacciones:



Añadiendo el resto:

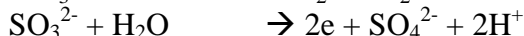
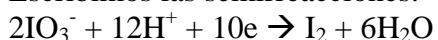


b) $M = n/V \rightarrow n = 0,5 \cdot 0,025 = 0,0125$ moles de sulfato de hierro (II)

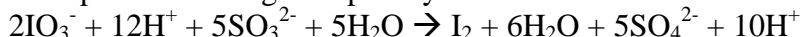


Solución nº 3

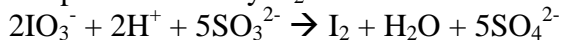
Escribimos las semirreacciones:



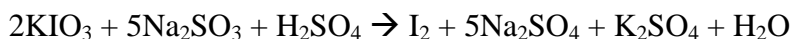
Multiplicamos la segunda por 5 y sumamos:



Simplificamos H^+ y H_2O :



Añadiendo el resto:



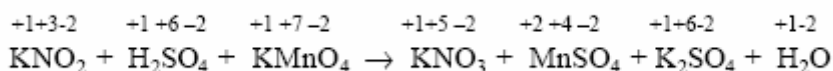
Solución nº 4

a) y b) La primera y la tercera no son reacciones de oxidación reducción.


Para la segunda:

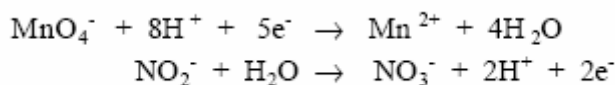


Solución nº 5

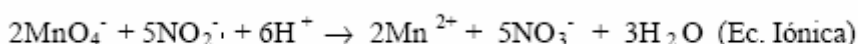
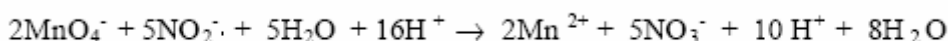


A) Escribimos las semirreacciones:

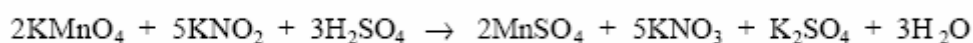
	QUÍMICA 2º Bachillerato Ejercicios: Reacciones de Oxidación Reducción (II)	6(10)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	



Multiplicamos la primera por 2, la segunda por 5 y sumamos:



B)

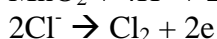
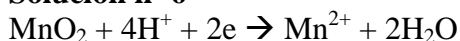


C) $M = n/V \rightarrow n = 0,1 \cdot 0,1 = 0,01$ moles de permanganato de potasio

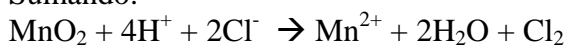
2 moles de $\text{KMnO}_4 \rightarrow 5$ moles de KNO_3

0,01 moles de $\text{KMnO}_4 \rightarrow x = 0,025$ moles de KNO_3

Solución nº 6



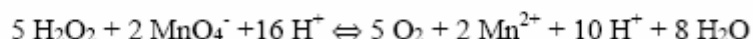
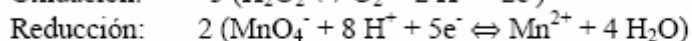
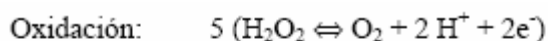
Sumando:



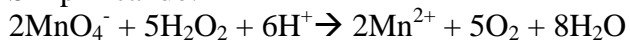
Solución nº 7

a)

Las semirreacciones:



Simplificando:



La reacción final:



b) 1 litro de oxígeno en CN = 1/22,4 = 0,045 moles de oxígeno


5 moles de $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 5$ moles de oxígeno

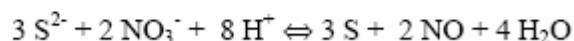
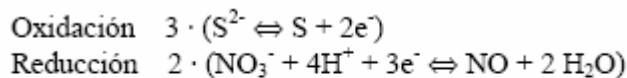
0,045 moles de $\text{H}_2\text{O}_2 \leftarrow 0,045$ moles de cloro

Solución nº 8

a) $\text{CdS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{NO}$

Las semirreacciones de oxidación-reducción:

	QUÍMICA 2º Bachillerato Ejercicios: Reacciones de Oxidación Reducción (II)	7(10)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	



La reacción final: $3\text{CdS} + 8\text{HNO}_3 \rightarrow 3\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{S} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

b) 22 gramos de nitrato de cadmio (II) = $22/236,4 = 0,093$ moles de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$

3 moles de CdS \rightarrow 3 moles de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$

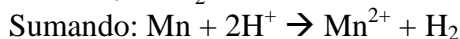
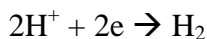
0,093 moles de CdS \leftarrow 0,093 moles de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$

0,093 moles de CdS = $0,093 \cdot 144,4 = 13,43$ gramos de CdS

Solución nº 9

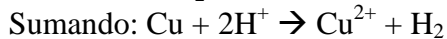
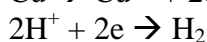
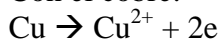


Con el manganeso:



$E^\circ = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0 - (-1,18 \text{ V}) = 1,18 \text{ V} > 0 \rightarrow$ la reacción es espontánea

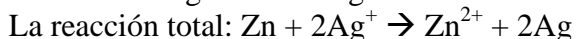
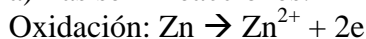
Con el cobre:



$E^\circ = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0 - (0,34 \text{ V}) = -0,34 \text{ V} < 0 \rightarrow$ la reacción no es espontánea

Solución nº 10

a) Las semirreacciones:



b) $E^\circ = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,80 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,56 \text{ V}$

c) Zn es el polo negativo (ánodo) y Ag es el polo positivo (cátodo)

Solución nº 11

a) $\text{Mn} + \text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{Hg} + \text{Mn}^{2+}$; $E^\circ = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,85 - (-1,19) = 2,04 \text{ V}$

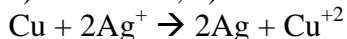
La notación de la pila: $\text{Mn}/\text{Mn}^{2+} // \text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$

b) $2\text{Cu} + \text{Hg}^{2+} \rightarrow \text{Hg} + 2\text{Cu}^+$; $E^\circ = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,85 - (0,52) = 0,33 \text{ V}$

La notación de la pila: $\text{Cu}/\text{Cu}^+ // \text{Hg}^{2+}/\text{Hg}$

Solución nº 12

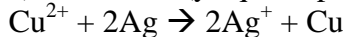
a) Verdadera; b) Falsa



$E^\circ = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V} \rightarrow$ la reacción es espontánea

El cobre se oxida (polo negativo) y reduce a la plata (polo positivo)

c) Verdadera (ya que el potencial de reducción de la plata es mayor); d) Falsa

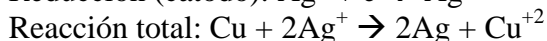
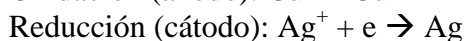
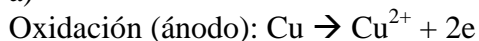


$E^\circ = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,34 - 0,80 = -0,46 \text{ V} \rightarrow$ la reacción no es espontánea



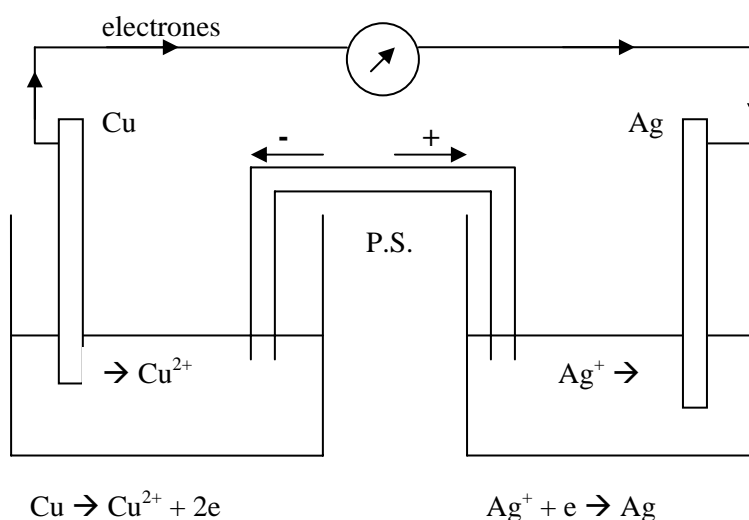
Solución nº 13

a)



$$E^\circ = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,80 - 0,34 = 0,46 \text{ V}$$

b) La notación de la pila: $\text{Cu(s)}/\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) // \text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag(s)}$

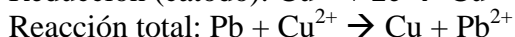
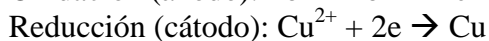
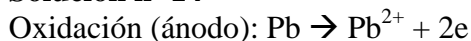


Los electrones circulan por el cable (circuito externo) desde el polo negativo al positivo y los iones circulan por el puente salino (circuito interno) para mantener el proceso e impedir la acumulación de cargas en las disoluciones.

c) En las pilas se transforma la energía química en energía eléctrica y en las celdas electroquímicas se transforma la energía eléctrica en energía química.

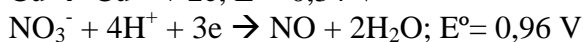
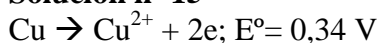
La oxidación se produce en el ánodo (el polo negativo en la pila y el positivo en la celda electroquímica) y la reducción en el cátodo (el polo positivo en la pila y el negativo en la celda electroquímica)

Solución nº 14

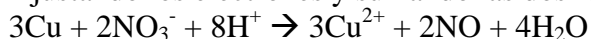


$$E^\circ = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,34 - (-0,13) = 0,47 \text{ V}$$


Solución nº 15



Ajustando los electrones y sumando las dos reacciones:

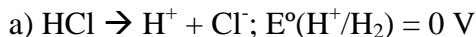


$$E^\circ = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0,96 - (0,34) = 0,62 \text{ V} \rightarrow \text{la reacción es espontánea}$$

	QUÍMICA 2º Bachillerato Ejercicios: Reacciones de Oxidación Reducción (II)	9(10)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

El cobre se oxida (agente reductor) y el ácido nítrico se reduce (agente oxidante)

Solución nº 16



Para disolver el metal tiene que oxidarse (ánodo) y el ion H^+ reducirse (cátodo)

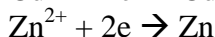
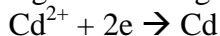
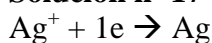
$$E^\circ = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = 0 - E_{\text{ánodo}}; E^\circ > 0 \text{ si } E_{\text{ánodo}} < 0 \text{ (Mg, K, Zn y Cd)}$$

b) Para que otro metal forme una capa tiene que reducirse y el cinc tiene que oxidarse:

$$E^\circ = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{cátodo}} - E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = E_{\text{cátodo}} - (-0,76 \text{ V}) = E_{\text{cátodo}} + 0,76 \text{ V}$$

$E^\circ > 0$ para plata (nitrato de plata) y cadmio (nitrato de cadmio)

Solución nº 17



a) Falso. Supongamos que circulan 2 moles de electrones por las tres cubas. En la primera se depositarán 2 moles de plata (215 gramos), en la segunda 1 mol de Cd (112,4 gramos) y en la tercera 1 mol de cinc (65,37 gramos)

b) Falso. En las tres cubas se depositan los mismos equivalentes.

$$\text{eq} = \text{moles} \cdot \text{valencia}$$

Supongamos que circulan 2 moles de electrones:

$$\text{eq}(\text{Ag}) = 2 \text{ moles} \cdot 1 = 2 \text{ equivalentes}$$

$$\text{eq}(\text{Cd}) = 1 \text{ mol} \cdot 2 = 2 \text{ equivalentes}$$

$$\text{eq}(\text{Zn}) = 1 \text{ mol} \cdot 2 = 2 \text{ equivalentes}$$

c) Cierto. Se depositan los mismos moles (cantidad de sustancia)

Solución nº 18



b) $q = I \cdot t = 5 \cdot 2 \cdot 60 \cdot 60 = 36000 \text{ C} = 0,375 \text{ F}$

$$2 \text{ F} \rightarrow 1 \text{ mol de Ca}$$

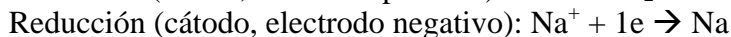
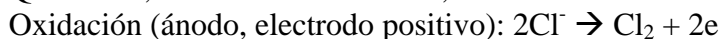
$$0,375 \text{ F} \rightarrow x = 0,19 \text{ moles de Ca} = 7,5 \text{ gramos}$$

$$2 \text{ F} \rightarrow 1 \text{ mol de Cl}_2$$

$$0,375 \text{ F} \rightarrow x = 0,19 \text{ moles de Cl}_2 = 13,9 \text{ gramos de cloro}$$

Solución nº 19

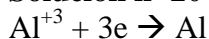
$$Q = I \cdot t = 6,5 \cdot 45 \cdot 60 = 17550 \text{ C} = 0,182 \text{ F}$$



$$1 \text{ mol de e (1 F)} \rightarrow 1 \text{ mol de Na}$$

$$0,182 \text{ F} \rightarrow 0,182 \text{ mol de Na} = 4,2 \text{ gramos de Na}$$


Solución nº 20



$$3 \text{ F} \rightarrow 1 \text{ mol de Al} = 27 \text{ gramos de Al}$$

$$27 \cdot 0,80 = 21,6 \text{ gramos (por el rendimiento del 80 \%)}$$

$$3 \text{ F} \rightarrow 21,6 \text{ gramos de Al}$$

	QUÍMICA 2º Bachillerato Ejercicios: Reacciones de Oxidación Reducción (II)	10(10)
	Autor: Manuel Díaz Escalera (http://www.fgdiazescalera.com) Colegio Sagrado Corazón, Sevilla (España)	

X → 9 gramos

X = 1,25 F = 120625 C; t = q/I = 120625/10 = 12062,5 s

Solución nº 21

a)

Oxidación (ánodo, electrodo positivo): $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}$

Reducción (cátodo, electrodo negativo): $\text{Ni}^{+2} + 2\text{e} \rightarrow \text{Ni}$

b)

q = I.t = 1,5 . 2.60.60 = 10800 C = 0,11 F

2 F → 1 mol de Ni

0,11 F → x = 0,055 mol de Ni = 3,23 gramos de Ni

Solución nº 22

$\text{Ag}^+ + 1\text{e} \rightarrow \text{Ag}$

1 F → 1 mol de Ag = 108 gramos

X → 0,2325 gramos de plata

X = $2,15 \cdot 10^{-3}$ F

$2\text{H}^+ + 2\text{e} \rightarrow \text{H}_2$

2 F → 1 mol de H_2

$2,15 \cdot 10^{-3}$ F → x = $1,075 \cdot 10^{-3}$ mol de H_2

P.V = n.R.T → V = 0,026 litros de H_2

Solución nº 23

a) Q = 3215 C = 0,033 F

$\text{M}^{+n} + n\text{e} \rightarrow \text{M}$

n F → 1 mol del metal (M) = 157,2 g

0,0033 F → 1,74 gramos

n = 2,98 ~ 3

b) $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}$

2 F → 1 mol de Cl_2

0,0033 F → x = 0,0165 mol de Cl_2 = 0,37 litros en CN

Solución nº 24

a) $\text{Cr}^{+3} + 3\text{e} \rightarrow \text{Cr}$; se necesitan 3 moles de electrones

b) V = S.h = $0,36 \text{ m}^2 \cdot 10^{-7} \text{ m} = 3,6 \cdot 10^{-8} \text{ m}^3 = 0,036 \text{ cm}^3$

d = m/V; m = d.V = 7,19 . 0,036 = 0,26 gramos de Cr

c) 3 F → 1 mol de Cr = 52 gramos de Cr

x → 0,26 gramos de Cr

x = 0,015 F = 1447,5 C

t = q/I = 1447,5/100 = 14,5 s