

	IES EL ESCORIAL Departamento de Física y Química	Hoja 8
	EJERCICIOS DE QUÍMICA. 2º DE BACHILLERATO Equilibrio Redox	

- Las disoluciones acuosas del permanganato potásico en medio ácido (ácido sulfúrico) oxidan al peróxido de hidrógeno, formando oxígeno, sulfato de manganeso, sulfato potásico y agua.
 - Formule y ajuste las semireacciones iónicas de oxidación y reducción y la reacción molecular.
 - Calcule los gramos de oxígeno que se liberan al añadir un exceso de permanganato a 200 mL de agua oxigenada 0.01 M
 - ¿Qué volumen ocuparía el oxígeno obtenido, medido a 21° y 720 mm Hg? Datos: $R=0,082 \text{ atmLmol}^{-1}\text{K}^{-1}$. $M_a(\text{O}) 16 \text{ g/mol}$
- Se sabe que el ión permanganato oxida al hierro (II) a hierro (III) en presencia de ácido sulfúrico, reduciéndose él a manganeso (II).
 - Escriba y ajuste las semireacciones de oxidación y reducción y la ecuación iónica global.
 - ¿Qué volumen de permanganato 0.02 M se requiere para oxidar 40 mL de disolución 0.1 M de sulfato de hierro (II) en disolución de ácido sulfúrico?
- Si 18 mL de una disolución 0,15 molar de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ reaccionan exactamente con un volumen V de disolución 0,9 molar de FeSO_4 , de acuerdo con la reacción: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$
 - Ajuste la reacción molecular por el método del ión electrón.
 - Determine el valor del volumen V.
 - Masa de hierro contenida en ese volumen. Dato: $M_a(\text{Fe})= 55,8 \text{ u}$
- Dada la reacción en la que el ión permanganato oxida, en medio ácido, al dióxido de azufre, obteniéndose ión tetraoxosulfato (VI) e ión manganeso (II).
 - Ajuste la reacción iónica por el método del ión electrón
 - Calcule el potencial estándar de la pila y justifique si la reacción es espontánea o no.
 - Calcule el volumen de la disolución de permanganato 0.015 M necesario para oxidar 0,32 g de dióxido de azufre. Datos: $E_0 (\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51 \text{ V}$; $E_0 (\text{SO}_4^{2-}/\text{SO}_2) = 0,17 \text{ V}$
- En una disolución ácida de ión dicromato oxida al ácido oxálico ($\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) a CO_2 según la reacción (sin ajustar) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{CO}_2$
 - Indique los estados de oxidación de todos los átomos en cada uno de los reactivos y productos de dicha reacción.
 - Escriba y ajuste las semireacciones de oxidación y reducción y la ecuación global.
 - Justifique si es espontánea o no en condiciones estándar. Datos: $E^0(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+})=1,33 \text{ V}$; $E^0(\text{CO}_2/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) -0.49 \text{ V}$
- Conociendo los potenciales normales de reducción de los halógenos:
 - Escriba las siguientes reacciones y determine cuáles serán espontáneas.
 - Oxidación del ión bromuro por yodo.
 - Reducción del cloro por el bromuro.
 - Oxidación del yoduro por el cloro.
 - Justifique cual es la especie más oxidante y cuál es la más reductora. Datos: $E^0(\text{F}_2/\text{F}^-) = 2,85 \text{ V}$; $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36\text{V}$; $E^0(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1.07 \text{ V}$; $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.54 \text{ V}$
- A partir de los potenciales de reducción estándar: $E^0 (\text{Zn}^{2+}/\text{Zn})= -0,76 \text{ V}$; $E^0 (\text{Cd}^{2+}/\text{Cd})=-0,40 \text{ V}$ y $E^0 (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})= 0,34 \text{ V}$. Indica, justificando la respuesta, si son ciertas o no las siguientes afirmaciones:
 - Con un electrodo de Zn^{2+}/Zn y otro de Cd^{2+}/Cd no se puede construir una pila, ya que ambos tienen potenciales estándar de reducción negativos y hace falta que uno sea positivo.
 - Si en una disolución que contiene iones cobre (II) se introduce una lámina de zinc, sobre ella se depositará cobre metálico.
 - Si a una disolución que contiene iones Cd^{2+} se le añaden iones Cu^{2+} , se depositará cobre metálico.
- En el cátodo de una pila se reduce el dicromato potásico en medio ácido a Cromo (III).
 - ¿Cuántos moles de electrones deben llegar al cátodo para reducir 1 mol de dicromato potásico?
 - Calcule la cantidad de Faraday que se consume, para reducir todo el dicromato

- presente en una disolución, si ha pasado una corriente eléctrica de 2,2 A durante 15 min.
- c. ¿Cuál será la concentración inicial de dicromato en la disolución anterior, si el volumen es de 20 mL? Datos: Faraday = 96500 C/mol
9. En un vaso que contiene 100 mL de disolución de concentración 10^{-3} M del ión Au^{3+} se introduce una placa de cobre metálico.
- Ajuste la reacción redox que se podría producir. Calcule su potencial normal e indique si es espontánea.
 - Suponiendo que se reduce todo el Au^{3+} presente, determine la concentración resultante de iones Cu^{2+} . Calcule los moles de electrones implicados. Datos: $E^\circ(\text{Au}^{3+}/\text{Au}) = 1,52$ V; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34$ V.
10. Para un proceso electrolítico de una disolución de AgNO_3 en el que se obtiene Ag metal, justifique si son verdaderas o falsas cada una de las siguientes afirmaciones:
- Para obtener 1 mol de Ag se requiere el paso de 2 moles de electrones.
 - En el ánodo se produce la oxidación de los protones del agua.
 - En el cátodo se produce oxígeno.
 - Los cationes de plata se reducen en el cátodo.
11. Se realiza la electrólisis de una disolución acuosa que contiene Cu^{2+} . Calcule:
- La carga eléctrica necesaria para que se depositen 5 g de Cu en el cátodo. Exprese el resultado en culombios.
 - ¿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? Datos: $R = 0,082$ atm·L mol $^{-1}$ K $^{-1}$; Masas atómicas: H = 1; Cu = 63,5; F = 96500 C.
12. Conteste razonadamente si las reacciones que se dan en los siguientes apartados serán espontáneas, ajustando los procesos que tengan lugar:
- Al agregar aluminio metálico a una disolución acuosa de iones Cu^{2+} .
 - Al agregar un trozo de manganeso a una disolución acuosa 1 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Datos: $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66$ V; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34$ V; $E^\circ(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1,18$ V; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,12$ V
13. Se dispone de una pila formada por un electrodo de zinc, sumergido en una disolución 1 M de $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ y conectado con un electrodo de cobre, sumergido en una disolución 1 M de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Ambas disoluciones están unidas por un puente salino.
- Escriba el esquema de la pila y explique la función del puente salino.
 - Indique en qué electrodo tienen lugar la oxidación y en cuál la reducción.
 - Escriba la reacción global que tienen lugar e indique en qué sentido circula la corriente.
 - ¿En qué electrodo se deposita el cobre?
14. Considerando los datos adjuntos, deduzca si se producirán las siguientes reacciones de oxidación-reducción y ajuste las que puedan producirse:
- $\text{MnO}_4^- + \text{Sn}^{2+} \rightarrow$
 - $\text{NO}_3^- + \text{Mn}^{2+} \rightarrow$
 - $\text{MnO}_4^- + \text{IO}_3^- \rightarrow$
 - $\text{NO}_3^- + \text{Sn}^{2+} \rightarrow$
- Datos: $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1,51$ V; $E^\circ(\text{IO}_4^-/\text{IO}_3^-) = 1,65$ V; $E^\circ(\text{Sn}^{4+}/\text{Sn}^{2+}) = 0,15$ V; $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96$ V
15. Para obtener 3,08 g de un metal M por electrólisis, se pasa una corriente de 1,3A a través de una disolución de MCl_2 durante dos horas. Calcule:
- La masa atómica del metal.
 - Los litros de cloro producidos a 1 atmósfera de presión y 273 K. Datos: Constante de Faraday $F = 96500$ C; $R = 0,082$ atm·L/K·mol
16. Deduzca razonadamente y escribiendo la reacción ajustada:
- Si el hierro en su estado elemental puede ser oxidado a hierro(II) con MoO_4^{2-}
 - Si el hierro (II) puede ser oxidado a hierro (III) con NO_3^- : Datos: $E^\circ(\text{MoO}_4^{2-}/\text{Mo}^{3+}) = 0,51$ V; $E^\circ(\text{NO}_3^-/\text{NO}) = 0,96$ V. $E^\circ(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = 0,77$ V; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44$ V.
17. Se tienen dos cubas electrolíticas conectadas en serie, la primera contiene una disolución de sulfato de níquel (II), y la segunda una disolución de nitrato de plata. Se hace pasar una corriente continua, depositándose 0,650 g de plata. Calcule:
- Los gramos de níquel que se han depositado en la primera cuba.
 - La cantidad de corriente que han pasado a través de las cubas.
 - El tiempo necesario para la deposición si por la pila circula una corriente de 2,5A. Datos: $M_a(\text{Ag}) = 107,9$ u; $M_a(\text{Ni}) = 58,7$ u; $F = 96500$ C.