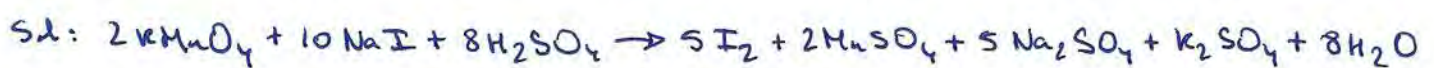
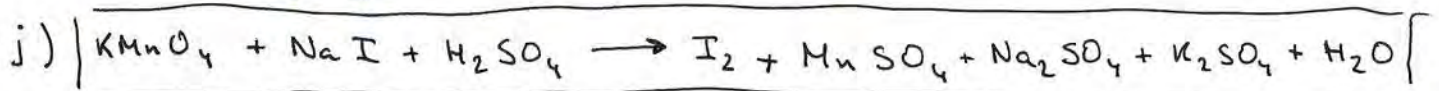
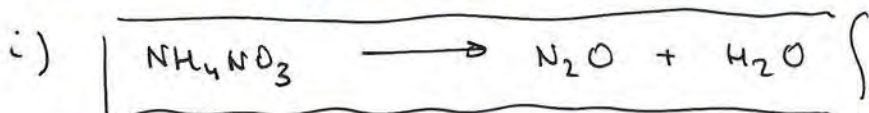
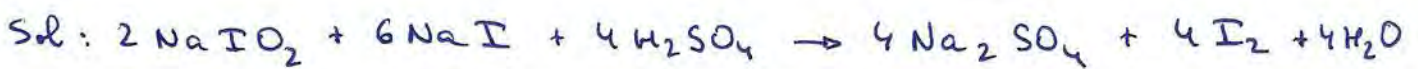
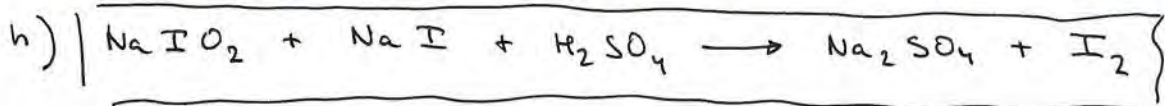
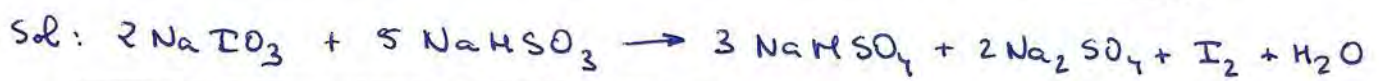
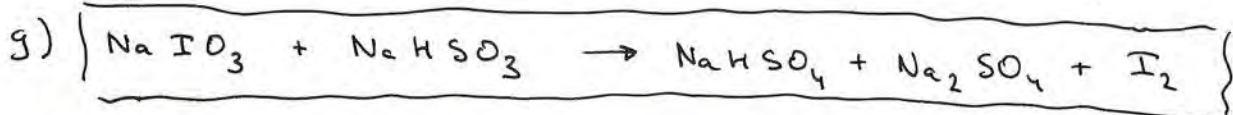
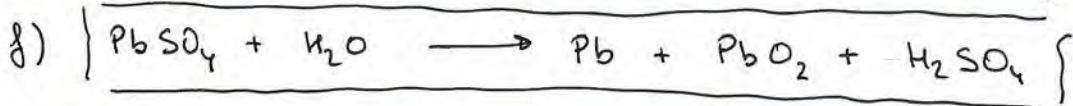
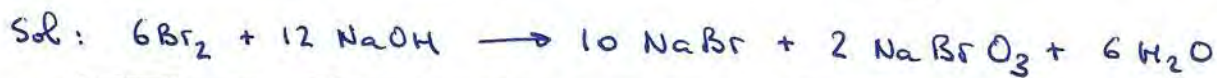
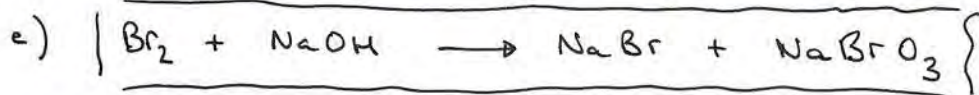
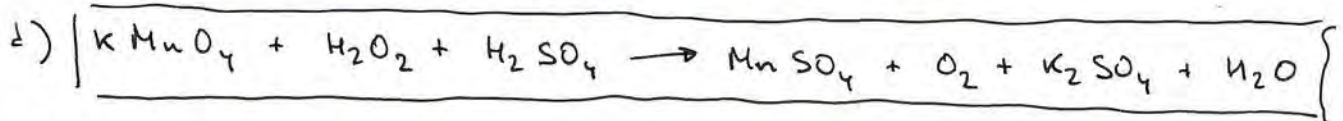
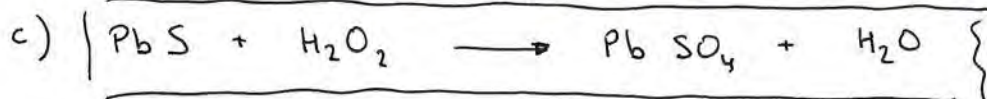
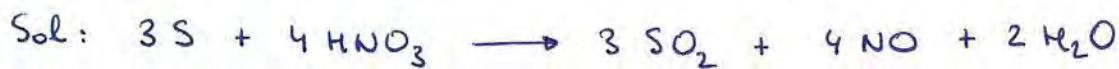
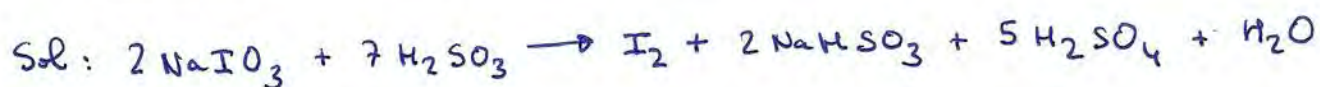
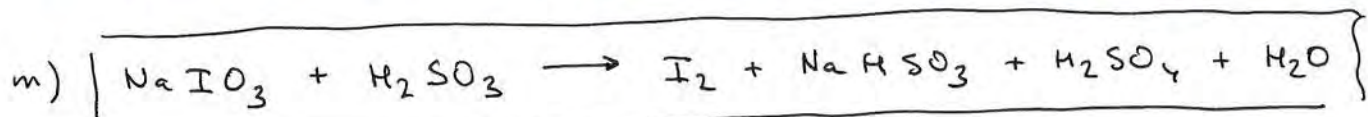
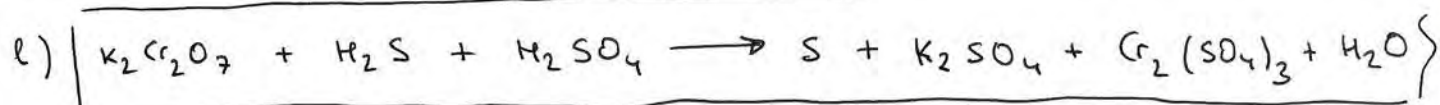
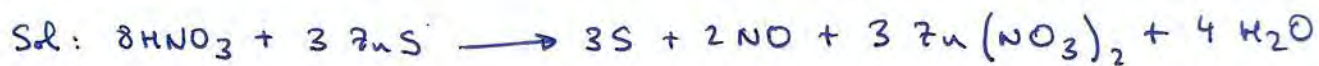
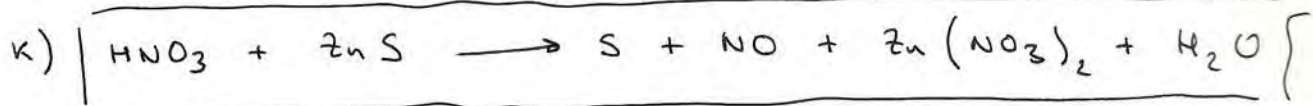


Reacciones Redox







Problemas y cuestiones de "REDOX" + ficha ión-electrón
2º de bachillerato. Química



1. Deduzca razonadamente y escribiendo la reacción ajustada:

a) Si el hierro en su estado elemental puede ser oxidado a hierro (II) con MoO_4^{2-} .

b) Si el hierro (II) puede ser oxidado a hierro (III) con NO_3^- .

Datos: $E^0(\text{MoO}_4^{2-}/\text{Mo}^{3+})=0,51\text{v}$; $E^0(\text{NO}_3^-/\text{NO})=0,96\text{v}$; $E^0(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+})=0,77\text{v}$;

$E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe})= -0,44\text{v}$

Sol: Ambas reacciones serán espontáneas ($E^0=0,95\text{v}$; $E^0=0,19\text{v}$)

2. 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.

a) Ajuste la reacción redox que se podría producir. Calcule su potencial normal e indique si es espontánea.

b) Suponiendo que se reduce todo el Au^{3+} presente, determine la concentración resultante de iones Cu^{2+} . Calcule los moles de electrones implicados.

Datos: $E^0(\text{Au}^{3+}/\text{Au})= 1,52\text{v}$; $E^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})= 0,34\text{v}$.

Sol: $E^0=1,18\text{v}$ Reacción espontánea; $3 \cdot 10^{-4}$ moles de electrones

3. Dada la siguiente tabla de potenciales normales expresados en voltios:

Par redox:	E^0
$\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$	1,35
$\text{ClO}_4^- / \text{ClO}_3^-$	1,19
$\text{ClO}_3^- / \text{ClO}_2^-$	1,16
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	0,35
$\text{SO}_3^{2-} / \text{S}^{2-}$	0,23
$\text{SO}_4^{2-} / \text{S}^{2-}$	0,15
$\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^{2+}$	0,15
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	-0,14

a) Escriba el nombre de:

- La forma reducida del oxidante más fuerte.
- Un catión que pueda ser oxidante y reductor.
- La especie más reductora.
- Un anión que pueda ser oxidante y reductor.

b) Escriba y ajuste dos reacciones que sean espontáneas, entre especies que figuren en la tabla que correspondan a:

- Una oxidación de un catión por un anión.
- Una reducción de un catión por un anión.

4. 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 1M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- Datos: $E^0(\text{Al}^{3+} / \text{Al}) = -1,66\text{v}$; $E^0(\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}) = 0,34\text{v}$; $E^0(\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}) = -1,18\text{v}$; $E^0(\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}) = -0,12\text{v}$.
- Sol: Reacción espontánea ($E^0 = 2\text{ v}$); Reacción espontánea ($E^0 = 1,06\text{ v}$)
5. 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: $E^0(\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = 1,51\text{v}$; $E^0(\text{IO}_4^- / \text{IO}_3^-) = 1,65\text{v}$; $E^0(\text{Sn}^{4+} / \text{Sn}^{2+}) = 0,15\text{v}$; $E^0(\text{NO}_3^- / \text{NO}) = 0,96\text{v}$
- Sol: Se producirán (espontáneas) a) y d)
6. El bromuro de potasio reacciona con el ácido sulfúrico concentrado para dar sulfato de potasio, bromo libre, dióxido de azufre y agua. Contesta a las siguientes preguntas:
- Formule y ajuste las semirreacciones iónicas Redox y la reacción neta molecular.
 - ¿Cuántos cm^3 de bromo se producirán al hacer reaccionar 20g de bromuro de potasio con ácido sulfúrico en exceso?
- Datos: M atómicas: Br= 80; K=39; Densidad (Br_2)= 2,8g/ cm^3 .
7. Un método de obtención de cloro gaseoso se basa en la oxidación del ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose simultáneamente dióxido de nitrógeno y agua.
- Escriba la reacción ajustada por el método del ión-electrón.
 - Determine el volumen de cloro obtenido, a 25 $^{\circ}\text{C}$ y 1 atm, cuando se hacen reaccionar 500 ml de una disolución 2M de HCl con ácido nítrico en exceso, si el rendimiento de la reacción es de un 80%.
- Sol: $2\text{HCl} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; 9,77 litros de Cl_2
8. 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.
- Sol: F; F; F; V
9. En el cátodo de una pila se reduce el dicromato de potasio 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 15min.
 - ¿Cuál será la concentración inicial de dicromato en la disolución anterior, si el volumen es de 20 ml?

Datos: Faraday = 96500 C/mol
Sol: 6 moles de electrones; 0,0205 F; 0,171 mol/l

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

- La carga eléctrica necesaria para que se depositen 5g de Cu en el cátodo. Exprese el resultado en culombios.
- ¿Qué volumen de $\text{H}_{2(\text{g})}$, medido a 30 °C y 770 mmHg, se obtendría si esa carga eléctrica se emplease para reducir H^+ (acuoso) en un cátodo?

Datos: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{l}/\text{mol}\cdot\text{K}$; Masas atómicas: $\text{Cu}=63,5$; $F=96500 \text{ C}$

Sol: 15196,35 C; $V(\text{H}_2)=1,93 \text{ L}$

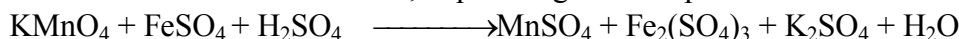
11. Para obtener 3,08 g de un metal M por electrólisis, se pasa una corriente de 1,3 A a través de una disolución de MCl_2 durante 2 horas. Calcule:

- La masa atómica del metal.
- Los litros de cloro producidos a 1 atm de presión y 273 K.

Datos: Constante de Faraday $F=96500 \text{ C}/\text{mol } e^-$; $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{l}/\text{mol}\cdot\text{K}$

Sol: 63,51 g $\text{M} \rightarrow \text{Cu}$; $V(\text{Cl}_2)=1,086 \text{ L}$

1. En medio ácido sulfúrico, el permanganato de potasio reacciona con Fe(II) según:



a) Ajusta la reacción por el método de ion-electrón.

b) Calcula el número de moles de sulfato de hierro (III) que se obtienen cuando reaccionan 79 g de permanganato de potasio con la cantidad necesaria de Fe (II).

Datos: Masas atómicas: O = 16 ; K = 39 ; Mn = 55

2. Se construye una pila, en condiciones estándar, con un electrodo de cobre y un electrodo de aluminio.

a) Indica razonadamente cuál es el cátodo y cuál el ánodo.

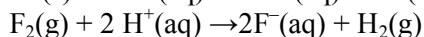
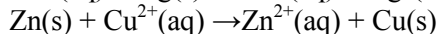
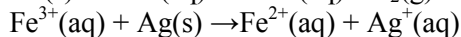
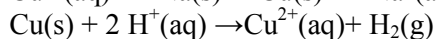
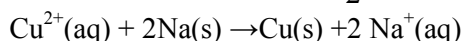
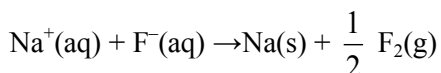
b) Calcula la f.e.m. de la pila.

Datos: Potenciales estándar de reducción: $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu} = 0,34 \text{ V}$; $\text{Al}^{3+}/\text{Al} = -1,65 \text{ V}$

3. La siguiente tabla recoge los potenciales normales de electrodo de los sistemas dados:

Sistema	$E^0(V)$
$\text{Na}^+(\text{aq})/\text{Na}(\text{s})$	-2,71
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$	-0,76
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$	+0,34
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq})/\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	+0,77
$\text{Ag}^+(\text{aq})/\text{Ag}(\text{s})$	+0,80
$\text{F}_2(\text{g})/\text{F}^-(\text{aq})$	+2,65

Explica el sentido en que transcurriría cada una de las siguientes reacciones, suponiendo que reactivos y productos se encuentran en las condiciones de definición del potencial normal. Para simplificar la exposición, explica, en primer lugar, los criterios que piensas aplicar. Después, simplemente, escribe la reacción e indica el sentido, directo o inverso.



4. Se realiza la electrólisis de 350 ml de una disolución acuosa de NaCl con una corriente de 2 A.

a) Indica las reacciones que se producen en los compartimentos anódico y catódico.

b) Calcula el tiempo transcurrido en la electrólisis si se desprenden 7 L de Cl_2 a 1 atm y 25 °C.

Datos: $F = 96500 \text{ C/mol}$; $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$ Masa atómica Cl = 35,5

5. Contesta razonadamente a las siguientes cuestiones y ajusta por el método de ion-electrón las reacciones que tengan lugar de forma espontánea:

a) ¿Qué especie es el oxidante más fuerte y cuál el reductor más fuerte?

b) ¿Qué sucede si una disolución de sulfato de hierro (II) se guarda en un recipiente de cobre? ¿Y si una de sulfato de cobre (II) se guarda en un recipiente de hierro?

c) ¿Se formará un recubrimiento metálico sobre una barra de plomo introducida en una disolución acuosa 1 M de Ag^+ ?

Datos: $E(v)$; $(\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}) = -2,37$ $(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44$ $(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13$ $(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34$ $(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80$.

6. Contesta 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: $E^\circ(\text{Al}^{3+}/\text{Al}) = -1,66\text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34\text{ V}$; $E^\circ(\text{Mn}^{2+}/\text{Mn}) = -1,18\text{ V}$; $E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,12\text{ V}$
7. Se toma una muestra de un cloruro metálico, se disuelve en agua y se realiza la electrolisis de la disolución aplicando una intensidad de corriente de 2 A durante 30 minutos, depositándose entonces en el cátodo $1,26\text{ g}$ del metal.
- Calcula la carga del catión sabiendo que la masa atómica del elemento es $101,1$.
 - Determina el volumen de gas cloro a 27°C y 1 atm que se desprenderá en el ánodo durante la electrolisis.
- Datos: $F = 96500\text{ C}\cdot\text{mol}^{-1}$; $R = 0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$
8. Considera la reacción redox: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ \longrightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$.
- ¿Qué especie es el oxidante y a qué se reduce? ¿Pierde o gana electrones?
 - ¿Qué especie es el reductor y a qué se oxida? ¿Pierde o gana electrones?
 - Ajusta por el método del ion-electrón la reacción molecular entre FeSO_4 y $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en presencia de ácido sulfúrico, para dar $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ y $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, entre otras sustancias.
 - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 6\text{FeSO}_4 + 7\text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$
9. Se tiene una disolución acuosa de sulfato de cobre(II).
- Calcula la intensidad de corriente que se necesita pasar a través de la disolución para depositar 5 g de cobre en 30 minutos.
 - ¿Cuántos átomos de cobre se habrán depositado?
- Datos: Masa atómica del $\text{Cu} = 63,5$; $N_A = 6,023 \cdot 10^{23}\text{ átomos}\cdot\text{mol}^{-1}$; $F = 96500\text{ culombios}\cdot\text{mol}^{-1}$
10. Un método de obtención de cloro gaseoso se basa en la oxidación del ácido clorhídrico con ácido nítrico, produciéndose simultáneamente dióxido de nitrógeno y agua.
- Escribe la reacción ajustada por el método de ion-electrón.
 - 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 ácido nítrico en exceso, si el rendimiento de la reacción es de un 80% .
11. Conociendo los potenciales normales de reducción de los halógenos, escribe las siguientes reacciones y determine cuáles serán espontáneas:
- Oxidación del ion bromuro por yodo.
 - Reducción de cloro por ion bromuro.
 - Oxidación de ioduro con cloro.
 - Justifica cuál es la especie más oxidante y cuál es más reductora. F_2
- Datos: $E^\circ(\text{F}_2/\text{F}^-) = 2,85\text{ V}$; $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1,36\text{ V}$; $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1,07\text{ V}$; $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0,54\text{ V}$
12. Dos celdas electrolíticas que contienen nitrato de plata (I) y sulfato de cobre (II), respectivamente, están montadas en serie. Si en la primera se depositan 3 gramos de plata,
- calcula los gramos de cobre que se depositarán en la segunda celda.
 - calcula el tiempo que tardarán en depositarse si la intensidad de la corriente es de 2 amperios.
- Datos: Masas atómicas: $\text{Ag} = 107,9$ $\text{Cu} = 63,5$; Faraday: 96500 C

