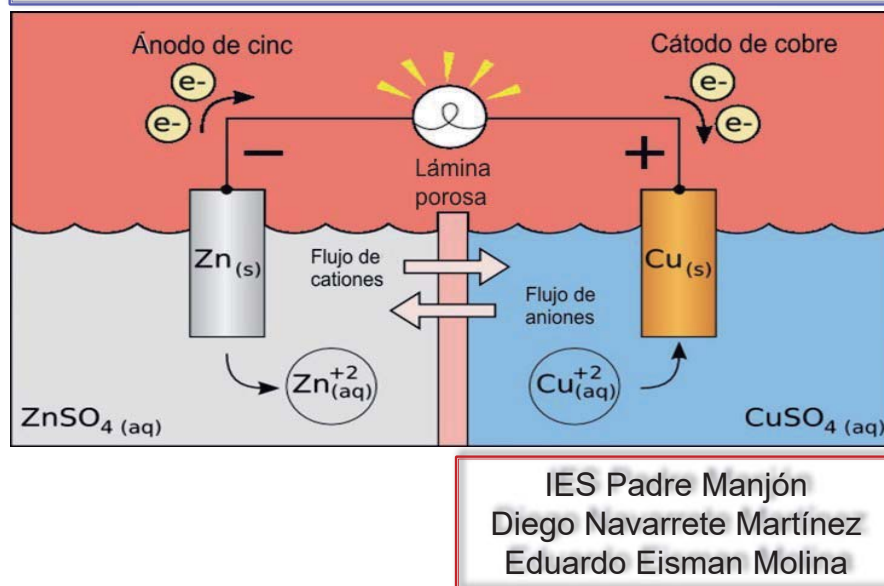


# Tema 08 b

## Reacciones Redox



### 08b.- Reacciones redox. Actividades

1.- Cuando el  $I_2$  reacciona con gas hidrógeno, se transforma en yoduro de hidrógeno:

- Escriba el proceso que tiene lugar, estableciendo las correspondientes semirreacciones redox.
- Identifique, razonando la respuesta, la especie oxidante y la especie reductora.
- ¿Cuántos electrones se transfieren para obtener un mol de yoduro de hidrógeno según el proceso redox indicado? Razone la respuesta.

a y b)

**Semirreacción de oxidación:**  $H_2 \rightarrow 2 H^+ + 2 e^-$        $H_2$ : Agente reductor

**Semirreacción de reducción:**  $I_2 + 2 e^- \rightarrow 2 I^-$        $I_2$ : Agente oxidante.

**Reacción global:**  $I_2 + H_2 \rightarrow 2 HI$

c) Para obtener un mol de HI se transfiere 1 mol de electrones.

## 08b.- Reacciones redox. Actividades

2.- El ácido nítrico reacciona con el cobre generando nitrato de cobre (II), monóxido de nitrógeno (NO) y agua.

- Escriba la ecuación iónica del proceso.
- Asigne los números de oxidación y explique qué sustancia se oxida y cuál se reduce.
- Determine la ecuación molecular y ajústela mediante el método del ion-electrón.

a)



Semirreacción de oxidación:  $3 \times (\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^-)$  Se oxida el  $\text{Cu}^0$   
Semirreacción de reducción:  $2 \times (\text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O})$  Se reduce el  $\text{NO}_3^-$



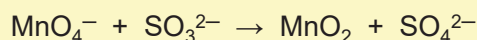
b) Cu: pasa de número de oxidación 0 a 2+, por lo que aumenta su número de oxidación y se oxida (es el reductor).

N: pasa de número de oxidación +5 en el  $\text{HNO}_3$  a +2 en el NO, por lo que disminuye su número de oxidación y se reduce (es el oxidante).

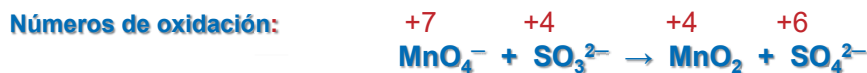


## 08b.- Reacciones redox. Actividades

3.- La siguiente reacción transcurre en medio ácido:



- Razone qué especie se oxida y cuál se reduce.
- Indique cuál es el oxidante y cuál el reductor, justificando la respuesta.
- Ajuste la reacción iónica.



El azufre:  $\text{S}^{4+} \rightarrow \text{S}^{6+}$ , por lo que el  $\text{SO}_3^{2-}$  **se oxida y será el reductor.**  
El manganeso:  $\text{Mn}^{7+} \rightarrow \text{Mn}^{4+}$  por lo que el  $\text{MnO}_4^-$  **se reduce y será el oxidante.**

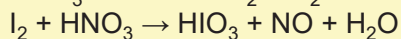
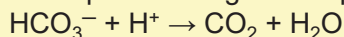
Semirreacción de oxidación:  $3 \times (\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{e}^-)$

Semirreacción de reducción:  $2 \times (\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O})$



## 08b.- Reacciones redox. Actividades

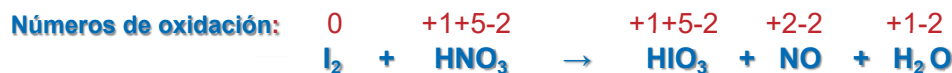
4.- a) Justifique si los siguientes procesos son redox:



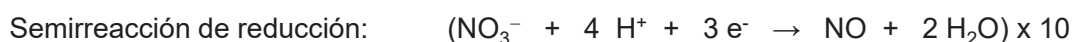
b) Escriba las semiecuaciones de oxidación y de reducción en el que corresponda.



- No hay cambio en el número de oxidación de ningún elemento por lo que **no es redox**.



- Hay cambio en el número de oxidación del yodo (pasa de 0 a 5+) y del nitrógeno (pasa de 5+ a 2+). **Es una reacción redox**.



Sumando, obtenemos la ecuación iónica:



## 08b.- Reacciones redox. Actividades

5.- El ácido sulfúrico reacciona con cobre para dar sulfato de cobre (II), dióxido de azufre y agua.

a) Ajuste, por el método del ion-electrón, la reacción molecular.

b) ¿Qué masa de sulfato de cobre (II) se puede preparar por la acción de 2 mL de ácido sulfúrico del 96% de riqueza en peso y densidad 1,84 g/mL sobre cobre en exceso?

Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16; Cu = 63,5

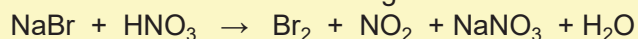


b)

$$2 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1,84 \text{ g disoluc}}{1 \text{ mL disoluc.}} \cdot \frac{96 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disoluc.}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{159,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 2,87 \text{ g CuSO}_4$$

## 08b.- Reacciones redox. Actividades

6.- El bromuro sódico reacciona con el ácido nítrico según la ecuación:

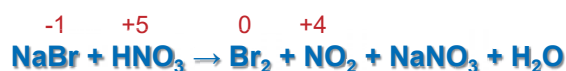


a) Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.

b) Calcule la masa de bromo que se obtiene cuando 150 g de una muestra de NaBr del 75% de riqueza se tratan con ácido nítrico en exceso.

Masas atómicas: Na = 23; Br = 80

Números de oxidación:



b)

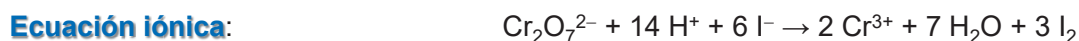
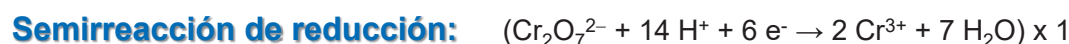
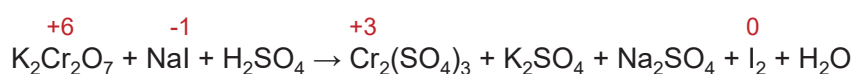
$$150 \text{ g muestra} \cdot \frac{75 \text{ g NaBr}}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaBr}}{103 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol Br}_2}{2 \text{ mol NaBr}} \cdot \frac{160 \text{ g}}{1 \text{ mol Br}_2} = \mathbf{87,4 \text{ g Br}_2}$$

## 08b.- Reacciones redox. Actividades

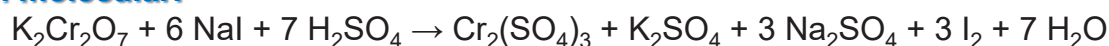
7.- El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido sulfúrico y se origina sulfato de sodio, sulfato de potasio, sulfato de cromo (III), yodo y agua. a) Ajuste por el método de ion-electrón esta reacción en su forma iónica y molecular; b) ¿De qué molaridad será una disolución de yoduro de sodio, si sabemos que 30 mL de la misma necesitan para su oxidación 60 mL de una disolución que contiene 49 g/L de dicromato de potasio?

Masas atómicas: K = 39; Cr = 52; O = 16.

Números de oxidación:



**Ecuación molecular:**



En 60 mL de disolución de  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  hay:  $0,06 \text{ L} \cdot \frac{49 \text{ g}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{294 \text{ g}} = \mathbf{0,01 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$

$$0,01 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{6 \text{ mol NaI}}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,06 \text{ mol NaI} \rightarrow \frac{0,06 \text{ mol NaI}}{0,03 \text{ L}} = \mathbf{2 \text{ M}}$$

## 08b.- Reacciones redox. Actividades

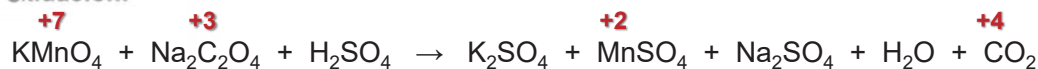
8.- Dada la reacción:  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

a) Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.

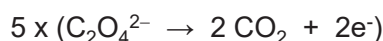
b) Calcule la molaridad de una disolución de  $\text{KMnO}_4$ , sabiendo que 20 mL de la misma reaccionan por completo con 0,268 g de  $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; C = 12.

**Números de oxidación:**



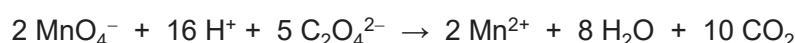
**Semirreacción de oxidación:**



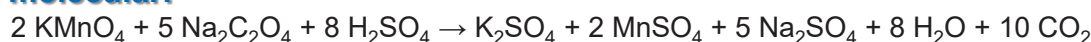
**Semirreacción de reducción:**



**Ecuación iónica:**



**Ecuación molecular:**

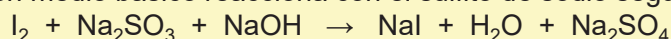


$$\text{b) } 0,268 \text{ g Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{134 \text{ g}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol KMnO}_4}{5 \text{ mol mol Na}_2\text{C}_2\text{O}_4} =$$

$$8 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4 \rightarrow M = \frac{8 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4}{0,02 \text{ L}} = \mathbf{0,04 \text{ M}}$$

## 08b.- Reacciones redox. Actividades

9.- El yodo molecular en medio básico reacciona con el sulfito de sodio según la reacción:

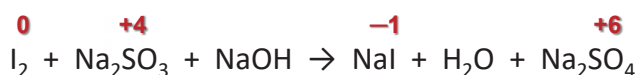


a) Ajuste la ecuación molecular según el método del ion-electrón.

b) ¿Qué cantidad de sulfato de sodio se formará si reaccionan completamente 2,54 g de yodo molecular si el rendimiento de la reacción es del 85%?

Datos: Masas atómicas O = 16; Na = 23; S = 32; I = 127.

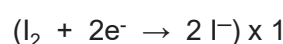
**Números de oxidación:**



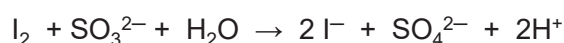
**Semirreacción de oxidación:**



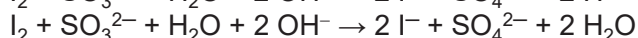
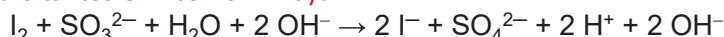
**Semirreacción de reducción:**



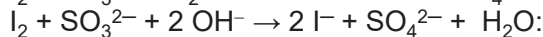
**Ecuación iónica:**



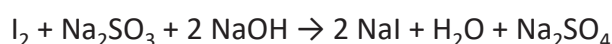
Añadiendo a cada miembro tantos  $\text{OH}^-$  como  $\text{H}^+$  haya:



**Ecuación Iónica:**



**Ecuación molecular:**



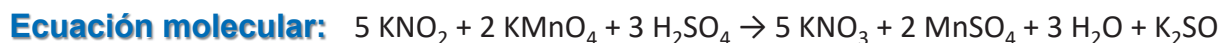
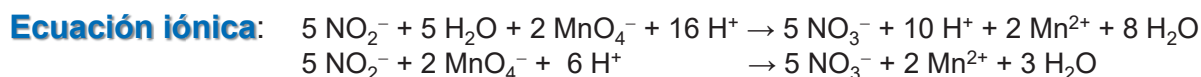
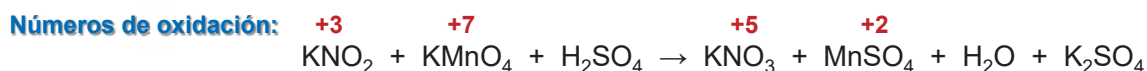
$$\text{b) } 2,54 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{254 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{142 \text{ g}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = \mathbf{1,42 \text{ g de Na}_2\text{SO}_4}$$

$$\text{Como el rendimiento es del 85\%, la cantidad que se formará será: } 1,42 \cdot \frac{85}{100} = \mathbf{1,21 \text{ g}}$$

## 08b.- Reacciones redox. Actividades

10.- En la valoración de una muestra de nitrito de potasio ( $\text{KNO}_2$ ) impuro, disuelto en 100 mL de agua acidulada con ácido sulfúrico, se han empleado 5,0 mL de  $\text{KMnO}_4$  0,1 M. Sabiendo que se obtiene  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_4$  y  $\text{MnSO}_4$ :

- a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.  
b) Calcule la riqueza en nitrito de la muestra inicial, si su masa era 0,125 g.  
Masas atómicas: K = 39; O = 16; N = 14.



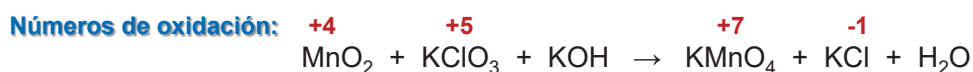
$$\text{b) } 5 \cdot 10^{-3} \text{ L KMnO}_4 \cdot \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{5 \text{ mol KNO}_2}{2 \text{ mol KMnO}_4} \cdot \frac{85 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \mathbf{0,106 \text{ g KNO}_2}$$

$$\frac{0,106 \text{ g KNO}_2}{0,125 \text{ g muestra}} \cdot 100 \text{ g muestra} = \mathbf{85 \%}$$

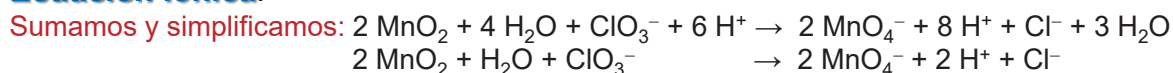
## 08b.- Reacciones redox. Actividades

11.- El dióxido de manganeso reacciona en medio de hidróxido de potasio con clorato de potasio para dar permanganato de potasio, cloruro de potasio y agua.

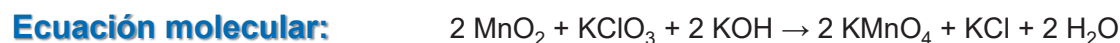
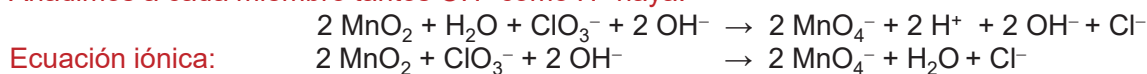
- a) Ajuste la ecuación molecular por el método del ión-electrón.  
b) Calcule la riqueza en dióxido de manganeso de una muestra si 1 g de la misma reacciona exactamente con 0,35 g de clorato de potasio.  
Masas atómicas: O=16; Cl=35,5; K=39; Mn=55.



**Ecuación iónica:**



**Añadimos a cada miembro tantos  $\text{OH}^-$  como  $\text{H}^+$  haya:**



$$0,35 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{122,5 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{87 \text{ g}}{1 \text{ mol MnO}_2} = \mathbf{0,497 \text{ g MnO}_2}$$

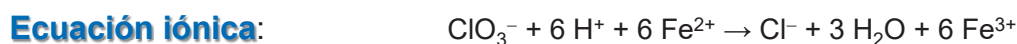
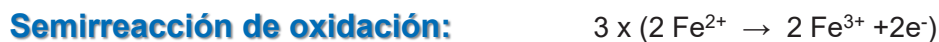
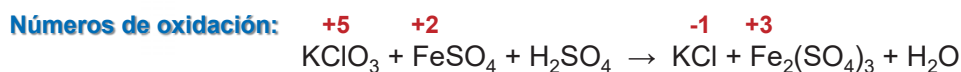
$$\frac{0,497 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ g muestra}} \cdot 100 \text{ g muestra} = \mathbf{49,7 \%}$$

## 08b.- Reacciones redox. Actividades

12.- El clorato de potasio reacciona en medio ácido sulfúrico con el sulfato de hierro (II) para dar cloruro de potasio, sulfato de hierro (III) y agua:

a) Escriba y ajuste la ecuación iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Calcule la riqueza en clorato de potasio de una muestra sabiendo que 1 g de la misma han reaccionado con 25 mL de sulfato de hierro (II) 1M. Masas atómicas: O = 16; Cl = 35,5; K = 39.

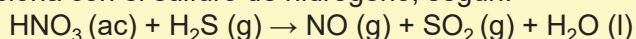


$$0,025 \text{ L FeSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{6 \text{ mol FeSO}_4} \cdot \frac{122,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = \mathbf{0,51 \text{ g KClO}_3}$$

$$\frac{0,51 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ g muestra}} \cdot 100 \text{ g muestra} = \mathbf{51 \%}$$

## 08b.- Reacciones redox. Actividades

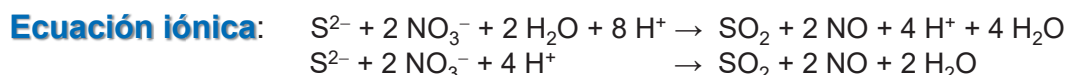
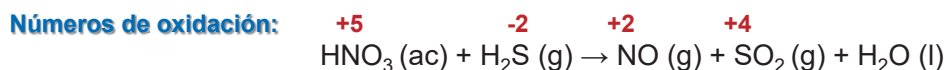
13. El ácido nítrico reacciona con el sulfuro de hidrógeno, según:



a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y de reducción por el método del ion-electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.

b) Calcule el volumen de sulfuro de hidrógeno, medido a 700mmHg y 60°C, necesario para reaccionar con 500ml de una disolución de ácido nítrico 0,5 M.

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

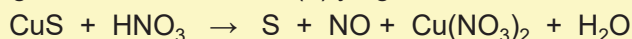


$$0,5 \text{ L HNO}_3 \cdot \frac{0,5 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{2 \text{ mol HNO}_3} = \mathbf{0,125 \text{ mol H}_2\text{S}}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,125 \cdot 0,082 \cdot 333}{700/760} = \mathbf{3,7 \text{ L H}_2\text{S}}$$

## 08b.- Reacciones redox. Actividades

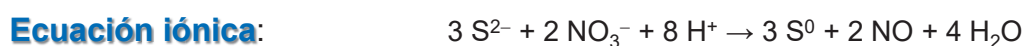
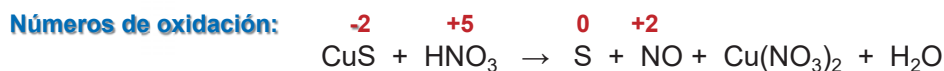
14. El sulfuro de cobre (II) reacciona con ácido nítrico, en un proceso en el que se obtiene azufre sólido, monóxido de nitrógeno, nitrato de cobre (II) y agua.



a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y de reducción por el método del ion-electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.

b) Calcula la molaridad de una disolución de ácido nítrico del 65% de riqueza en peso y densidad de 1,4 g/ml que se necesitan para que reaccionen 20 gr de sulfuro de cobre (II).

Masas atómicas: S = 32 Cu=63.5



$$20 \text{ g CuS} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{95,5 \text{ g}} \cdot \frac{8 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol CuS}} = 1,67 \text{ mol HNO}_3$$

$$1,67 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{63,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{100 \text{ g disol}}{65 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1,4 \text{ g}} = 117 \text{ mL} \rightarrow M = \frac{1,67 \text{ mol}}{0,117 \text{ L}} = 14,3 \text{ M}$$

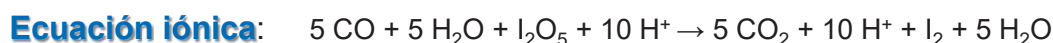
## 08b.- Reacciones redox. Actividades

15. El  $\text{I}_2\text{O}_5$  oxida al CO, gas muy tóxico, a dióxido de carbono en ausencia de agua, reduciéndose él a  $\text{I}_2$ .

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

b) Calcule los gramos de  $\text{I}_2\text{O}_5$  necesarios para oxidar 10 L de CO que se encuentran a 75°C y 700 mm Hg de presión.

Datos: R= 0,082 atm·L·K<sup>-1</sup>mol<sup>-1</sup>. Masas atómicas: C = 12; O = 16; I = 127



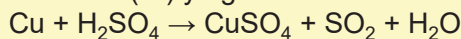
$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{700/760 \cdot 10}{0,082 \cdot 348} = 0,322 \text{ mol CO} \rightarrow$$

$$0,322 \text{ mol CO} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2\text{O}_5}{5 \text{ mol CO}} \cdot \frac{334 \text{ g}}{1 \text{ mol I}_2\text{O}_5} = 21,5 \text{ g I}_2\text{O}_5$$



## 08b.- Reacciones redox. Actividades

16. Se disuelve una muestra de 10 g de cobre en ácido sulfúrico obteniéndose 23,86 g de sulfato de cobre (II), además de óxido de azufre (IV) y agua.



a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y de reducción por el método del ion-electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.

b) Calcule la riqueza de la muestra inicial de cobre.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32; Cu = 63,5.

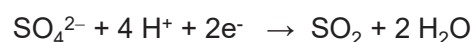
Números de oxidación:



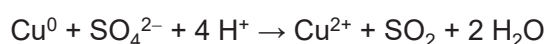
Semirreacción de oxidación:



Semirreacción de reducción:



Ecuación iónica:



Ecuación molecular:

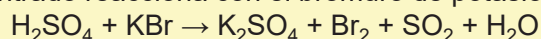


$$23,86 \text{ g CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{159,5 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuSO}_4} \cdot \frac{63,5 \text{ g}}{1 \text{ mol Cu}} = 9,5 \text{ g Cu} \rightarrow$$

$$\frac{9,5 \text{ g Cu}}{100 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 95\%$$

## 08b.- Reacciones redox. Actividades

17. El ácido sulfúrico concentrado reacciona con el bromuro de potasio según la reacción:



a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y de reducción por el método del ion-electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.

b) Calcule el volumen de bromo líquido (densidad 2,92 g/mL) que se obtendrá al tratar 90,1 g de bromuro de potasio con suficiente cantidad de ácido sulfúrico.

Datos. Masas atómicas: K = 39; Br = 80.

Números de oxidación:



Semirreacción de oxidación:

Semirreacción de reducción:

Ecuación iónica:

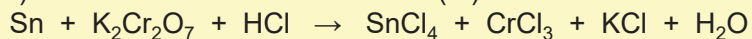
Ecuación molecular:



$$\frac{90,1 \text{ g KBr}}{129 \text{ g/mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol Br}_2}{2 \text{ mol KBr}} \cdot \frac{160 \text{ g Br}_2}{1 \text{ mol Br}_2} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{2,92 \text{ g}} = 19,13 \text{ mL}$$

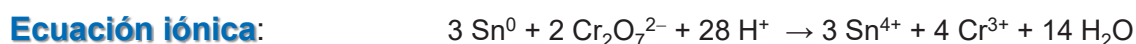
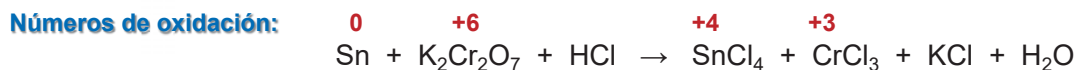
## 08b.- Reacciones redox. Actividades

18. El estaño metálico, en presencia de ácido clorhídrico, es oxidado por el dicromato de potasio a cloruro de estaño (IV) reduciéndose el dicromato a Cr (III) de acuerdo con la ecuación:



a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y de reducción por el método del ion-electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.

b) Calcule la riqueza en estaño de una aleación si un gramo de la misma una vez disuelta se valora, en medio ácido clorhídrico, con dicromato de potasio 0,1 M, gastándose 25 mL del mismo. Dato. Masa atómica: Sn = 119



$$0,025 \text{ L} \cdot \frac{0,1 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{3 \text{ mol Sn}}{2 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{119 \text{ g}}{1 \text{ mol Sn}} = 0,45 \text{ g Sn} \rightarrow$$

$$\frac{0,45 \text{ g Sn}}{1 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 45\%$$