



## FICHA REDOX

QUI1999041401

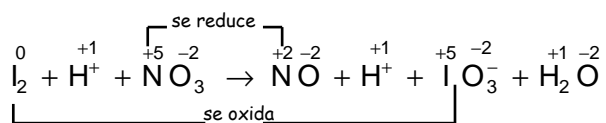
Ajusta las siguientes reacciones redox:

- a)  $I_2 + HNO_3 \rightarrow NO + HIO_3 + H_2O$  (transcurre en medio ácido).  
 b)  $KNO_3 + Al + KOH \rightarrow NH_3 + KAlO_2$  (transcurre en medio básico).

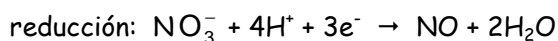
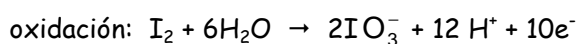
NOTA: el  $KAlO_2$  es el aluminato potásico formado por el anión  $AlO_2^-$  y el catión  $K^+$ .

### Solución

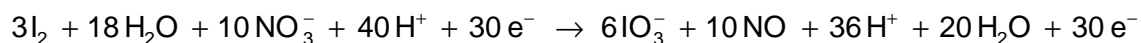
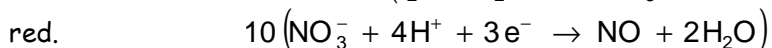
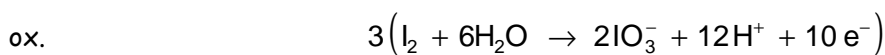
a) Forma iónica de la ecuación e identificación de los átomos que se oxidan y se reducen:



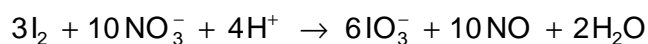
Las semireacciones de oxidación - reducción ajustadas son:



Ajuste de electrones y ecuación iónica ajustada:



Se puede eliminar  $30e^-$ ,  $36H^+$  y  $18H_2O$  que aparezcan en los dos miembros, con lo que queda:



**—Victor—**





ω2REDOX2001042003

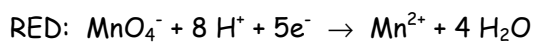
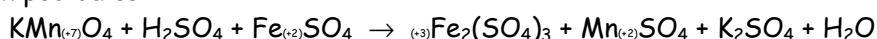
En presencia de ácido sulfúrico, el permanganato de potasio reacciona con el sulfato de hierro (II) transformándose en sulfato de hierro (III), al mismo tiempo que se forma sulfato de manganeso (II), sulfato de potasio y agua.

- Escriba las semirreacciones correspondientes de oxidación-reducción
- Escriba la reacción molecular ajustada

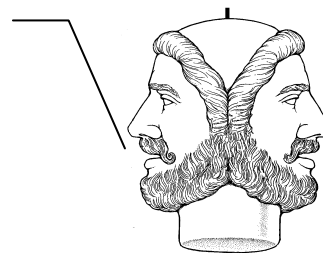
Selectividad UPV - Julio 2000

Solución

La reacción pedida es:



Ten en cuenta un par de detalles antes de pasar a la reacción molecular. Hay 8 H<sup>+</sup> y cada ácido sulfúrico tiene dos H, por lo que su coeficiente será 4 y no 8. Como hay 5 iones Fe<sup>3+</sup> y en sulfato de hierro (III) hay dos átomos de hierro, le corresponde el coeficiente 5/2. Luego ya se multiplicará por dos. El sulfato de potasio se deja para el final pues no aparece.



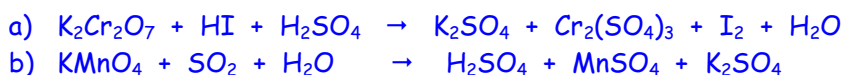
↓ x2



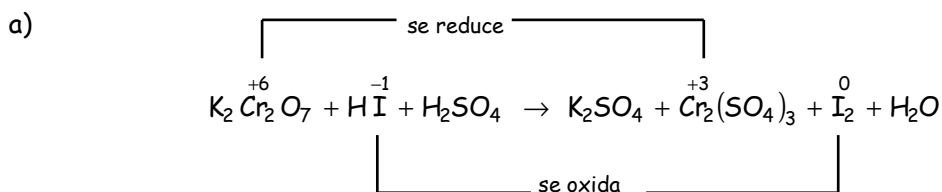
**victor**



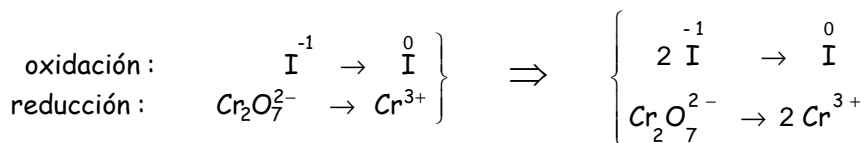
Ajusta las siguientes ecuaciones redox:



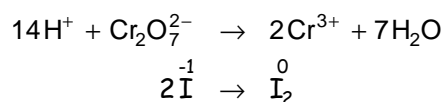
Solución



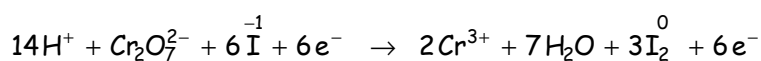
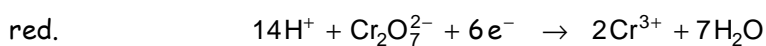
Cambio en el número de oxidación de cromo y yodo:



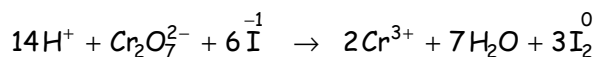
Ajustamos los oxígenos con  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{H}^+$ :



Ajuste de electrones y ecuación iónica ajustada:

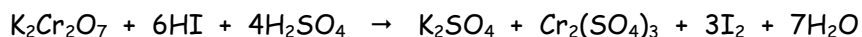


Simplificando:



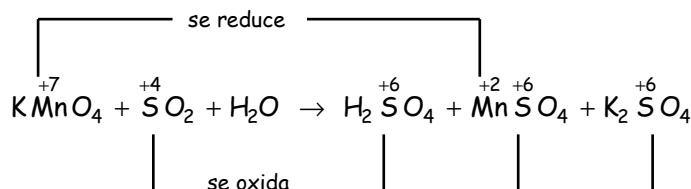


El ajuste final será:



Los 14 H<sup>+</sup> procederán de 4 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> que contiene 8H<sup>+</sup>, pero como en total son 14, los seis restantes provienen de 6 HI.

b)

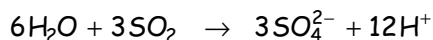
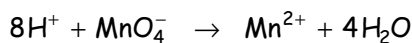


Cambio en el número de oxidación del manganeso y el azufre:

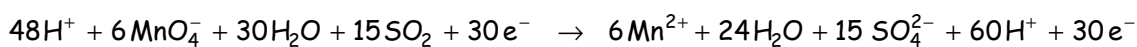
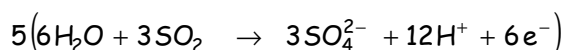
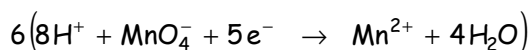


Hay que tener sumo cuidado porque en realidad aparecen 3SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>.

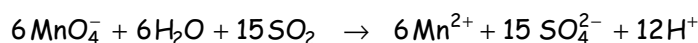
Ajustamos los átomos de la reacción:



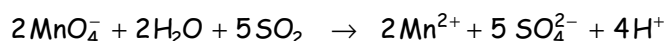
Ajuste de electrones y ecuación iónica ajustada:



Simplificando:



Dividimos toda la ecuación por tres:



**victor**



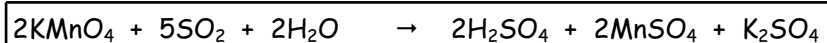
Las  $5\text{SO}_4^{2-}$  se reparten de la siguiente manera:

Dos de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  por los  $4\text{H}^+$  que corresponden al mismo compuesto.

Dos de  $\text{MnSO}_4$  por los  $2\text{Mn}^{2+}$  que corresponden al mismo compuesto.

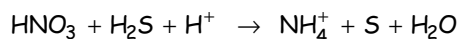
Uno de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  que es el que queda.

El ajuste final será:



QUI1999041902

El ácido nítrico oxida al ácido sulfhídrico a azufre mientras que él se reduce a ion amonio:



- Ajuste dicha reacción por el método ion - electrón.
- Calcule qué volumen de ácido nítrico 0,1 M será necesario para oxidar 0,0425 g. de ácido sulfhídrico.
- Calcule el peso equivalente de ácido sulfhídrico y de ácido nítrico.

Masas atómicas: S = 32 ; O = 16 ; N = 14 ; H = 1

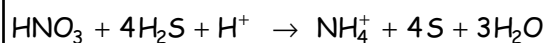
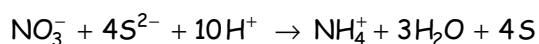
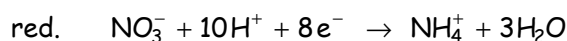
Solución



Una vez ajustada la ecuación química por el método ion-electrón tenemos un problema de cálculo estequiométrico.

El planteamiento está referido al ácido nítrico ( $\text{HNO}_3$ ) y el ácido sulfhídrico ( $\text{H}_2\text{S}$ ) y se puede elegir resolverlo en moles o en equivalentes. Lo resolveré utilizando equivalentes y recordando que:  
 $n^\circ \text{ eq H}_2\text{S} = n^\circ \text{ eq HNO}_3$

a) Ajuste:



**VICTOR**



b)  $n^{\circ} \text{ eq HNO}_3 = n^{\circ} \text{ eq H}_2\text{S}$

$$[N \cdot v]_{\text{HNO}_3} = \left[ \frac{m}{\text{Peq}} \right]_{\text{H}_2\text{S}}$$
$$N_{\text{HNO}_3} = 0,1 \text{ N}$$

$$\text{Peq H}_2\text{S} = \frac{M \text{ molec}}{2} = \frac{34}{2} = 17 \text{ g/eq}$$

Sustituyendo:

$$0,1 \cdot v = \frac{0,0425}{17} \Rightarrow v = 0,025 \rightarrow \boxed{v = 25 \text{ ml}}$$

c) Calculado en el apartado anterior.

$$\text{Peq H}_2\text{S} = \frac{M \text{ molec}}{2} = \frac{34}{2} = 17 \text{ g/eq}$$

$$\text{Peq HNO}_3 = \frac{M \text{ molec}}{8} = \frac{63}{8} = 7,875 \text{ g/eq}$$



Dada la siguiente tabla de potenciales normales de reducción expresados en voltios:

Par redox	$\epsilon^{\circ}$
$\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$	1,35
$\text{ClO}_4^- / \text{ClO}_3^-$	1,19
$\text{ClO}_3^- / \text{ClO}_2^-$	1,16
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0$	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
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}^0$	-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 puede ser oxidante y reductor.

b) Escriba y ajuste dos reacciones que sean espontáneas entre las especies que figuren en la tabla que correspondan a cada una de estas reacciones redox:

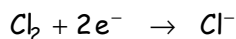
- Una oxidación de un catión por un anión.
- Una reducción de un catión por un anión.

Escriba la f.e.m. estándar de cada una de las pilas así formadas.

### Solución

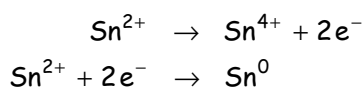
a)

- El oxidante más fuerte es el que más se reduce:



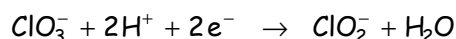
La forma reducida del oxidante más fuerte ( $\text{Cl}_2$ ) es el  $\text{Cl}^-$ .

- El catión  $\text{Sn}^{2+}$  puede ser oxidante y reductor:

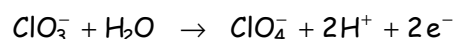




- La especie más reductora es la que más se oxida, será la del potencial normal de electrodo más bajo.
- Puede comportarse como oxidante y como reductor el anión clorato,  $\text{ClO}_3^-$ . El par  $\text{ClO}_3^- / \text{ClO}_2^-$  actúa como oxidante reduciéndose a ion clorito,  $\text{ClO}_2^-$ :



El par  $\text{ClO}_4^- / \text{ClO}_3^-$  actúa como reductor oxidándose a anión clorato:



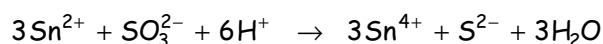
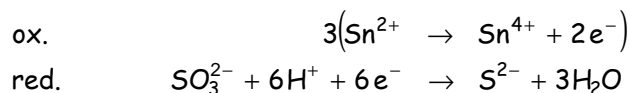
- b) El único catión que puede oxidarse es el  $\text{Sn}^{2+}$   $\epsilon^0 = 0,15 \text{ V}$ .  
Para que esto sea así se puede elegir entre los presentes cualquier par aniónico cuya  $\epsilon^0 > 0,15$ :

$$\epsilon^0 \text{SO}_3^{2-} / \text{S}^{2-} = 0,08 \text{ V.}$$

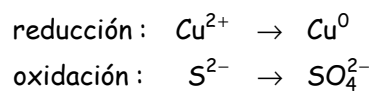
$$\epsilon^0 \text{ClO}_3^- / \text{ClO}_2^- = 1,01 \text{ V.}$$

$$\epsilon^0 \text{ClO}_4^- / \text{ClO}_3^- = 1,04 \text{ V.}$$

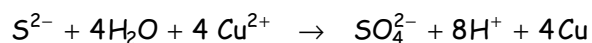
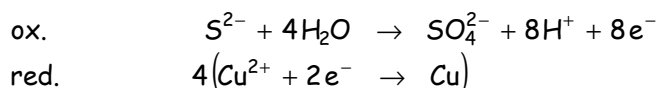
por ejemplo:



- En el segundo caso nos piden una reducción espontánea de un catión por un anión.  
Por ejemplo:  
El potencial de reducción de anión que se oxide ha de tener un potencial normal menor que el catión que se reduce (para conseguir f.e.m. pila > 0).  
p. ej:



Con lo que el ajuste sería:



**VICTOR**

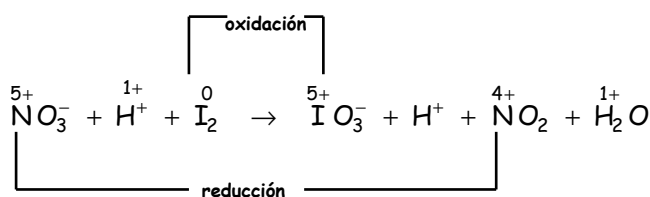


Ajusta las siguientes ecuaciones redox:

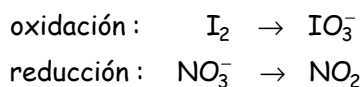
- a)  $\text{HNO}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 b)  $\text{Zn} + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Solución

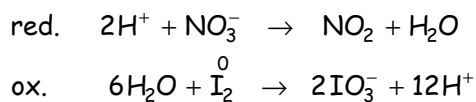
a)



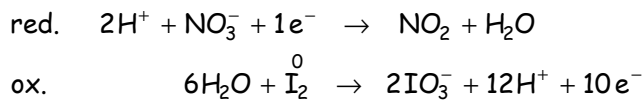
Cambian de número de oxidación el yodo y el nitrógeno, con lo que las ecuaciones REDOX son:



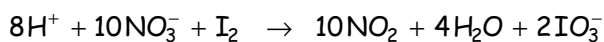
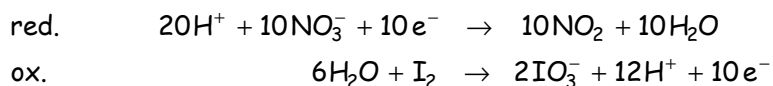
Ajuste atómico:



Ajuste con electrones:



Multiplicando por diez la primera ecuación:

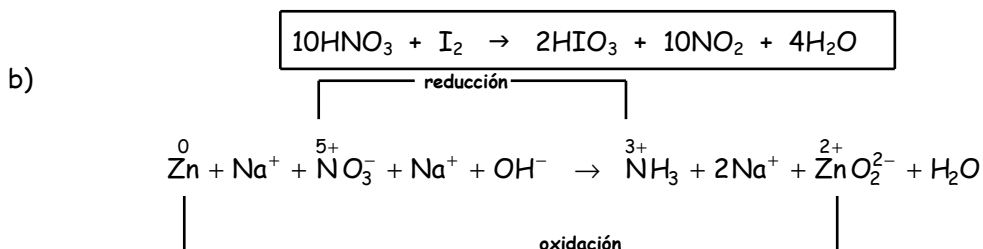




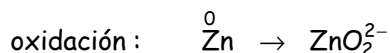
Como tenemos  $10\text{NO}_3^-$  necesitamos  $10\text{H}^+$ .

Como tenemos  $2\text{IO}_3^-$  necesitamos  $2\text{H}^+$ .

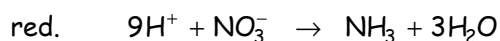
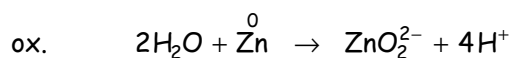
Sumamos por tanto  $2\text{H}^+$  a cada miembro de la ecuación obteniendo finalmente:



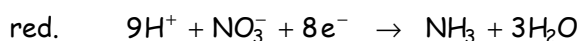
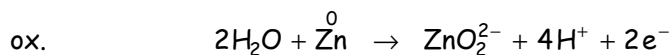
Cambian de número de oxidación el cinc y el nitrógeno, con lo que las ecuaciones REDOX son:



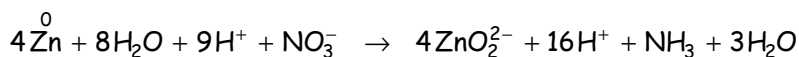
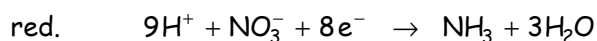
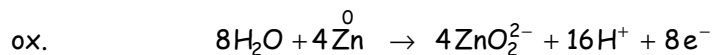
Ajustamos con  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{H}^+$ :



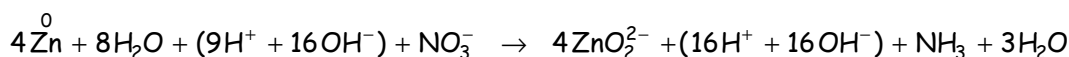
Ajustamos con los electrones que sean necesarios:



Multiplicamos la primera ecuación por cuatro:



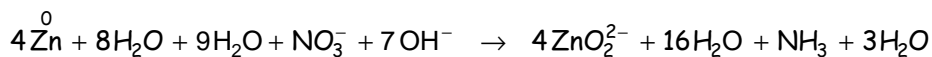
Faltan  $\text{OH}^-$  en el primero y sobran  $\text{H}^+$  en el segundo. Añadimos  $16\text{OH}^-$  para neutralizar los  $\text{H}^+$  del mayor para dar  $\text{OH}^-$ . Hacemos esto porque nos encontramos en medio básico.



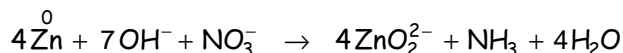
— victor —



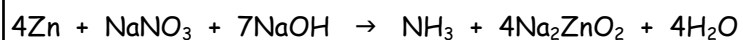
De esta ecuación deducimos:



Simplificando:



Ecuación ajustada:



QUI1999050702

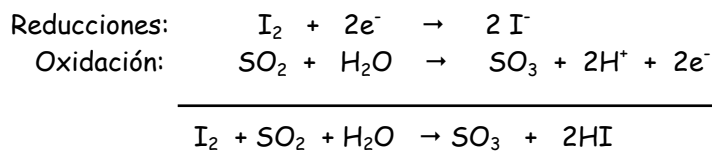
El yodo reacciona con el dióxido de azufre en presencia de agua para producir yoduro de hidrógeno y trióxido de azufre.

- Ajuste la reacción por el método ión - electrón.
- Calcule el peso equivalente del oxidante y del reductor en esta ecuación.
- Calcule la normalidad, para esta reacción, de una disolución de yodo 0,05 M.

DATOS: O = 16; S = 32; I = 127

### Solución

a) Las dos semirreacciones son:



b) Las masas equivalentes son:

$$\text{eq I}_2 = \frac{254}{2} = 127 \text{ g.}$$

$$\text{eq (SO}_2) = \frac{32 + (16 \cdot 2)}{2} = 32 \text{ g.}$$

**—Victor—**



c)



En un proceso redox, la normalidad se define teniendo en cuenta el número de electrones puestos en juego en la reacción, y está relacionada con la molaridad mediante la expresión:

$$N = \frac{n^{\circ} \text{ eq-gr}}{\text{volumen}} = \frac{\frac{n^{\circ} \text{ gramos}}{Pm/n^{\circ} e^{-}}}{V} = \frac{\frac{n^{\circ} \text{ gramos}}{Pm} \cdot n^{\circ} e^{-}}{V} = M \cdot n^{\circ} e^{-}$$

$$N = 0,05 \cdot 2 = 0,1 M$$

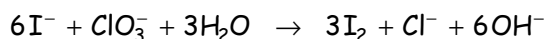
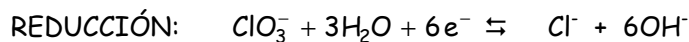
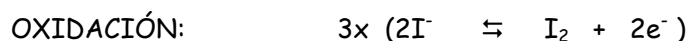
El clorato potásico en medio básico oxida al yoduro potásico disuelto en agua a yodo reduciéndose él a cloruro (también se obtiene KOH).

- ¿Cuánto clorato potásico se necesitará para obtener 250 gramos de yodo? (Supóngase que la reacción es total).
- Halle también el peso equivalente del clorato de potasio y del yoduro de potasio en esta reacción.

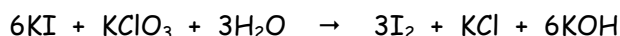
DATOS: Cl = 35,5 ; K = 39,102 ; I = 126,9 ; O = 16 ; H = 1

### Solución

a) Lo primero es ajustar la reacción para lo que empleamos el método ion - electrón, con lo que las reacciones de oxidación y reducción que se producen son:



La reacción ajustada será:



Una vez ajustada la reacción calculamos los gramos de  $KClO_3$  necesarios para obtener 250 gramos de yodo:

**— victor —**



Masa de  $I_2 = 253,8$  gramos.

Masa  $KClO_3 = 122,5$  gramos.

$$\frac{3 \cdot 253,8 \text{ g } I_2}{122,5 \text{ g } KClO_3} = \frac{250}{x}$$

$$x = 40,2 \text{ gramos de } KClO_3$$

$$b) P_{\text{equiv}} KClO_3 = \frac{122,5}{6} = 20,41$$

$$P_{\text{equiv}} KI = \frac{166}{6} = 27,66$$