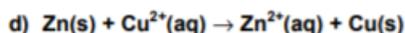
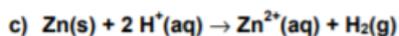
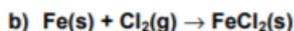
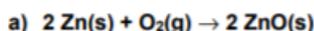


## SOLUCIONES EJERCICIOS PARA TUTORÍAS

Pág 294 nº 21, 23, 24, 26, 29, 30, 31 y 32, Pág 295 nº 33, 34, 36, 37, 38 y 42,  
Pág 296 nº 43, 45, 48, 49, 50 y 51

21. Razona desde el punto de vista electrónico cuál es el elemento que se oxida y cuál es el que se reduce en las siguientes reacciones.

Indica qué especie química es la oxidante y cuál es la reductora.



Desde el punto de vista electrónico, se oxidará el elemento que pierda electrones y se reducirá el que gane electrones. Por otro lado, el reductor se oxida y el oxidante se reduce. Así:

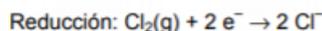
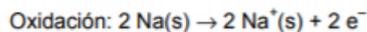
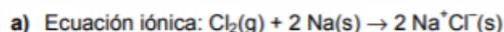
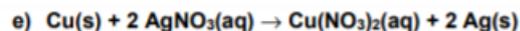
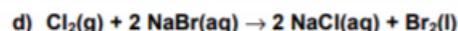
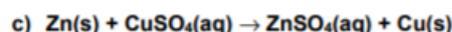
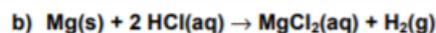
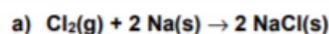
a) Se oxida el Zn (se convierte en el ion  $\text{Zn}^{2+}$ ) y se reduce el  $\text{O}_2$  (el O se convierte en el ion  $\text{O}^{2-}$ ). El Zn es la especie reductora, y el  $\text{O}_2$ , el oxidante.

b) Se oxida el Fe (se convierte en el ion  $\text{Fe}^{2+}$ ) y se reduce el  $\text{Cl}_2$  (el Cl se convierte en el ion  $\text{Cl}^-$ ). El Fe es el reductor, y el  $\text{Cl}_2$ , el oxidante.

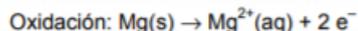
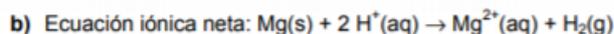
c) Se oxida el Zn y se reduce el ion  $\text{H}^+$ . El Zn es la especie reductora, y el  $\text{H}^+$ , el oxidante.

d) Se oxida el Zn y se reduce el ion  $\text{Cu}^{2+}$ . El Zn es la especie reductora, y el  $\text{Cu}^{2+}$ , la especie oxidante.

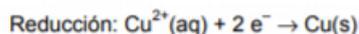
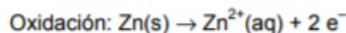
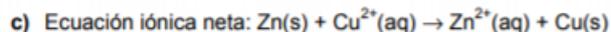
23. Escribe las ecuaciones en forma iónica neta de las siguientes reacciones redox. A continuación, escribe las semiecuaciones de oxidación y de reducción. Indica cuál es la especie oxidante y cuál es la especie reductora.



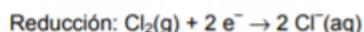
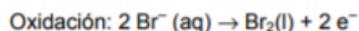
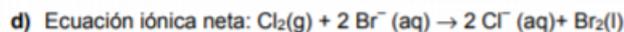
El  $\text{Cl}_2$  es el oxidante y el Na es el reductor.



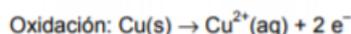
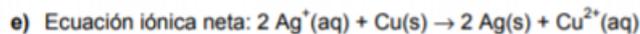
El ion  $\text{H}^+(\text{aq})$  es el oxidante y el  $\text{Mg(s)}$  es el reductor.



El ion  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$  es el oxidante y el  $\text{Zn(s)}$  es el reductor.



El  $\text{Cl}_2(\text{g})$  es el oxidante y el  $\text{Br}^-(\text{aq})$  es el reductor.



El ion  $\text{Ag}^+(\text{aq})$  es el oxidante y el  $\text{Cu(s)}$  es el reductor.

24. ¿Cuál es el número de oxidación de los elementos subrayados en las moléculas e iones siguientes?

- |                            |   |                |   |  |
|----------------------------|---|----------------|---|--|
| a) <u>S</u> <sub>8</sub>   | c) <u>P</u> <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | e) Li <u>H</u> | g) <u>N</u> <sub>2</sub> O <sub>5</sub> | i) <u>Cr</u> O <sub>4</sub> <sup>2-</sup>              |
| b) <u>P</u> H <sub>3</sub> | d) <u>H</u> Cl                          | f) <u>N</u> O  | h) <u>H</u> NO <sub>3</sub>             | j) <u>Cr</u> <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup> |
| a) 0                       | c) +5                                   | e) -1          | g) +5, -2                               | i) +6  |
| b) -3                      | d) +1                                   | f) +2          | h) +5                                   | j) +6  |

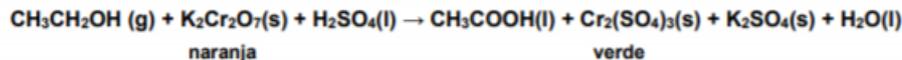
26. En las siguientes reacciones redox, indica qué elemento se oxida y cuál se reduce, y cuál es el agente oxidante y cuál el agente reductor.

- a)  $\text{PbO(s)} + \text{CO(g)} \rightarrow \text{Pb(s)} + \text{CO}_2\text{(g)}$   
 b)  $3 \text{CuO(s)} + 2 \text{NH}_3\text{(g)} \rightarrow 3 \text{Cu(s)} + 3 \text{H}_2\text{O(l)} + \text{N}_2\text{(g)}$   
 c)  $\text{Mg(s)} + \text{H}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow \text{MgSO}_4\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$   
 d)  $\text{MnO}_2\text{(s)} + 4 \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MnCl}_2\text{(aq)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)} + \text{Cl}_2\text{(g)}$

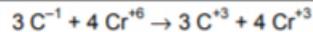
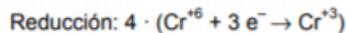
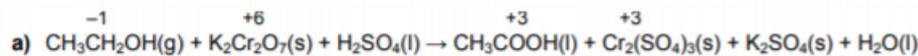
- a) Se oxida el carbono del CO, pues pasa de número de oxidación +2 en el CO a +4 en el CO<sub>2</sub> y, por tanto, el CO es el reductor. Se reduce el Pb del PbO porque pasa de número de oxidación +2 en el PbO a 0 en el Pb y, por tanto, es el oxidante.  
 b) Se oxida el N del NH<sub>3</sub> porque pasa de número de oxidación -3 en el NH<sub>3</sub> a 0 en el N<sub>2</sub> y, por tanto, el NH<sub>3</sub> es el reductor. Se reduce el Cu del CuO, que pasa de número de oxidación +2 en el CuO a 0 en el Cu y, por tanto, el CuO es el oxidante.  
 c) Se oxida el Mg porque pasa de número de oxidación 0 en el Mg(s) a +2 en el Mg<sup>2+</sup>(aq) y, por tanto, el Mg(s) es el reductor. Se reduce el ion H<sup>+</sup>(aq) porque pasa de número de oxidación +1 a número de oxidación 0 en el H<sub>2</sub> y, por tanto, es el oxidante.  
 d) Se oxida el ion Cl<sup>-</sup>(aq) porque pasa de número de oxidación -1 en el HCl(aq) a 0 en el Cl<sub>2</sub> y, por tanto, es el reductor. Se reduce el Mn del MnO<sub>2</sub> porque pasa de número de oxidación +4 en el MnO<sub>2</sub> a +2 en el MnCl<sub>2</sub> y, por tanto, el MnO<sub>2</sub> es el oxidante.

29. En un control policial de alcoholemia, el conductor debe soplar a través de un tubo que contiene unos cristallitos naranjas de dicromato de potasio. Si el aire espirado lleva vapores de etanol (alcohol etílico), los cristallitos se vuelven verdes.

La reacción producida es:

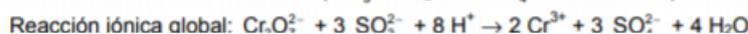
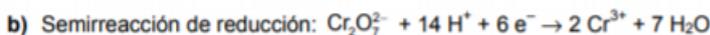
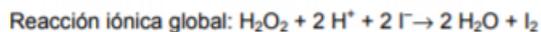
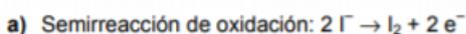
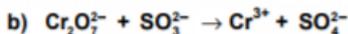
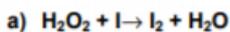


- a) Ajusta la ecuación por el método del número de oxidación.  
 b) ¿Cuál es el agente oxidante? ¿Cuál el reductor?

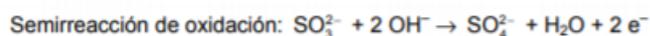
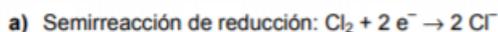
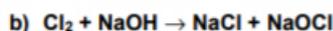
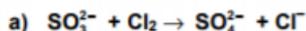


- b) El agente oxidante es el K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>(s), que es el que sufre la reducción, y el agente reductor es el CH<sub>3</sub>CH<sub>2</sub>OH(g), que es el que sufre la oxidación.

30. Completa e iguala las siguientes ecuaciones de reacciones redox en solución ácida por el método del ion-electrón.



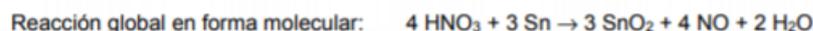
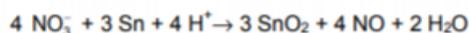
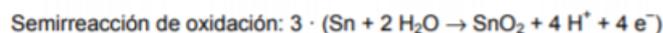
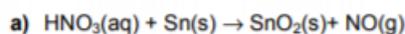
31. Completa e iguala las ecuaciones de las siguientes reacciones redox en solución básica por el método del ion-electrón.



32. Al reaccionar el estaño con el ácido nítrico, el estaño se oxida a dióxido de estaño y se desprende monóxido de nitrógeno.

a) Escribe la ecuación ajustada de la reacción.

b) Si el estaño forma parte de una aleación y de 1,00 kg de la misma se obtienen 0,382 kg de dióxido de estaño, halla el porcentaje de estaño en la aleación.



b) Se obtienen 382 g de  $\text{SnO}_2$ , es decir, la siguiente cantidad de  $\text{SnO}_2$ :

$$n(\text{SnO}_2) = \frac{m}{M_{\text{SnO}_2}} = \frac{(382 \text{ g SnO}_2)}{(150,7 \text{ g mol}^{-1} \text{ SnO}_2)} = 2,53 \text{ mol SnO}_2$$

Según la estequiometría de la reacción, con 3 mol Sn se obtienen 3 mol  $\text{SnO}_2$ ; por tanto, para obtener 2,53 mol  $\text{SnO}_2$  se habrán necesitado los mismos de Sn. La masa de Sn será:

$$m(\text{Sn}) = n \cdot M(\text{Sn}) = (2,54 \text{ mol Sn}) (118,7 \text{ g mol}^{-1}) = 300,3 \text{ g Sn}$$

Como tenemos 1000 g de aleación, el porcentaje de estaño en la misma es:

$$\frac{(300,3 \text{ g Sn})}{(100 \text{ g aleación})} \cdot 100 \text{ g aleación} = 30,0 \%$$

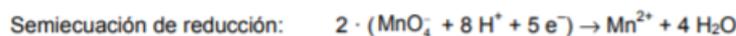
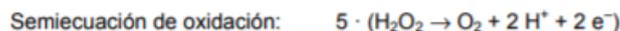
33. En una farmacia se compró un frasco de agua oxigenada (diluida en agua). Una muestra de 1,00 g, tomada de dicho frasco, se acidificó con ácido sulfúrico y luego se valoró con una disolución  $0,20 \text{ mol L}^{-1}$  de  $\text{KMnO}_4$ , necesiándose 17,6 mL de esta. (El  $\text{H}_2\text{O}_2$  se oxida a  $\text{O}_2$  y el  $\text{MnO}_4^-$  se reduce a  $\text{Mn}^{2+}$ ).

a) Escribe la ecuación iónica ajustada de la valoración.

b) ¿Cuál es la masa de  $\text{H}_2\text{O}_2$  que ha reaccionado con el permanganato?

c) ¿Qué porcentaje, en masa, de agua oxigenada contiene el frasco comprado en la farmacia?

a)



b) La cantidad de permanganato de potasio que ha reaccionado es:

$$n(\text{KMnO}_4) = V \cdot c = (17,6 \cdot 10^{-3} \text{ L}) (0,20 \text{ mol L}^{-1}) = 3,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4$$

Según la estequiometría de la reacción:

$$n(\text{H}_2\text{O}_2) = n(\text{KMnO}_4) \cdot \frac{(5 \text{ mol H}_2\text{O}_2)}{(2 \text{ mol KMnO}_4)} = (3,52 \cdot 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4) \cdot \frac{(5 \text{ mol H}_2\text{O}_2)}{(2 \text{ mol KMnO}_4)} = 8,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{O}_2$$

$$m(\text{H}_2\text{O}_2) = n M(\text{H}_2\text{O}_2) = (8,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{O}_2) (34,0 \text{ g mol}^{-1}) = 0,30 \text{ g}$$

c)  $(0,30 \text{ g H}_2\text{O}_2 / 1,00 \text{ g disolución}) \cdot 100 \text{ g disolución} = 30 \%$