PROBLEMAS P.AU. REDOX (1)

1º $\overset{+3}{C_2}\overset{-2}{O_4^{2-}} + \overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4^-} \longrightarrow \overset{+2}{Mn^{2+}} + \overset{+4}{C}\overset{-2}{O_2}$

$5 \times \; C_2O_4^{2-} \longrightarrow 2\,CO_2 + 2e^-$

$2 \times \; MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

$5\,C_2O_4^{2-} + 2MnO_4^- + 16H^+ \longrightarrow 10\,CO_2 + 2\,Mn^{2+} + 8H_2O$

25 mL   15 mL , 0,120 M

$\downarrow n = M \cdot V$

4.5×10^{-3} mol $C_2O_4^{2-}$ $\xleftarrow[5:2]{\div 2 \times 5}$ 1.8×10^{-3} mol MnO_4^-

$M(C_2O_4^{2-}) = \frac{n}{V} = 0,180\,M$

2º $\overset{0}{Cl_2} + \overset{+1}{Na}\overset{-2}{O}\overset{+1}{H} \longrightarrow \overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl} + \overset{+1}{Na}\overset{+5}{Cl}\overset{-2}{O_3} + \ldots$

$5 \times \; Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2\,Cl^-$

$Cl_2 + 12\,OH^- \longrightarrow 2\,ClO_3^- + 6H_2O + 10e^-$

$6\,Cl_2 + 12OH^- \longrightarrow 10\,Cl^- + 2\,ClO_3^- + 6H_2O$

$6\,Cl_2 + 12\,NaOH \longrightarrow 10\,NaCl + 2\,NaClO_3 + 6H_2O$

2 g NaOH

$\downarrow \div M = 40\ g \cdot mol^{-1}$

0.025 mol Cl_2 $\xleftarrow[\div 2]{1:2}$ 0.05 mol NaOH

3: Se ajusta como en el problema 1.

$$5\,C_2O_4^{2-} + 2\,MnO_4^- + 16\,H^+ \longrightarrow 10\,CO_2 + 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$$

50 ml   24 ml, 0,0230 M

↓ $n = M \cdot V$

1.38×10^{-3} mol $C_2O_4^{2-}$ $\xleftarrow[5:2]{\times 5 \div 2}$ 5.52×10^{-4} mol MnO_4^-

$$M(C_2O_4^{2-}) = \frac{n}{V} = 0{,}0276\ \frac{mol}{L}$$

Masa molar del $Na_2C_2O_4 = 2 \times 23 + 2 \times 12 + 4 \times 16 = 134\ g \cdot mol^{-1}$

En 1 L hay 0,0276 moles $\xrightarrow[\times M]{\times 134}$ $3.70\ \frac{g\ Na_2C_2O_4}{L}$

4°

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O$$

$$3 \times \quad SO_3^{2-} + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^-$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 3\,SO_3^{2-} + 3H_2O + 14H^+ \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 7H_2O + 3\,SO_4^{2-} + 6H^+$$

Simplificando H_2O y H^+ queda:

$$Cr_2O_7^{2-} + 3\,SO_3^{2-} + 8H^+ \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 3\,SO_4^{2-} + 4H_2O$$

50 ml, 0,1 M

↓ $n = M \cdot V$

1.6×10^{-3} mol $Cr_2O_7^{2-}$ $\xleftarrow[\div 3]{1:3}$ 5×10^{-3} mol SO_3^{2-}

$$V_{dicromato} = \frac{n}{M} = 1.39 \times 10^{-2}\ L = 13.9\ mL$$

Problemas PAU. Redox

5º $\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} + \overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} \longrightarrow \overset{0}{Cl_2} + \overset{+4}{N}\overset{-2}{O_2} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$

$$2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$$

$$2\times \quad NO_3^- + 2H^+ + e^- \longrightarrow NO_2 + H_2O$$

$$2Cl^- + 2NO_3^- + 4H^+ \longrightarrow Cl_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

200 mL, 12M

$\downarrow n = M \cdot V$

2.4 mol HCl $\xrightarrow[1:2]{\div 2}$ 1.2 mol Cl_2 $\Rightarrow$ $V = \frac{nRT}{P} = 24.47$ L

$$2\,HCl + 2\,HNO_3 \longrightarrow Cl_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

6º a) $\varepsilon^\circ(NO_3^- / NO) = +0.97V$

$\varepsilon^\circ(Cu^{2+}/Cu) = +0.34\,V$

Sí reacciona. El NO_3^- tiene un potencial normal de reducción mayor que el Cu^{2+} y por tanto es más oxidante que el Cu^{2+} y es capaz de oxidar al cobre.

b) $2\times \quad NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \longrightarrow NO + 2H_2O$

$3\times \quad Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

$$2NO_3^- + 3Cu + 8H^+ \longrightarrow 2NO + 3Cu^{2+} + 4H_2O$$

El agente oxidante ha sido el NO_3^- (el número de oxidación del nitrógeno ha pasado de +5 a +4, luego se ha reducido).

El agente reductor ha sido el cobre (su número de oxidación ha pasado de 0 a +2, luego se ha oxidado).

7º a) $\overset{+4}{Mn}\overset{-2}{O_2}(s) + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}(ac) \longrightarrow \overset{+2}{Mn}\overset{-1}{Cl_2}(ac) + \overset{0}{Cl_2}(g) + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}(l)$

$MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$

$MnO_2 + 2Cl^- + 4H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + H_2O$

$\boxed{MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O}$

b) $M(Cl_2) = 2 \times 35.5 = 71$ g/mol

Se quieren obtener 42,6 g de $Cl_2 \overset{\div 71}{=} 0{,}6$ moles Cl_2

Se necesitan 0,6 moles $MnO_2 = 0{,}6 \times \underbrace{(55 + 16 \times 2)}_{M_{MnO_2} = 87\ g/mol} = \boxed{52{,}2\ g\ MnO_2}$

Se necesitan $0{,}6 \times 4 = 2{,}4$ moles HCl $\Rightarrow V = \frac{n}{M} = \boxed{0{,}48\ L\ HCl}$

8º a) $Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} \longrightarrow Cr^{3+} + Fe^{3+}$

$6 \times\ Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

$\boxed{6Fe^{2+} + Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \longrightarrow 6Fe^{3+} + 2Cr^{3+} + 7H_2O}$

b) moles $Cr_2O_7^{2-} = M \cdot V = 3.5 \times 10^{-3}$ moles $Cr_2O_7^{2-}$

moles $Fe^{2+} = 6 \times$ moles $Cr_2O_7^{2-} = 2.1 \times 10^{-2}$ moles

$\boxed{[Fe^{2+}] = \frac{n}{V} = 0{,}42\ M}$

c) $m(Fe^{2+}) = n \cdot M(Fe) = 2.1 \times 10^{-2} \times 55.85 = 1.173$ g Fe

$\boxed{\%\ Fe = \frac{1.173}{2} \times 100 = 58.65\%}$

Problemas PAU. Redox

9º a) $Fe^{2+} + MnO_4^- \longrightarrow Fe^{3+} + Mn^{2+}$

$5 \times Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$

$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

$$5Fe^{2+} + MnO_4^- + 8H^+ \longrightarrow 5Fe^{3+} + Mn^{2+} + 4H_2O$$

b) Se oxida el hierro y se reduce el manganeso.

c) moles $MnO_4^- = M.V = 0{,}022$ moles

moles $Fe^{2+} = 5 \times$ moles $MnO_4^- = 0.11$ moles Fe^{2+}.

$$|Fe^{2+}| = \frac{n}{V} = 2.2\ M$$

10º a) Ajuste como en el ejercicio 1.

$$5\ C_2O_4^{2-} + 2MnO_4^- + 16H^+ \longrightarrow 10\ CO_2 + 2Mn^{2+} + 8H_2O$$

moles $MnO_4^- = M.V = 5{,}52 \times 10^{-4}$ moles MnO_4^-

moles $C_2O_4^{2-} = \frac{5}{2} \times$ moles $MnO_4^- = 1.38 \times 10^{-3}$ mol

$|C_2O_4^{2-}| = \frac{n}{V} = 0{,}0276\ M$

$M_{Na_2C_2O_4} = 2 \times 23 + 2 \times 12 + 16 \times 4 = 134\ g/mol$

En 1L de disolución saturada de $Na_2C_2O_4$ hay 0,0276 moles de $Na_2C_2O_4$ $\underset{\times 134\,g/mol}{=}$ $3{,}698\ \frac{g}{L}$ $Na_2C_2O_4$ en una disolución saturada

b) Por cada mol de MnO_4^- se produce 5 de CO_2.

$n_{CO_2} = 5 \times$ moles $MnO_4^- = 2.76 \times 10^{-3}$ mol CO_2

$$V = \frac{nRT}{P} = 6{,}74 \times 10^{-2}\ L = 67.4\ mL$$

11º a) $H_2SO_4 + Cu \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + H_2O$

$SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \longrightarrow SO_2 + 2H_2O$

$Cu \longrightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

$SO_4^{2-} + Cu + 4H^+ \longrightarrow Cu^{2+} + SO_2 + 2H_2O$

b) $2H_2SO_4 + Cu \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$

3 g 96% H_2SO_4 = 2.88 g H_2SO_4 $\xrightarrow[\div M]{\div 98\ g/mol}$ 2.939×10^{-2} mol H_2SO_4

0.8 g Cu $\underset{\div M}{=}$ 1.26×10^{-2} mol Cu

Hay más de el doble de H_2SO_4 que de Cu, por lo que el cobre es el reactivo limitante.

Se consumen 1.26×10^{-2} mol Cu ⟹ se forman 1.26×10^{-2} moles $CuSO_4$

$M_{CuSO_4} = 159.5$ g/mol

Se forman $1.26 \times 10^{-2} \times 159.5 = 2.01$ g de Cu

12º $\overset{0}{I_2} + \overset{+7}{Mn}\overset{-2}{O_4^-} \longrightarrow \overset{+7}{I}\overset{-2}{O_4^-} + \overset{+2}{Mn^{2+}}$

a) $5\times$ $I_2 + 8H_2O \longrightarrow 2IO_4^- + 16H^+ + 14e^-$ ⟹ I_2 reductor (el se oxida)

$14\times$ $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

$5I_2 + 40H_2O + 14MnO_4^- + 112H^+ \longrightarrow 10IO_4^- + 80H^+ + 14Mn^{2+} + 56H_2O$

$5I_2 + 14MnO_4^- + 32H^+ \longrightarrow 10IO_4^- + 14Mn^{2+} + 16H_2O$

b) $M_{I_2} = 2 \times 126.9 = 253.8\ \frac{g}{mol}$ ⟹ 5 g I_2 $\overset{\div M}{=}$ 1.97×10^{-2} mol I_2

Se necesitan : 1.97×10^{-2} mol $I_2 \times \frac{14 \text{ mol } MnO_4^-}{5 \text{ mol } I_2} = 5.516 \times 10^{-2}$ mol

$V = \frac{n}{M} = 0.110$ L = 110 mL

Problemas PAU. Redox

13º a) Ajuste como en el ejercicio 1.

$$5\,C_2O_4^{2-} + 2\,MnO_4^- + 16\,H^+ \rightarrow 10\,CO_2 + 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$$

b) $M_{Na_2C_2O_4} = 134$ g/mol

0,188 g oxalato sódico $\overset{\div 134}{=}$ 1.40×10^{-3} mol oxalato

moles MnO_4^- = 1.40×10^{-3} mol oxalato $\cdot \dfrac{2 \text{ mol } MnO_4^-}{5 \text{ mol oxalato}} = 5.61 \times 10^{-4}$ mol

$[MnO_4^-] = \dfrac{n}{V} = 3.21 \times 10^{-2}$ M