1a) $KMnO_4(aq) + HCl(aq) \rightarrow MnCl_2(aq) + Cl_2(g) + H_2O(l) + KCl(aq)$

reducción: $Mn^{+7} \rightarrow Mn^{+2}$ (gana 5 e⁻)

oxidación: $Cl^- \rightarrow Cl_2$ (pierde 1 e⁻ por cada Cl)

oxidación: $(2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-) \times 5$

reducción: $(MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O) \times 2$

Iónica ajustada: $10Cl^- + 2MnO_4^- + 16H^+ \rightarrow 5Cl_2 + 2Mn^{2+} + 8H_2O$

Molecular: $2KMnO_4(aq) + 16HCl(aq) \rightarrow 5Cl_2(g) + 2MnCl_2(aq) + 2KCl(aq) + 8H_2O(l)$

1b) $HNO_3(aq) + I_2(s) \rightarrow HIO_3(aq) + NO_2(g) + H_2O(l)$

reducción: $N^{+5} \rightarrow N^{+4}$ (gana 1 e⁻)

oxidación: $I_2 \rightarrow 2I^{+5}$ (pierde 10 e⁻)

oxidación: $I_2 + 6H_2O \rightarrow 2IO_3^- + 12H^+ + 10e^-$

reducción: $(NO_3^- + 2H^+ + 1e^- \rightarrow NO_2 + H_2O) \times 10$

Iónica ajustada: $I_2 + 10NO_3^- + 8H^+ \rightarrow 2IO_3^- + 10NO_2 + 4H_2O$

Molecular: $I_2(s) + 10HNO_3(aq) \rightarrow 2HIO_3(aq) + 10NO_2(g) + 4H_2O(l)$

1c)

1d) $HNO_3(aq) + S(s) \rightarrow H_2SO_4(aq) + NO$

se reduce: $N^{+5} \rightarrow N^{+2}$ (gana 3 e⁻)

se oxida: $S^0 \rightarrow S^{+6}$ (pierde 6 e⁻)

oxidación: $S + 4H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 8H^+ + 6e^-$

reducción: $(NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O) \times 2$

Iónica ajustada: $S + 2NO_3^- \rightarrow 2NO + SO_4^{2-}$

Molecular: $S(s) + 2HNO_3(aq) \rightarrow 2NO(g) + H_2SO_4(aq)$

1e) $Cl_2(g) + H_2O(l) + As_2O_3(s) \rightarrow H_3AsO_4(aq) + HCl(aq)$

reducción: $Cl_2^0 \rightarrow 2Cl^-$ (gana 2 e⁻)

oxidación: $As^{+3} \rightarrow As^{+5}$ (pierde 2 e⁻)

oxidación: $As_2O_3 + 8H_2O \rightarrow 2AsO_4^{3-} + 16H^+ + 10e^-$

reducción: $(Cl_2 + 2e^- \rightarrow 2Cl^-) \times 5$

Iónica ajustada: $As_2O_3 + 5Cl_2 + 8H_2O \rightarrow 2AsO_4^{3-} + 10Cl^- + 16H^+$

Molecular: $As_2O_3(s) + 5Cl_2(g) + 8H_2O(l) \rightarrow 2H_3AsO_4(aq) + 10HCl(aq)$

1f) $H_2S_{(aq)} + K_2Cr_2O_{7(aq)} + H_2SO_4 \rightarrow S_{(s)} + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

(oxidación: S^{2-}; reducción: Cr)

oxidación: $(S^{2-} \rightarrow S + 2e^-) \times 3$

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

iónica ajustada: $3S^{2-} + Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ \rightarrow 3S + 2Cr^{3+} + 7H_2O$

(/6H+ 2K+ \8H+)

molecular: $3H_2S + K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \rightarrow 3S + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$

1g) $H_2SO_{4(aq)} + HI_{(g)} \rightarrow I_{2(s)} + H_2S_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

(reducción: S; oxidación: I)

oxidación: $(2I^- \rightarrow I_2 + 2e^-) \times 4$

reducción: $SO_4^{2-} + 8H^+ + 8e^- \rightarrow S^{2-} + 4H_2O$

iónica: $8I^- + SO_4^{2-} + 8H^+ \rightarrow 4I_2 + S^{2-} + 4H_2O$

(2H+ 2H+)

molecular: $8HI_{(aq)} + H_2SO_{4(aq)} \rightarrow 4I_{2(s)} + H_2S_{(aq)} + 4H_2O_{(l)}$

4.- $H_2S_{(aq)} + HNO_{3(aq)} \rightarrow S_{(s)} + NO_{2(g)}$

(oxidación: S; reducción: N)

Se oxida el S^{2-} ("H_2S") pq aumenta su n.o. Es el reductor

Se reduce el NO_3^- ("HNO_3") pq disminuye su n.o. Es el oxidante

oxidación: $S^{2-} \rightarrow S + 2e^-$

reducción: $(NO_3^- + 2H^+ + 1e^- \rightarrow NO_2 + H_2O) \times 2$

iónica: $S^{2-} + 2NO_3^- + 4H^+ \rightarrow S + 2NO_2 + 2H_2O$

molecular: $H_2S + 2HNO_3 \rightarrow S + 2NO_2 + 2H_2O$

7.- $HNO_{3(aq)} + Cu_{(s)} \rightarrow Cu(NO_3)_{2(aq)} + NO_{2(g)} + H_2O$

oxidación: $Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-$

reducción: $(NO_3^- + 2H^+ + 1e^- \rightarrow NO_2 + H_2O) \times 2$

iónica ajustada: $Cu + 2NO_3^- + 4H^+ \rightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 + 2H_2O$

molecular: $Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$

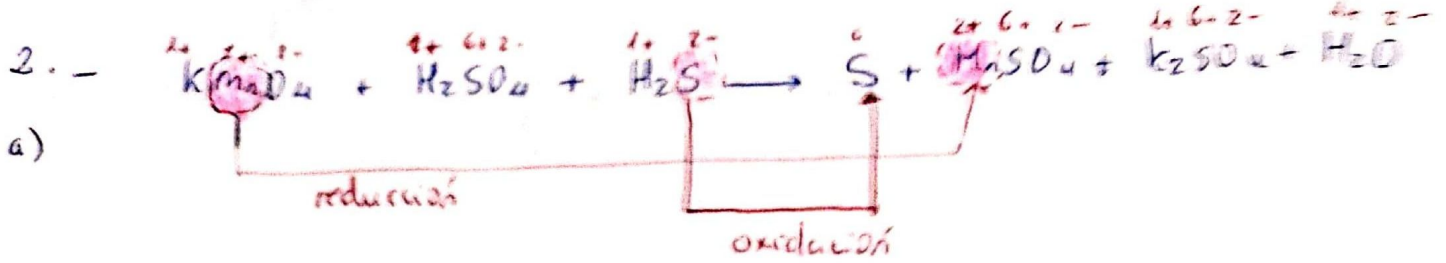
3,4g — mL? 95% 1,5g/mL — V? 29°C 748mmHg

b) $3,4\,g\,Cu \cdot \frac{1\,mol\,Cu}{63,54\,g\,Cu} \cdot \frac{4\,mol\,HNO_3}{1\,mol\,Cu} \cdot \frac{63\,g\,HNO_3}{1\,mol\,HNO_3} \cdot \frac{100\,g\,dis}{95\,g\,HNO_3} \cdot \frac{1\,mL\,dis}{1,5\,g\,dis} = 4,5\,mL$

c) " " $\cdot \frac{2\,mol\,NO_2}{1\,mol\,Cu} = 0,107\,mol\,NO_2 \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,107 \cdot 0,082 \cdot (29+273)}{748/760} = 2,69\,L$

Ejercicios 2, 3, 5 y 6 de Extra

2.- a)



oxidación: $5 \times (S^{2-} \rightarrow S + 2e^-)$

reducción $2 \times (MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O)$

CHULETA para ver cómo son las formas iónicas que tengo que considerar:

$KMnO_4 \rightarrow K^+ + MnO_4^-$

$H_2S \rightarrow 2H^+ + S^{2-}$

$MnSO_4 \rightarrow Mn^{2+} + SO_4^{2-}$

Forma iónica:

$$5S^{2-} + 2MnO_4^- + 16H^+ \rightarrow 5S + 2Mn^{2+} + 8H_2O$$

$+3SO_4^{2-}$ $+3SO_4^{2-}$

$10H^+$ $6H^+$

$+2K^+$ $+2K^+$

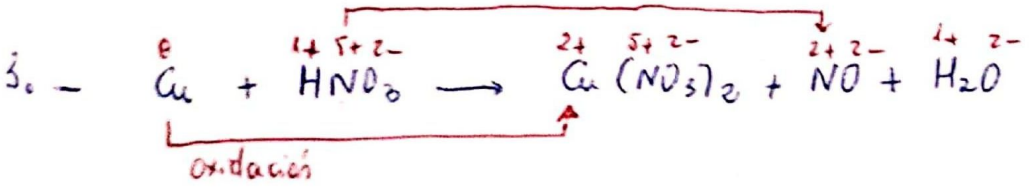
Forma molecular:

$$5H_2S + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \rightarrow 5S + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

b y c) MnO_4^- se reduce por lo que es el OXIDANTE

S^{2-} se oxida " " " " " REDUCTOR

3.-



oxidación: $(Cu \rightarrow Cu^{2+} + 2e^-) \times 3$

reducción $(NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O) \times 2$ (multiplicado abajo)

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

$+6NO_3^-$ $+6NO_3^-$

$$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

5.- medio H_2SO_4

reducción

$K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

($Cr_2O_7^{2-}$: 6+ → 3+; $FeSO_4$: 2+ → 3+)

oxidación

Estas son las especies que se oxidan y reducen. Por ello, se dice que el Fe^{2+} es la especie reductora y el $Cr_2O_7^{2-}$ la especie oxidante

oxidación: $(Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + 1e^-) \times 6$

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

multiplico y sumo

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

$+6SO_4^{2-}$ $+2K^+$ $7SO_4^{2-}$ $(9SO_4^{2-})$ $(3SO_4^{2-})$ $(1SO_4^{2-})$

$6FeSO_4 + K_2Cr_2O_7 + 7H_2SO_4 \longrightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 7H_2O$

He sumado un total de 13 SO_4^{2-} tienen que aparecer hacia la derecha

6.- $FeCl_2 + K_2Cr_2O_7 + H^+ \longrightarrow Fe^{3+} + Cr^{3+}$

a)

oxidación: $(Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + 1e^-) \times 6$

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

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

$12Cl^-$ $2K^+$ $2Cl^-$ $6Cl^-$ $6Cl^-$ $+2Cl^-$ $18Cl^-$ $6Cl^-$ $+2Cl^-$

$6FeCl_2 + K_2Cr_2O_7 + 14HCl \rightarrow 6FeCl_3 + 2CrCl_3 + 7H_2O + 2KCl$

b)

0'1L dis $0{,}35M$ $\cdot 64{,}4 \cdot 10^{-3}L$

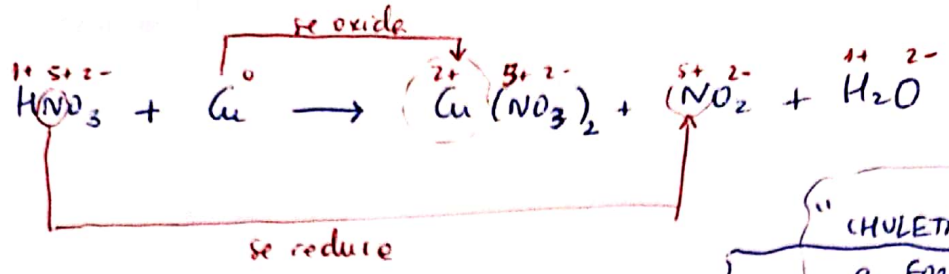
$64{,}4 \cdot 10^{-3}L\,dis \cdot \frac{0.35\ mol\ K_2Cr_2O_7}{1L\,dis} \cdot \frac{6\ mol\ FeCl_2}{1\ mol\ K_2Cr_2O_7}$ ← mol

$[FeCl_3] = \frac{\quad}{0{,}1L} = 1{,}35M$ ← vol

Ejercicios 7, 9, 10 Baía

7.-

a)



$$\overset{1+\ 5+\ 2-}{HNO_3} + \overset{0}{Cu} \longrightarrow \overset{2+\ 5+\ 2-}{Cu(NO_3)_2} + \overset{4+\ 2-}{NO_2} + \overset{1+\ 2-}{H_2O}$$

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

reducción: $(NO_3^- + 2H^+ + 1e^- \longrightarrow NO_2 + H_2O) \cdot 2$

"CHULETA" para pasar a FORMA IÓNICA.

$HNO_3 = H^+ + NO_3^-$

$Cu(NO_3)_2 = Cu^{2+} + 2\,NO_3^-$

$Cu + 2\,NO_3^- + 4H^+ \longrightarrow Cu^{2+} + 2NO_2 + 2H_2O$ Forma iónica

$+ 2NO_3^-$ $+ 2NO_3^-$

↓ "traducir"

$Cu + 4\,HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$ Forma molecular.

b)

3,4 g — mL? 95% 1,5 g/mL } dis comercial

V? 29°C, 748 mmHg

$$3{,}4\,g\,Cu \cdot \frac{1\,mol\,Cu}{63{,}55\,g\,Cu} \times \frac{4\,mol\,HNO_3}{1\,mol\,Cu} \times \frac{63\,g\,HNO_3}{1\,mol\,HNO_3} \times \frac{100\,g\,dis\,com}{95\,g\,HNO_3} \cdot \frac{1\,mL\,dis\,com}{1{,}5\,g\,dis} = 9{,}5\,mL$$

c)

$$3{,}4\,g\,Cu \cdot \frac{1\,mol\,Cu}{63{,}55\,g\,Cu} \times \frac{2\,mol\,NO_2}{1\,mol\,Cu} = 0{,}107\,mol\,NO_2$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0{,}107\,mol \cdot 0{,}082\,\frac{atm\,L}{mol\,K} \cdot (29+273)\,K}{748\,mm / 760\,mmHg/atm}$$

$V = 2{,}69\,L$

En ambos apartados "arrancamos" igual (Pasando el dato a moles)

9. -

a) $\overset{+1\ -1}{HCl} + \overset{+4\ -2}{MnO_2} \rightarrow \overset{+2\ -1}{MnCl_2} + \overset{0}{Cl_2} + \overset{+1\ -2}{H_2O}$

reducción: $Mn^{4+} \rightarrow Mn^{2+}$

oxidación: $Cl^- \rightarrow Cl_2$

oxidación : $2Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2e^-$

reducción : $MnO_2 + 4H^+ + 2e^- \rightarrow Mn^{2+} + 2H_2O$

Forma iónica: $MnO_2 + 4H^+ + 2Cl^- \rightarrow Mn^{2+} + Cl_2 + 2H_2O$

$+2Cl^-$ $\quad +2Cl^-$

Forma molecular: $MnO_2 + 4HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$

"CHULETA" para escribir las especies en forma iónica

$HCl = H^+ + Cl^-$

→ MnO_2 = óxido = LO DEJO TAL CUAL (Forma molecular)

→ $MnCl_2 = Mn^{2+} + 2Cl^-$

b)

Disolución: 150 mL, 35%, d = 1,17 g/mL

V? 0,92 atm, 30°C

PASO 1: Paso el dato a molar

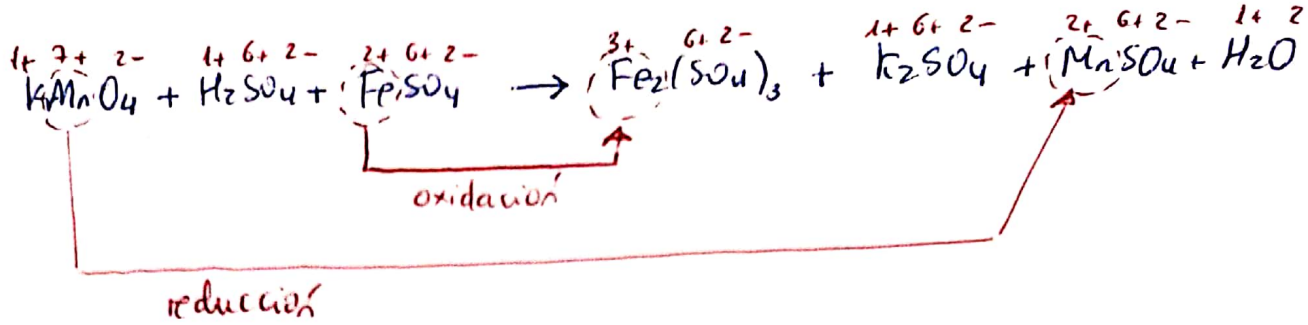
$$150\,mL\,dis \cdot \frac{1,17\,g\,dis}{1\,mL\,dis} \cdot \frac{35\,g\,HCl}{100\,g\,dis} \cdot \frac{1\,mol\,HCl}{36,5\,g\,HCl} \cdot \frac{1\,mol\,Cl_2}{4\,mol\,HCl} = 0,42\,mol\,Cl_2$$

PASO 2: Aplico la estequiometría

PASO 3: Calculo lo que me piden

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{0,42\,mol \cdot 0,082\,atm\,L/molK \cdot (30+273)\,K}{0,92\,atm} = 11,25\,L$$

10.- a)



oxidación: $(Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + 1e^-)\,5$

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

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

CHULETA:

$KMnO_4 = K^+ + MnO_4^-$

$FeSO_4 = Fe^{2+} + SO_4^{2-}$

$Fe_2(SO_4)_3 = 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$

(1) Cada MnO_4^- necesita $1K^+$

(2) PERO EN ESTE LADO, los K^+ que añada, van a ir necesariamente de 2 en 2 (ya que tiene que aparecer K_2SO_4)

(3) Por ello, multiplico la ecuación iónica por 2.

$10Fe^{2+} + 2MnO_4^- + 16H^+ \longrightarrow 10Fe^{3+} + 2Mn^{2+} + 8H_2O$

$+10SO_4^{2-} \quad +2K^+ \quad +8SO_4^{2-} \quad +15SO_4^{2-} \quad 2SO_4 \quad 2K^+ \; 1SO_4^{2-}$

$$10FeSO_4 + 2KMnO_4 + 8H_2SO_4 \longrightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + 2MnSO_4 + K_2SO_4 + 8H_2O$$

b) 2,40 g; V(cm³)? ; 0,5 M

(1) PASAR EL DATO A MOL

(3) CONTESTAR A LO QUE SE PIDE

$$2{,}40\,g\,FeSO_4 \cdot \frac{1\,mol\,FeSO_4}{151{,}85\,g\,FeSO_4} \cdot \frac{2\,KMnO_4}{10\,mol\,FeSO_4} \cdot \frac{1\,L\,dis}{0{,}5\,mol\,KMnO_4} \cdot \frac{1000\,cm^3}{1\,L\,dis} = 6{,}3\,cm^3$$

(2) ESTEQUIOMETRÍA