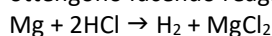


REAZIONI, REAGENTE LIMITANTE, RESA

1. Con riferimento alla seguente reazione (da bilanciare): $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{MgCl}_2$ calcolare i grammi di H_2 che si ottengono facendo reagire completamente 20 g di magnesio. utilizzando un eccesso di HCl



$$\text{MA H}_2 = 2 \text{ g/mol} \quad \text{MA Mg} = 24,3 \text{ g/mol}$$

$$\frac{20}{24,3} = 0,823 \text{ moli di Mg} \quad 1 \text{ Mg} \leftrightarrow 1 \text{ H}_2 \quad \text{quindi } 0,823 \text{ moli di H}_2$$

$$0,823 \cdot 2 = 1,65 \text{ g di H}_2$$

2. Quanti g di CuO si possono ottenere da 24 g di $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$?

$$\text{MM CuO} = 79,5 \text{ g/mol} \quad \text{MM Cu}(\text{NO}_3)_2 = 187,5 \text{ g/mol}$$

$$\frac{24}{187,5} = 0,128 \text{ moli di Cu}(\text{NO}_3)_2 \quad 1 \text{ Cu}(\text{NO}_3)_2 \leftrightarrow 1 \text{ CuO} \quad \text{quindi } 0,128 \text{ moli di CuO}$$

$$0,128 \cdot 79,5 = 10,2 \text{ g di CuO}$$

3. Calcolare la quantità di ferro (kg) che si ottiene da 100 kg di Fe_2O_3 al 70 % in massa

$$\text{MA Fe} = 55,8 \text{ g/mol} \quad \text{MM Fe}_2\text{O}_3 = 159,7 \text{ g/mol}$$

$$100 \text{ kg} = 100000 \text{ g di Fe}_2\text{O}_3 \text{ all'70\%}$$

$$100000 \cdot \frac{70}{100} = 70000 \text{ g di Fe}_2\text{O}_3 \text{ puro}$$

$$\frac{70000}{159,7} = 438,3 \text{ moli di Fe}_2\text{O}_3 \quad 1 \text{ Fe}_2\text{O}_3 \leftrightarrow 2\text{Fe} \quad \text{quindi } 2 \cdot 438,3 = 876,6 \text{ moli di Fe}$$

$$876,6 \cdot 55,8 = 48914 \text{ g} = 48,9 \text{ kg di Fe}$$

4. Grammi 3,31 di un generico solfuro MeS , bruciando, danno come prodotto 2,2 g di SO_2 . Calcolare il peso atomico dell'elemento Me

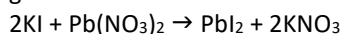
$$\text{PA S} = 32 \text{ g/mol} \quad \text{MM SO}_2 = 64,1 \text{ g/mol}$$

$$\frac{2,2}{64,1} = 0,0343 \text{ moli di SO}_2 \quad 1 \text{ MeS} \leftrightarrow 1 \text{ SO}_2 \quad \text{quindi } 0,0343 \text{ moli di MeS}$$

$$\text{moli} = \frac{g}{PM} \quad PM = \frac{g}{\text{moli}} = \frac{3,31}{0,0343} = 96,5 \text{ g/mol} \quad \text{PM di MeS}$$

$$96,5 - 32 = 64,5 \text{ g/mol peso atomico di Me}$$

5. Data la seguente reazione (da bilanciare): $\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{PbI}_2 + \text{KNO}_3$ calcolare il volume (in litri) di una soluzione 1,2 M di KI necessario per far reagire completamente 125 mL di una soluzione 0,65 M di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. Calcolare inoltre i grammi di PbI_2 che si formano



$$\text{PM PbI}_2 = 461,3 \text{ g/mol}$$

$$M = \frac{\text{moli}}{V} \quad \text{moli} = M \cdot V = 0,65 \cdot \frac{125}{1000} = 0,0812 \text{ mol di Pb}(\text{NO}_3)_2$$

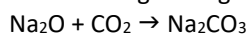
$$2 : 1 = x : 0,0812 \quad x = 0,162 \text{ moli di KI}$$

$$V = \frac{\text{moli}}{M} = \frac{0,162}{1,2} = 0,135 \text{ litri della soluzione di KI}$$

$$\text{Da } 0,0812 \text{ moli di Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ si ottengono } 0,0812 \text{ moli di PbI}_2$$

$$g = \text{moli} \cdot \text{PM} = 0,0812 \cdot 461,3 = 37,5 \text{ g di PbI}_2$$

6. Si consideri la seguente reazione (bilanciata): $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$ calcolare la quantità di Na_2CO_3 ottenuta facendo reagire 30 g di Na_2O con 30 g di CO_2



$$\text{PM Na}_2\text{O} = 62 \text{ g/mol} \quad \text{PM CO}_2 = 44 \text{ g/mol} \quad \text{PM Na}_2\text{CO}_3 = 106 \text{ g/mol}$$

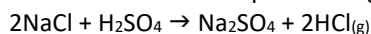
$$\text{moli} = \frac{g}{PM} = \frac{30}{62} = 0,483 \text{ moli di Na}_2\text{O} \quad \frac{30}{44} = 0,682 \text{ moli di CO}_2$$

Poiché i coefficienti dei reagenti sono uguali (entrambi 1) si possono confrontare direttamente le relative moli arrivando alla conclusione che Na_2O è il reattivo limitante, che quindi determinerà il prodotto ottenuto

$$1 : 1 = 0,483 : x \quad x = 0,483 \text{ moli di Na}_2\text{CO}_3$$

$$g = \text{moli} \cdot \text{PM} = 0,483 \cdot 106 = 51,2 \text{ g di Na}_2\text{CO}_3$$

7. Una soluzione acquosa contenente 22.6 g di NaCl viene fatta reagire con una soluzione acquosa contenente 51.6 g di H_2SO_4 . Calcolare la quantità in grammi e il volume in litri (a c.n.) di HCl ottenuto



$$\text{MM NaCl} = 58,4 \text{ g/mol} \quad \text{MM H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol} \quad \text{MM HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$moli = \frac{g}{PM} = \frac{22,6}{58,4} = 0,387 \text{ moli di NaCl} \quad \frac{51,6}{98} = 0,527 \text{ moli di H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{0,387}{2} = 0,193 \text{ per NaCl} \quad \frac{0,527}{1} = 0,527 \text{ per H}_2\text{SO}_4$$

Il rapporto minore è di NaCl e quindi NaCl è il reagente limitante. Il calcolo delle moli di HCl formate dovrà pertanto essere riferito a NaCl

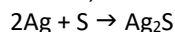
$$2 : 2 = 0,387 : x \quad x = 0,387 \text{ moli di HCl}$$

Dato che a c.n. (273 K e 1 atm) 1 mole di qualsiasi gas occupa un volume di 22,414 litri (volume molare) allora:

$$1 : 22,414 = 0,387 : x \quad x = 22,414 \cdot 0,387 = 8,67 \text{ litri di HCl a c.n.}$$

$$g = moli \cdot PM = 0,387 \cdot 36,5 = 14,1 \text{ g di HCl}$$

8. Riscaldando l'argento e lo zolfo l'uno in presenza dell'altro e in assenza di aria, essi si combinano in modo che 2 atomi d'argento reagiscono con 1 atomo di zolfo per dare origine ad un composto. Se si trattano 5 g di argento con 1 g di zolfo, calcolare la quantità massima di prodotto che si può ottenere



$$MA \text{ Ag} = 107,9 \text{ g/mol} \quad MA \text{ S} = 32 \text{ g/mol} \quad MM \text{ Ag}_2\text{S} = 147,8 \text{ g/mol}$$

$$moli = \frac{g}{PM} = \frac{5}{107,9} = 0,0463 \text{ moli di Ag} \quad \frac{1}{32} = 0,0312 \text{ moli di S}$$

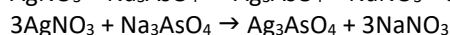
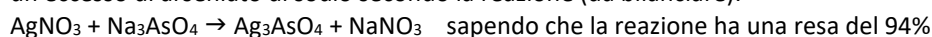
$$\frac{0,0463}{2} = 0,0231 \text{ per Ag} \quad \frac{0,0312}{1} = 0,0312 \text{ per S}$$

Il rapporto minore è di Ag e quindi Ag è il reagente limitante. Il calcolo delle moli di Ag₂S formate dovrà pertanto essere riferito ad Ag

$$2 : 1 = 0,0463 : x \quad x = 0,0231 \text{ moli di Ag}_2\text{S}$$

$$g = moli \cdot PM = 0,0231 \cdot 247,8 = 5,7 \text{ g di Ag}_2\text{S}$$

9. Calcolare quanti grammi di arseniato di argento Ag₃AsO₄ si ottengono facendo reagire 0,2 kg di nitrato d'argento con un eccesso di arseniato di sodio secondo la reazione (da bilanciare):



$$PM \text{ AgNO}_3 = 170 \text{ g/mole} \quad PM \text{ Ag}_3\text{AsO}_4 = 463 \text{ g/mole}$$

$$0,2 \text{ kg} = 200 \text{ g}$$

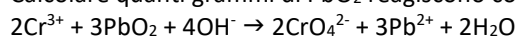
$$moli = \frac{g}{PM} = \frac{200}{170} = 1,18 \text{ moli di AgNO}_3 \quad 3\text{AgNO}_3 \leftrightarrow 1\text{Ag}_3\text{AsO}_4$$

$$3 : 1 = 1,18 : x \quad x = 0,393 \text{ moli di Ag}_3\text{AsO}_4$$

$$g = moli \cdot PM = 0,393 \cdot 463 = 182 \text{ g di Ag}_3\text{AsO}_4$$

10. I sali di Cr (III) vengono ossidati a cromati dal biossido di piombo in ambiente basico secondo la reazione (da bilanciare inserendo l'ambiente): $\text{Cr}^{3+} + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{Pb}^{2+}$

Calcolare quanti grammi di PbO₂ reagiscono con 21,43 g di CrCl₃ puro al 60%



$$MM \text{ CrCl}_3 = 158,5 \text{ g/mol} \quad MM \text{ PbO}_2 = 239,2 \text{ g/mol}$$

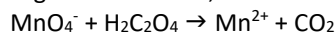
$$21,43 \cdot \frac{60}{100} = 12,86 \text{ g di CrCl}_3 \text{ puro}$$

$$moli = \frac{g}{PM} = \frac{12,86}{158,5} = 0,0811 \text{ moli di CrCl}_3 \quad 1\text{Cr}^{3+} \leftrightarrow 1\text{CrCl}_3$$

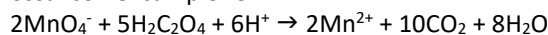
$$2 : 3 = 0,0811 : x \quad x = 0,122 \text{ moli di PbO}_2$$

$$g = moli \cdot PM = 0,122 \cdot 239,2 = 29,2 \text{ g di PbO}_2$$

11. Un campione contenente acido ossalico H₂C₂O₄ del peso di 30 g viene trattato con 20 g di KMnO₄. Avviene la seguente reazione, in ambiente acido (da bilanciare inserendo l'ambiente):



Sapendo che tutto il permanganato di potassio è stato consumato nella reazione, calcolare la percentuale di acido ossalico nel campione



$$MM \text{ KMnO}_4 = 158,04 \text{ g/mol} \quad ME \text{ KMnO}_4 = 158,04/5 = 31,61 \text{ g/eq}$$

$$MM \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 90,04 \text{ g/mole} \quad ME \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 90,04/2 = 45,02$$

Calcolo con gli equivalenti:

$$eq = \frac{g}{PE} = \frac{20}{31,61} = 0,633 \text{ eq di KMnO}_4 = \text{eq di H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

$$g = eq \cdot PE = 0,633 \cdot 45,02 = 28,5 \text{ g di H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \text{ puro}$$

$$28,5 : 30 = x : 100 \quad x = 95\% \text{ purezza di H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

Calcolo con le moli:

$$moli = \frac{g}{PM} = \frac{20}{158,04} = 0,127 \text{ moli di KMnO}_4$$

$$2 : 5 = 0,127 : x \quad x = 0,317 \text{ moli di H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

$$g = moli \cdot PM = 0,317 \cdot 90,04 = 28,5 \text{ g di H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

$$28,5 : 30 = x : 100 \quad x = 95\% \text{ purezza di H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

12. Il cloro viene preparato in laboratorio per trattamento di biossido di manganese con acido cloridrico secondo la reazione (da bilanciare): $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2$ Calcolare quanto MnO_2 puro all'85% occorre per preparare 20 g di Cl_2

$$\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{MM Cl}_2 = 70,91 \text{ g/mol} \quad \text{MM MnO}_2 = 86,94 \text{ g/mol}$$

$$moli = \frac{g}{PM} = \frac{20}{70,91} = 0,282 \text{ moli di Cl}_2$$

$$1 : 1 = x : 0,282 \quad x = 0,282 \text{ moli di MnO}_2$$

$$g = moli \cdot PM = 0,282 \cdot 86,94 = 24,5 \text{ g di MnO}_2 \text{ puro}$$

$$24,5 : x = 85 : 100 \quad x = 28,8 \text{ di MnO}_2 \text{ all'85\%}$$

13. Calcolare i grammi di fosfato di calcio che si ottengono facendo reagire 22 g di fosfato di potassio con 12 g di cloruro di calcio secondo la reazione (da bilanciare): $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

$$2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaCl}_2 \rightarrow 6\text{KCl} + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

$$\text{MM K}_3\text{PO}_4 = 212,3 \text{ g/mol} \quad \text{MM CaCl}_2 = 111 \text{ g/mol} \quad \text{MM Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310,2 \text{ g/mol}$$

$$\frac{22}{212,3} = 0,104 \text{ moli di K}_3\text{PO}_4 \quad \frac{12}{111} = 0,108 \text{ moli di CaCl}_2$$

$$\frac{0,104}{2} = 0,052 \text{ per K}_3\text{PO}_4 \quad \frac{0,108}{3} = 0,036 \text{ per CaCl}_2$$

Il rapporto minore è di CaCl_2 e quindi CaCl_2 è il reagente limitante. Il calcolo delle moli di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ formate dovrà pertanto essere riferito a CaCl_2

$$3 : 1 = 0,104 : x \quad x = 0,036 \text{ moli di Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

$$0,036 \cdot 310,2 = 11,2 \text{ g di Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

14. Il nitrato d'argento reagisce con l'acido cloridrico per formare cloruro di argento. Calcolare quanti grammi di HCl al 10% in massa occorrono per far reagire 2,8 g di AgNO_3

$$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{HNO}_3$$

$$\text{MM AgNO}_3 = 170 \text{ g/mol} \quad \text{MM HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$$

$$\frac{2,8}{170} = 0,0165 \text{ moli di AgNO}_3 \quad 1\text{AgNO}_3 \leftrightarrow 1\text{HCl} \quad \text{quindi sono richieste 0,0165 moli di HCl puro}$$

$$0,0165 \cdot 36,5 = 0,6 \text{ g di HCl puro}$$

$$0,6 : x = 10 : 100 \quad x = 6 \text{ g di HCl al 10\%}$$

15. 1,502 g di una miscela di cloruro di potassio e clorato di potassio vengono riscaldati a 400°C . Tutto il clorato si decompone con produzione di cloruro di potassio e ossigeno (reazione da bilanciare): $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ Sapendo che la massa rimasta è di 1,216 g, calcolare la composizione percentuale della miscela

$$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$$

$$\text{MM KCl} = 74,6 \text{ g/mol} \quad \text{MM KClO}_3 = 122,6 \text{ g/mol}$$

Nella decomposizione di KClO_3 si ha: $1\text{KClO}_3 \leftrightarrow 1\text{KCl}$ quindi alla fine il campione risulta costituito solo da KCl

$$\frac{1,216}{74,6} = 0,016 \text{ moli di KCl dopo la decomposizione termica di KClO}_3$$

$X =$ moli di KClO_3 iniziali $y =$ moli di KCl iniziali

$$\begin{cases} 0,016 = x + y \\ 1,502 = x \cdot 122,6 + y \cdot 74,6 \end{cases}$$

Risolviendo il sistema si ottiene:

$$x = 0,0065 \text{ moli di KClO}_3 \text{ iniziali} \quad y = 0,0095 \text{ moli di KCl iniziali}$$

$$0,0095 \cdot 74,6 = 0,709 \text{ g di KCl iniziali} \quad 0,0065 \cdot 122,6 = 0,797 \text{ g di KClO}_3 \text{ iniziali}$$

$$\frac{0,709}{1,502} \cdot 100 = 47\% \text{ di KCl}$$

$$\frac{0,797}{1,502} \cdot 100 = 53\% \text{ di KClO}_3$$

16. Il carbonato di potassio reagisce con il cloruro di alluminio secondo la reazione (da bilanciare):

$$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 \quad \text{Determinare i g di KCl che si ottengono per reazione di 14 g di carbonato di potassio con 16 g di cloruro di alluminio}$$

$$3\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{AlCl}_3 \rightarrow 6\text{KCl} + \text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$$

$$\text{MM K}_2\text{CO}_3 = 138,2 \text{ g/mol} \quad \text{MM AlCl}_3 = 133,3 \text{ g/mol} \quad \text{MM KCl} = 74,6 \text{ g/mol}$$

$$\frac{14}{138,2} = 0,101 \text{ moli di } K_2CO_3 \quad \frac{16}{133,3} = 0,12 \text{ moli di } AlCl_3$$

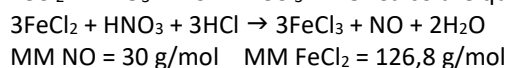
$$\frac{0,101}{3} = 0,034 \text{ per } K_2CO_3 \quad \frac{0,12}{2} = 0,06 \text{ per } AlCl_3$$

Il rapporto minore è di K_2CO_3 e quindi K_2CO_3 è il reagente limitante. Il calcolo delle moli di KCl formate dovrà pertanto essere riferito a K_2CO_3

$$3 : 6 = 0,101 : x \quad x = 0,202 \text{ moli di KCl}$$

$$0,202 \cdot 74,6 = 15,1 \text{ g di KCl}$$

17. Il cloruro ferroso viene ossidato dall'acido nitrico in presenza di acido cloridrico secondo la reazione (da bilanciare): $FeCl_2 + HNO_3 + HCl \rightarrow FeCl_3 + NO$ Calcolare quanti g di $FeCl_2$ puro al 70% occorrono per ottenere 10 g di NO



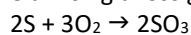
$$\frac{10}{30} = 0,33 \text{ moli di NO}$$

$$3 : 1 = x : 0,33 \quad x = 0,99 \text{ moli di } FeCl_2$$

$$0,99 \cdot 126,8 = 125,5 \text{ g di } FeCl_2 \text{ puro}$$

$$125,5 : x = 70 : 100 \quad x = 179,3 \text{ g di } FeCl_2 \text{ al 70\%}$$

18. Calcolare quanti grammi di anidride solforica si possono teoricamente ottenere dalla combustione di 1 kg di zolfo e di 10 kg di ossigeno



$$MA \text{ S} = 32,1 \text{ g/mol} \quad MA \text{ O}_2 = 32 \text{ g/mol} \quad MM \text{ SO}_3 = 80,1 \text{ g/mol}$$

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g} \quad 10 \text{ kg} = 10000 \text{ g}$$

$$\frac{1000}{21,1} = 31,1 \text{ moli di S} \quad \frac{10000}{32} = 312,5 \text{ moli di O}_2$$

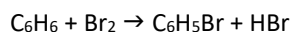
$$\frac{31,1}{2} = 15,55 \text{ per S} \quad \frac{312,5}{3} = 104,2 \text{ per O}_2$$

Il rapporto minore è di S e quindi S è il reagente limitante. Il calcolo delle moli di SO_3 formate dovrà pertanto essere riferito a S

$$2 : 2 = 31,1 : x \quad x = 31,1 \text{ moli di } SO_3$$

$$31,1 \cdot 80,1 = 2491 \text{ g} = 2,5 \text{ kg di } SO_3$$

19. Il bromobenzene C_6H_5Br viene preparato con la seguente reazione: $C_6H_6 + Br_2 \rightarrow C_6H_5Br + HBr$ Calcolare la quantità di C_6H_5Br teoricamente ottenibile a partire da 78 g di C_6H_6 e da 120 g di Br_2



$$MM \text{ C}_6\text{H}_6 = 78 \text{ g/mol} \quad MM \text{ Br}_2 = 159,8 \text{ g/mol} \quad MM \text{ C}_6\text{H}_5\text{Br} = 157 \text{ g/mol}$$

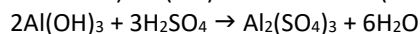
$$\frac{78}{78} = 1 \text{ mole di } C_6H_6 \quad \frac{120}{159,8} = 0,75 \text{ moli di } Br_2$$

Poiché i coefficienti di reazione sono uguali si vede immediatamente che Br_2 è in difetto e quindi è il reattivo limitante

$$1 : 1 = 0,75 : x \quad x = 0,75 \text{ moli di } C_6H_5Br$$

$$0,75 \cdot 157 = 117,8 \text{ g di } C_6H_5Br$$

20. Calcolare quanti grammi di $Al_2(SO_4)_3$ si ottengono da 300 g di $Al(OH)_3$ e 800 g di H_2SO_4 secondo la reazione (da bilanciare): $Al(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$



$$MM \text{ Al(OH)}_3 = 78 \text{ g/mol} \quad MM \text{ H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol} \quad MM \text{ Al}_2\text{(SO}_4)_3 = 342,2 \text{ g/mol}$$

$$\frac{300}{78} = 3,85 \text{ moli di } Al(OH)_3 \quad \frac{800}{98} = 8,16 \text{ moli di } H_2SO_4$$

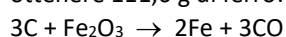
$$\frac{3,85}{2} = 1,92 \text{ per } Al(OH)_3 \quad \frac{8,16}{3} = 2,72 \text{ per } H_2SO_4$$

Il rapporto minore è di $Al(OH)_3$ e quindi $Al(OH)_3$ è il reagente limitante. Il calcolo delle moli di $Al_2(SO_4)_3$ formate dovrà pertanto essere riferito a $Al(OH)_3$

$$2 : 1 = 3,85 : x \quad x = 1,925 \text{ moli di } Al_2(SO_4)_3$$

$$1,925 \cdot 342,2 = 658,7 \text{ g di } Al_2(SO_4)_3$$

21. Data la seguente reazione chimica (da bilanciare), calcolare i grammi di carbonio e di ossido ferrico, necessari per ottenere 111,6 g di ferro: $C + Fe_2O_3 \rightarrow Fe + CO$



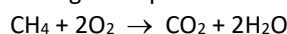
$$MA \text{ Fe} = 56 \text{ g/mol} \quad MM \text{ Fe}_2\text{O}_3 = 160 \text{ g/mol} \quad MA \text{ C} = 12 \text{ g/mol}$$

$$\frac{111,6}{56} = 2 \text{ mol di Fe}$$

$$\frac{3}{2} = \frac{x}{2} \quad x = \frac{3 \cdot 2}{2} = 3 \text{ mol di C} \quad 3 \cdot 12 = 36 \text{ g di C}$$

$$\frac{1}{2} = \frac{x}{2} \quad x = 1 \text{ mol di Fe}_2\text{O}_3 \quad 1 \cdot 160 = 160 \text{ g di Fe}_2\text{O}_3$$

22. Considerando la seguente reazione (da bilanciare): $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ calcolare quanti grammi di CO_2 si ottengono a partire da un numero doppio di moli di CH_4 rispetto all'equazione bilanciata



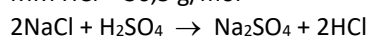
$$\text{MM CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$$

2 mol di CH_4 corrispondono a 2 mol di CO_2

$$2 \cdot 44 = 88 \text{ g di CO}_2$$

23. La seguente reazione, che serve a preparare in laboratorio HCl allo stato gassoso: $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
Dopo aver bilanciato la reazione, calcolare quanti grammi di HCl si ottengono a partire da 3,00 mol di cloruro sodico. Calcolare inoltre la resa % di reazione, sapendo che in pratica dalla reazione si producono 98,2 g di HCl

$$\text{MM HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$$



$$\frac{2}{2} = \frac{3}{x} \quad x = 3 \text{ mol di HCl}$$

$$3 \cdot 36,5 = 109,5 \text{ g di HCl - resa teorica } r_t$$

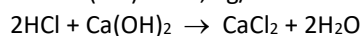
resa effettiva $r_e = 98,2 \text{ g di HCl}$

$$r_{\%} = \frac{r_e}{r_t} \cdot 100$$

$$\frac{98,2}{109,5} \cdot 100 = 89,7\% \text{ resa percentuale di reazione}$$

24. Bilanciare la seguente reazione: $\text{HCl} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Calcolare i grammi di HCl necessari per far reagire completamente 120 g di Ca(OH)_2

$$\text{MM Ca(OH)}_2 = 74,1 \text{ g/mol} \quad \text{MM HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$$



$$\frac{120}{74,1} = 1,62 \text{ mol di Ca(OH)}_2$$

$$\frac{2}{1} = \frac{x}{1,62} \quad x = 2 \cdot 1,62 = 3,24 \text{ mol di HCl}$$

$$3,24 \cdot 36,5 = 118,3 \text{ g di HCl}$$

25. La reazione complessiva della fotosintesi clorofilliana può essere scritta così: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$

Calcolare quanti g di O_2 produce una pianta che ha sintetizzato 10 g di glucosio e quale volume occupano a 20°C e 1 atm

$$\text{MM C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ g/mol} \quad \text{MM O}_2 = 32 \text{ g/mol}$$

$$\frac{10}{180} = 0,06 \text{ mol di C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

$$\frac{1}{6} = \frac{0,06}{x} \quad x = 0,06 \cdot 6 = 0,36 \text{ mol di O}_2 \quad 0,36 \cdot 32 = 11,5 \text{ g di O}_2 \text{ prodotto}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad R = 0,082 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol} \quad T = 20 + 273 = 293 \text{ K}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,36 \cdot 0,082 \cdot 293}{1} = 8,6 \text{ L di O}_2 \text{ prodotto}$$

26. È data la seguente equazione (già bilanciata): $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Facendo reagire 100 g di MnO_2 , calcolare quanti litri di Cl_2 gassoso si sviluppano a STP

$$\text{MM MnO}_2 = 87 \text{ g/mol}$$

$$\frac{100}{87} = 1,15 \text{ mol di MnO}_2$$

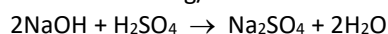
$$\frac{1}{1} = \frac{1,15}{x} \quad x = 1,15 \text{ mol di Cl}_2$$

A STP (1 atm e 0°C) 1 mol di qualunque gas occupa 22,414 L (volume molare V_m)

$$n = \frac{V}{V_m} \quad V = n \cdot V_m = 1,15 \cdot 22,414 = 25,8 \text{ L di Cl}_2 \text{ a STP}$$

27. Calcolare quanti grammi di NaOH reagiscono con 0,40 L di una soluzione 0,030 M di acido solforico per produrre Na_2SO_4 secondo la seguente reazione (da bilanciare): $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

$$\text{MM NaOH} = 40 \text{ g/mol}$$



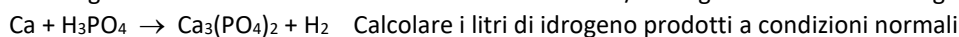
$$M = \frac{n}{V} \quad n = M \cdot V$$

$$0,03 \cdot 0,4 = 0,012 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4$$

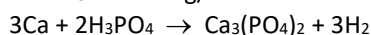
$$\frac{2}{1} = \frac{x}{0,012} \quad x = 0,012 \cdot 2 = 0,024 \text{ mol di NaOH}$$

$$0,024 \cdot 40 = 0,96 \text{ g di NaOH}$$

28. 75 g di una soluzione di acido ortofosforico al 40% m/m reagiscono secondo la seguente reazione (da bilanciare):



MM $\text{H}_3\text{PO}_4 = 98 \text{ g/mol}$



$$75 \cdot \frac{40}{100} = 30 \text{ g di } \text{H}_3\text{PO}_4 \text{ puro} \quad \frac{30}{98} = 0,31 \text{ mol di } \text{H}_3\text{PO}_4$$

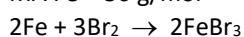
$$\frac{2}{3} = \frac{0,31}{x} \quad x = \frac{0,31 \cdot 3}{2} = 0,465 \text{ mol di } \text{H}_2$$

A STP (1 atm e 0°C) 1 mol di qualunque gas occupa 22,414 L (volume molare V_m)

$$n = \frac{V}{V_m} \quad V = n \cdot V_m = 0,465 \cdot 22,414 = 10,4 \text{ L di } \text{H}_2 \text{ a STP}$$

29. In un recipiente chiuso si fanno reagire 2 g di ferro e 2 g di bromo: si ha la formazione di FeBr_3 . Quanti grammi di prodotto si ottengono?

MA Fe = 56 g/mol MM $\text{Br}_2 = 160 \text{ g/mol}$ MM $\text{FeBr}_3 = 296 \text{ g/mol}$



$$\frac{2}{56} = 3,6 \cdot 10^{-2} \text{ mol di Fe} \quad \frac{2}{160} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol di } \text{Br}_2$$

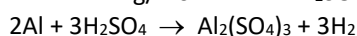
$$\frac{3,6 \cdot 10^{-2}}{2} = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ per Fe} \quad \frac{1,25 \cdot 10^{-2}}{3} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ per } \text{Br}_2 \quad \text{quindi } \text{Br}_2 \text{ è il reagente limitante}$$

$$\frac{3}{2} = \frac{1,25 \cdot 10^{-2}}{x} \quad x = \frac{1,25 \cdot 10^{-2} \cdot 2}{3} = 8,3 \cdot 10^{-3} \text{ mol di } \text{FeBr}_3$$

$$8,3 \cdot 10^{-3} \cdot 296 = 2,5 \text{ g di } \text{FeBr}_3$$

30. Si ha la seguente reazione: $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$ da bilanciare. Calcolare quanti grammi di H_2 si ottengono dalla reazione di 8 g di Al con 0,5 L di una soluzione di H_2SO_4 al 5% m/v

MA Al = 27 g/mol MM $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol}$ MM $\text{H}_2 = 2 \text{ g/mol}$



5% m/v significa 5 g di H_2SO_4 in 100 mL di soluzione

$$\frac{5}{98} = 0,051 \text{ mol di } \text{H}_2\text{SO}_4 \quad \frac{0,051}{0,1} = 0,51 \text{ M molarità di } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{8}{27} = 0,3 \text{ mol di Al} \quad 0,51 \cdot 0,5 = 0,255 \text{ mol di } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{0,3}{2} = 0,15 \text{ per Al} \quad \frac{0,255}{3} = 0,085 \text{ per } \text{H}_2\text{SO}_4$$

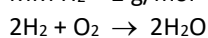
Il rapporto minore è di H_2SO_4 e quindi H_2SO_4 è il reagente limitante. Il calcolo delle moli di H_2 formate dovrà pertanto essere riferito a H_2SO_4

$$\frac{3}{3} = \frac{0,255}{x} \quad x = 0,255 \text{ mol di } \text{H}_2$$

$$0,255 \cdot 2 = 0,51 \text{ g di } \text{H}_2$$

31. Si consideri la seguente reazione (da bilanciare): $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ Calcolare quanti grammi di acqua si formano se 100 L di idrogeno reagiscono con 100 L di ossigeno a 30°C e a una pressione di 2,5 atm

MM $\text{H}_2 = 2 \text{ g/mol}$ MM $\text{O}_2 = 32 \text{ g/mol}$ MM $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$



$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad T = 273 + 30 = 303 \text{ K} \quad R = 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{K} \cdot \text{mol}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2,5 \cdot 100}{0,082 \cdot 303} = 10 \text{ mol di } \text{H}_2 \text{ e di } \text{O}_2$$

$$\frac{10}{2} = 5 \text{ per } \text{H}_2 \quad \frac{10}{1} = 10 \text{ per } \text{O}_2$$

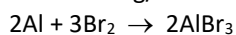
Il rapporto minore è di H_2 e quindi H_2 è il reagente limitante. Il calcolo delle moli di H_2O formate dovrà pertanto essere riferito a H_2

$$\frac{2}{2} = \frac{10}{x} \quad x = 10 \text{ mol di } \text{H}_2\text{O}$$

$$10 \cdot 18 = 180 \text{ g di } \text{H}_2\text{O}$$

32. È data la seguente reazione: $\text{Al} + \text{Br}_2 \rightarrow \text{AlBr}_3$ da bilanciare. 25,0 g di alluminio reagiscono con 100 g di bromo formando 64,2 g di prodotto. Qual è la resa percentuale della reazione?

MA Al = 27 g/mol MM $\text{Br}_2 = 160 \text{ g/mol}$ MM $\text{AlBr}_3 = 267 \text{ g/mol}$



$$\frac{25}{27} = 0,93 \text{ mol di Al} \quad \frac{100}{160} = 0,625 \text{ mol di } \text{Br}_2$$

$$\frac{0,93}{2} = 0,465 \text{ per Al} \quad \frac{0,625}{3} = 0,208 \text{ per } \text{Br}_2$$

Il rapporto minore è di Br_2 e quindi Br_2 è il reagente limitante. Il calcolo delle moli di AlBr_3 formate dovrà pertanto essere riferito a Br_2

$$\frac{3}{2} = \frac{0,625}{x} \quad x = \frac{0,625 \cdot 2}{3} = 0,42 \text{ mol di AlBr}_3$$

$0,42 \cdot 267 = 112,1 \text{ g di AlBr}_3$ formati in teoria = resa teorica r_t

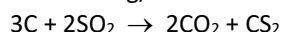
resa effettiva $r_e = 64,2 \text{ g di AlBr}_3$

$$r_{\%} = \frac{r_e}{r_t} \cdot 100$$

$$\frac{64,2}{112,1} \cdot 100 = 57,3\% \text{ resa percentuale}$$

33. Il solfuro di carbonio e il diossido di carbonio sono prodotti dalla reazione del carbonio con il diossido di zolfo. Calcolare quanti kg di carbonio sono necessari per produrre 1,0 kg di CS_2 , sapendo che la resa percentuale è del 90%

MA C = 12 g/mol MM CS_2 = 76 g/mol



1 kg $\text{CS}_2 = 1000 \text{ g CS}_2$

$$r_{\%} = \frac{r_e}{r_t} \cdot 100 \quad r_t = \frac{r_e}{r_{\%}} \cdot 100$$

$$\frac{1000}{90} \cdot 100 = 1111 \text{ g di CS}_2 - \text{resa teorica}$$

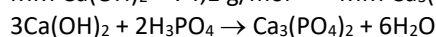
$$\frac{1111}{76} = 14,6 \text{ mol di CS}_2 \quad \frac{3}{1} = \frac{x}{14,6} \quad x = \frac{3 \cdot 14,6}{1} = 43,8 \text{ mol di C}$$

$$43,8 \cdot 12 = 525,6 \text{ g} = 0,53 \text{ kg di C}$$

34. Calcolare i grammi di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ottenuti da 100 g di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ secondo la seguente reazione:



MM $\text{Ca}(\text{OH})_2 = 74,1 \text{ g/mol}$ MM $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310,2 \text{ g/mol}$



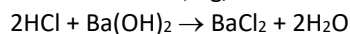
$$\frac{100}{74,1} = 1,35 \text{ mol di Ca}(\text{OH})_2$$

$$\frac{3}{1} = \frac{1,35}{x} \quad x = \frac{1,35}{3} = 0,45 \text{ mol di Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

$$0,45 \cdot 310,2 = 139,6 \text{ g di Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

35. Quanti mL di HCl 0,25 M sono necessari per ottenere 2,0 g di BaCl_2 secondo la seguente reazione (da bilanciare): $\text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

MM $\text{BaCl}_2 = 208,3 \text{ g/mol}$



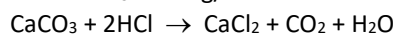
$$\frac{2}{208,3} = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ mol di BaCl}_2$$

$$\frac{1}{2} = \frac{9,6 \cdot 10^{-3}}{x} \quad x = 9,6 \cdot 10^{-3} \cdot 2 = 0,0192 \text{ mol di HCl}$$

$$0,25 \cdot V = 0,0192 \quad V = \frac{0,0192}{0,25} = 0,0768 \text{ L} = 76,8 \text{ mL di HCl}$$

36. Quanti litri di CO_2 a c.n. si sviluppano dalla reazione di 40 g di carbonato di calcio con un eccesso di acido cloridrico?

MM $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$

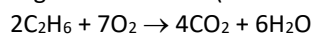


$$\frac{40}{100} = 0,4 \text{ mol di CaCO}_3 = \text{mol di CO}_2$$

a c.n. 1 mol di qualsiasi gas occupa sempre 22,414 L (volume molare V_m)

$$n = \frac{V}{V_m} \quad V = n \cdot V_m \quad 0,4 \cdot 22,414 = 8,96 \text{ L volume di CO}_2$$

37. Quanti litri di CO_2 a c.n. si producono nella combustione completa con ossigeno di 10 litri di etano a c.n. secondo la seguente reazione (da bilanciare): $\text{C}_2\text{H}_6 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$



a c.n. 1 mol di qualsiasi gas occupa sempre 22,414 L (volume molare V_m)

$$n = \frac{V}{V_m} \quad n = \frac{10}{22,414} = 0,446 \text{ mol di C}_2\text{H}_6$$

$$\frac{2}{4} = \frac{0,446}{x} \quad x = \frac{0,446 \cdot 4}{2} = 0,892 \text{ mol di CO}_2$$

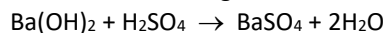
$$V = n \cdot V_m \quad 0,892 \cdot 22,414 = 20 \text{ L di CO}_2$$

38. Calcolare i m^3 di CO_2 a c.n. prodotti nella combustione completa di 1 kg di carbone secondo la seguente reazione: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

$$\begin{aligned} \text{MA C} &= 12 \text{ g/mol} & 1 \text{ kg} &= 1000 \text{ g} \\ \frac{1000}{12} &= 83,3 \text{ mol di C} = \text{mol di CO}_2 \\ n &= \frac{V}{V_m} & V &= n \cdot V_m & 83,3 \cdot 22,414 &= 1867 \text{ L} = 1,87 \text{ m}^3 \text{ di CO}_2 \end{aligned}$$

39. Calcolare i g di BaSO₄ che si ottengono dalla reazione di 2,0 g di Ba(OH)₂ con 50 mL di H₂SO₄ 0,5 M

$$\text{MM BaSO}_4 = 233,4 \text{ g/mol} \quad \text{MM Ba(OH)}_2 = 171,4 \text{ g/mol}$$



$$\frac{2}{171,4} = 0,012 \text{ mol di Ba(OH)}_2 \quad 0,5 \cdot 0,05 = 0,025 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4$$

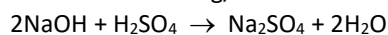
Dato che i coefficienti sono unitari si possono confrontare direttamente: risulta che il Ba(OH)₂ è il reagente limitante. Il calcolo delle moli di BaSO₄ formate dovrà pertanto essere riferito a Ba(OH)₂

$$\frac{1}{1} = \frac{0,012}{x} \quad x = 0,012 \text{ mol di BaSO}_4$$

$$0,012 \cdot 233,4 = 2,8 \text{ g di BaSO}_4$$

40. Quanti g di Na₂SO₄ si ottengono dalla reazione di 2,0 g di NaOH con 20 mL di H₂SO₄ 2 M?

$$\text{MM Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ g/mol} \quad \text{MM NaOH} = 40 \text{ g/mol}$$



$$2 \cdot 0,02 = 0,04 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4 \quad \frac{2}{40} = 0,05 \text{ mol di NaOH}$$

$$\frac{0,04}{1} = 0,04 \text{ per H}_2\text{SO}_4 \quad \frac{0,05}{2} = 0,025 \text{ per NaOH}$$

Il rapporto minore è di NaOH e quindi NaOH è il reagente limitante. Il calcolo delle moli di Na₂SO₄ formate dovrà pertanto essere riferito a NaOH

$$\frac{2}{1} = \frac{0,05}{x} \quad x = \frac{0,05}{2} = 0,025 \text{ mol di Na}_2\text{SO}_4$$

$$0,025 \cdot 142 = 3,55 \text{ g di Na}_2\text{SO}_4$$

41. Un campione di CaCO₃ di 1,5 g reagisce completamente con 19,0 mL di H₂SO₄ 1,5 N. Calcolare la % di CaCO₃ nel campione

$$\text{MM CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol} \quad \text{ME CaCO}_3 = \text{MM}/2 = 50 \text{ g/eq (dato che CO}_3^{2-} \text{ reagisce con 2 H}^+)$$

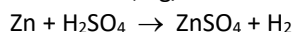
$$1,5 \cdot 0,019 = 0,0285 \text{ eq di H}_2\text{SO}_4 = \text{eq CaCO}_3$$

$$0,0285 \cdot 50 = 1,425 \text{ g di CaCO}_3$$

$$\frac{1,425}{1,5} \cdot 100 = 95\% \text{ percentuale di CaCO}_3$$

42. Calcolare il volume di una soluzione 0,1 M di acido solforico che reagisce esattamente con 5,00 g di Zn metallico

$$\text{MA Zn} = 65,4 \text{ g/mol}$$



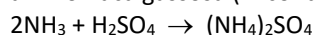
$$\frac{5}{65,4} = 0,076 \text{ mol di Zn}$$

$$\frac{1}{1} = \frac{0,076}{x} \quad x = 0,076 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4$$

$$M = \frac{n}{V} \quad V = \frac{n}{M}$$

$$\frac{0,076}{0,1} = 0,76 \text{ L} = 760 \text{ mL di H}_2\text{SO}_4$$

43. Calcolare il volume di una soluzione acquosa 0,450 M di acido solforico che reagisce completamente con 1,00 L di ammoniacca gassosa (in condizioni standard)



Condizioni standard (c.s. – STP – PTS) equivale a condizioni normali (c.n.) alle quali 1 mol di ogni gas occupa 22,414 L (volume molare V_m)

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \frac{1}{22,414} = 0,045 \text{ mol di NH}_3$$

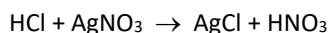
$$\frac{2}{1} = \frac{0,045}{x} \quad x = \frac{0,045}{2} = 0,0225 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4$$

$$M = \frac{n}{V} \quad V = \frac{n}{M}$$

$$\frac{0,0225}{0,45} = 0,05 \text{ L} = 50 \text{ mL di H}_2\text{SO}_4$$

44. Un volume pari a 0,1 L di HCl 0,446 M è aggiunto a 0,250 L di una soluzione di AgNO₃ 0,1 M. Calcolare la massa di AgCl che si forma dalla reazione

$$\text{MM AgCl} = 143,3 \text{ g/mol}$$



$$0,446 \cdot 0,1 = 0,0446 \text{ mol di HCl} \quad 0,1 \cdot 0,25 = 0,025 \text{ mol di AgNO}_3$$

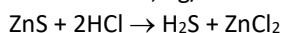
Dato che i coefficienti sono unitari si possono confrontare direttamente: risulta che AgNO_3 è il reagente limitante. Il calcolo delle moli di AgCl formate dovrà pertanto essere riferito ad AgNO_3

$$\text{mol AgNO}_3 = \text{mol AgCl} = 0,025$$

$$0,025 \cdot 143,3 = 3,6 \text{ g di AgCl}$$

45. Si vuole preparare 1 m^3 a c.n. di H_2S attraverso la reazione seguente (da bilanciare): $\text{ZnS} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{ZnCl}_2$
Quanti kg di ZnS sono necessari e quanti m^3 di HCl a c.n. bisogna impiegare?

$$\text{MM ZnS} = 97,4 \text{ g/mol}$$



$$1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L di H}_2\text{S} \quad \text{volume molare a c.n. } V_m = 22,414 \text{ L per qualsiasi gas}$$

$$n = \frac{V}{V_m} \quad \frac{1000}{22,414} = 44,6 \text{ mol di H}_2\text{S}$$

$$\frac{1}{1} = \frac{x}{44,6} \quad x = 44,6 \text{ mol di ZnS}$$

$$44,6 \cdot 97,4 = 4344 \text{ g} = 4,34 \text{ kg di ZnS}$$

$$\frac{2}{1} = \frac{x}{44,6} \quad x = 44,6 \cdot 2 = 89,2 \text{ mol di HCl}$$

$$V = n \cdot V_m = 89,2 \cdot 22,414 = 2000 \text{ L} = 2 \text{ m}^3 \text{ di HCl}$$

46. Quanti g di Al_2O_3 si ottengono da 342 g di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

$$\text{MM Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 342,2 \text{ g/mol} \quad \text{MM Al}_2\text{O}_3 = 102 \text{ g/mol}$$

$$\text{Si utilizza il fattore stechiometrico } f = \frac{\text{cercato}}{\text{trovato}} \quad \text{peso cercato} = f \cdot \text{peso trovato}$$

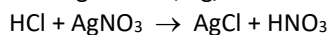
che deriva dal confronto stechiometrico delle formule delle due sostanze che si prendono in esame. In questo caso 1 mol di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ corrisponde stechiometricamente a 1 mol di Al_2O_3

$$\text{peso Al}_2\text{O}_3 = \frac{\text{Al}_2\text{O}_3}{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \text{peso Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$\frac{102}{342,2} \cdot 342 = 102 \text{ g di Al}_2\text{O}_3$$

47. Un m^3 di aria a c.n. è inquinato da vapori di HCl , Viene fatto gorgogliare in una soluzione di AgNO_3 dove precipitano 14,34 g di AgCl . Qual è la % v/v di HCl in quell'aria?

$$\text{MM AgCl} = 143,3 \text{ g/mol}$$



$$\frac{14,34}{143,3} = 0,1 \text{ mol di AgCl} = \text{mol di HCl}$$

$$n = \frac{V}{V_m} \quad V = n \cdot V_m$$

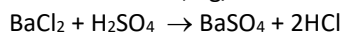
$$\text{volume molare a c.n. } V_m = 22,414 \text{ L per qualsiasi gas}$$

$$0,1 \cdot 22,414 = 2,2414 \text{ L} = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ di HCl}$$

$$\frac{2,2 \cdot 10^{-3}}{1} = \frac{x}{100} = 100 \cdot 2,2 \cdot 10^{-3} = 0,22\% \text{ di HCl nell'aria}$$

48. Quanti g di H_2SO_4 al 40% p/p occorrono per precipitare tutto il Ba contenuto in 300 g di soluzione al 6% di BaCl_2 e quanto pesa il BaSO_4 precipitato?

$$\text{MM BaCl}_2 = 208,3 \text{ g/mol} \quad \text{MM H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol} \quad \text{MM BaSO}_4 = 233,4 \text{ g/mol}$$



$$300 \cdot \frac{6}{100} = 18 \text{ g di BaCl}_2 \quad \frac{18}{208,3} = 0,086 \text{ mol di BaCl}_2 = \text{mol di H}_2\text{SO}_4 = \text{mol di BaSO}_4$$

$$0,086 \cdot 98 = 8,43 \text{ g di H}_2\text{SO}_4 \text{ puro}$$

$$\frac{40}{100} = \frac{8,43}{x} \quad x = \frac{8,43 \cdot 100}{40} = 21,1 \text{ g di H}_2\text{SO}_4 \text{ al 40\%}$$

$$0,086 \cdot 233,4 = 20,1 \text{ g di BaSO}_4$$

49. Per neutralizzare 40,0 mL di una soluzione di idrossido di calcio sono stati impiegati 27,3 mL di una soluzione 0,0983 N di acido solforico. Calcolare la concentrazione molare della soluzione di idrossido di calcio

$$\text{ME Ca(OH)}_2 = \text{MM}/2$$

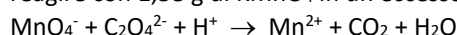
$$0,0983 \cdot 0,0273 = 2,7 \cdot 10^{-3} \text{ eq di H}_2\text{SO}_4 = \text{eq di Ca(OH)}_2$$

$$\frac{2,7 \cdot 10^{-3}}{0,04} = 0,0675 \text{ N di Ca(OH)}_2$$

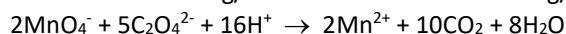
$$N = x \cdot M \quad M = \frac{N}{x} \quad \text{dove } x = 2 \text{ per Ca(OH)}_2$$

$$\frac{0,0675}{2} = 0,034 \text{ M di Ca(OH)}_2$$

50. Calcolare il volume di CO₂ gassosa (misurato a 30°C e 1 atm) che si libera quando 6,70 g di Na₂C₂O₄ vengono fatti reagire con 1,58 g di KMnO₄ in un eccesso di HCl secondo la reazione seguente (da bilanciare):



$$\text{MM Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 134 \text{ g/mol} \quad \text{MM KMnO}_4 = 158 \text{ g/mol}$$



$$\frac{6,7}{134} = 0,05 \text{ mol di Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \quad \frac{1,58}{158} = 0,01 \text{ mol di KMnO}_4$$

$$\frac{0,05}{5} = 0,01 \text{ per Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \quad \frac{0,01}{2} = 0,005 \text{ per KMnO}_4$$

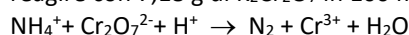
si deduce che KMnO₄ è in difetto e quindi è il reagente limitante

$$\frac{2}{10} = \frac{0,01}{x} \quad x = \frac{0,01 \cdot 10}{2} = 0,05 \text{ mol di CO}_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

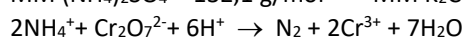
$$\frac{0,05 \cdot 0,082 \cdot 303}{1} = 1,24 \text{ L di CO}_2$$

51. Calcolare quale volume di N₂ gassoso (misurato a 0°C e 1 atm) si libera quando 2,95 g di (NH₄)₂SO₄ vengono fatti reagire con 7,18 g di K₂Cr₂O₇ in 100 mL di HCl 2 M secondo la reazione seguente (da bilanciare):



Calcolare inoltre il pH della soluzione alla fine della reazione. Il volume della soluzione è uguale a 100 mL e si suppone costante durante il corso della reazione

$$\text{MM (NH}_4)_2\text{SO}_4 = 132,1 \text{ g/mol} \quad \text{MM K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 294,2 \text{ g/mol}$$



$$\frac{2,95}{132,1} = 0,022 \text{ mol di (NH}_4)_2\text{SO}_4 \quad \frac{7,18}{294,2} = 0,024 \text{ mol di K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$\frac{0,022}{2} = 0,011 \text{ per (NH}_4)_2\text{SO}_4 \quad \frac{0,024}{1} = 0,024 \text{ per K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

Il quoziente molare è minore per (NH₄)₂SO₄: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

$$\frac{2}{1} = \frac{0,022}{x} \quad x = \frac{0,022}{2} = 0,011 \text{ mol di N}_2$$

$$\text{Dato che la reazione avviene a c.n. (0°C e 1 atm) si ha che } n = \frac{V}{V_m} \quad V = n \cdot V_m \quad \text{dove } V_m = 22,414 \text{ L}$$

$$0,011 \cdot 22,414 = 0,25 \text{ L di N}_2 \text{ sviluppati}$$

HCl 2 M produce dissociandosi una concentrazione $[\text{H}^+] = 2 \text{ M}$ iniziale derivante da HCl con un pH = -0,3

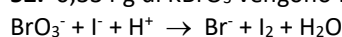
$$2 \cdot 0,1 = 0,2 \text{ mol di H}^+ \text{ iniziali derivanti da HCl}$$

$$\frac{2}{6} = \frac{0,022}{x} \quad x = \frac{0,022 \cdot 6}{2} = 0,066 \text{ mol di H}^+ \text{ che reagiscono}$$

$$(0,2 - 0,066) = 0,134 \text{ mol di H}^+ \text{ residue} \quad [\text{H}^+] = \frac{0,134}{0,1} = 1,34 \text{ al termine della reazione}$$

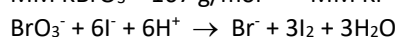
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log 1,34 = -0,13 \text{ al termine della reazione}$$

52. 0,334 g di KBrO₃ vengono fatti reagire con 0,498 g di KI in un eccesso di acido secondo la reazione (da bilanciare):



Determinare la quantità in grammi di I₂ che si ottiene alla fine della reazione

$$\text{MM KBrO}_3 = 167 \text{ g/mol} \quad \text{MM KI} = 166 \text{ g/mol} \quad \text{MM I}_2 = 254 \text{ g/mol}$$



$$\frac{0,334}{167} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol di KBrO}_3 \quad \frac{0,498}{166} = 3 \cdot 10^{-3} \text{ mol di KI}$$

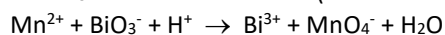
$$\frac{2 \cdot 10^{-3}}{1} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ per KBrO}_3 \quad \frac{3 \cdot 10^{-3}}{6} = 5 \cdot 10^{-4} \text{ per KI}$$

Il quoziente molare è minore per KI: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

$$\frac{6}{3} = \frac{3 \cdot 10^{-3}}{x} \quad x = \frac{3 \cdot 10^{-3} \cdot 3}{6} = 1,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol di I}_2$$

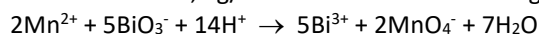
$$1,5 \cdot 10^{-3} \cdot 254 = 0,381 \text{ g di I}_2$$

53. Si preparano 2,5 L di soluzione acquosa contenenti 51,50 g di HClO₄ (acido forte), 15,30 g di MnSO₄ e 35,00 g di NaBiO₃. Avviene la reazione (da bilanciare):



Calcolare il pH della soluzione alla fine della reazione e la concentrazione molare di MnO₄⁻

$$\text{MM HClO}_4 = 100,5 \text{ g/mol} \quad \text{MM MnSO}_4 = 151 \text{ g/mol} \quad \text{MM NaBiO}_3 = 280 \text{ g/mol}$$



$$\frac{15,3}{151} = 0,101 \text{ mol di MnSO}_4 \quad \frac{35}{280} = 0,125 \text{ mol di NaBiO}_3$$

$$\frac{0,101}{2} = 0,05 \text{ per MnSO}_4 \quad \frac{0,125}{5} = 0,025 \text{ per NaBiO}_3$$

Il quoziente molare è minore per NaBiO₃: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

$$\frac{51,5}{100,5} = 0,512 \text{ mol di HClO}_4 \text{ iniziali}$$

$$\frac{5}{14} = \frac{0,125}{x} \quad x = \frac{0,125 \cdot 14}{5} = 0,35 \text{ mol di HClO}_4 \text{ che reagiscono}$$

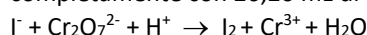
(0,512 - 0,35) = 0,162 mol di HClO₄ residue, quindi anche mol di H⁺ residue (acido forte)

$$[H^+] = \frac{0,162}{2,5} = 0,0648 \quad pH = -\log[H^+] = -\log 0,0648 = 1,19 \text{ pH finale}$$

$$\frac{5}{2} = \frac{0,125}{x} \quad x = \frac{0,125 \cdot 2}{5} = 0,05 \text{ mol di MnO}_4^-$$

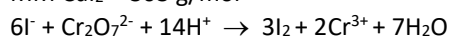
$$\frac{0,05}{2,5} = 0,02 \text{ M in MnO}_4^-$$

54. Una miscela solida contiene solo CaI₂ e NaNO₃. 1,733 g di tale miscela vengono sciolti in acqua e lo ione I⁻ reagisce completamente con 26,20 mL di Cr₂O₇²⁻ 0,04 M secondo la reazione (da bilanciare):



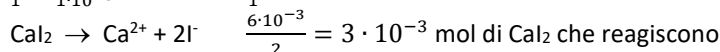
Calcolare la composizione iniziale della miscela

$$MM \text{ CaI}_2 = 303 \text{ g/mol}$$



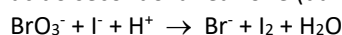
$$0,04 \cdot \frac{25,2}{1000} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol di Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ che reagiscono}$$

$$\frac{6}{1} = \frac{x}{1 \cdot 10^{-3}} \quad x = \frac{6 \cdot 10^{-3}}{1} = 6 \cdot 10^{-3} \text{ mol di I}^- \text{ che reagiscono}$$

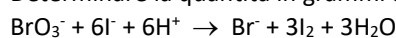


$$3 \cdot 10^{-3} \cdot 303 = 0,909 \text{ g di CaI}_2 \quad (1,733 - 0,909) = 0,824 \text{ g di NaNO}_3$$

55. 10 mL di una soluzione 0,1 M di KBrO₃ vengono fatti reagire con 20 mL una soluzione di KI 0,2 M in un eccesso di acido secondo la reazione (da bilanciare):



Determinare la quantità in grammi di I₂ che si ottiene alla fine della reazione



$$MM \text{ I}_2 = 254 \text{ g/mol}$$

$$0,1 \cdot \frac{10}{1000} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ mol di KBrO}_3 \text{ (ovvero di BrO}_3^-) \quad 0,2 \cdot \frac{20}{1000} = 4 \cdot 10^{-3} \text{ mol di KI (ovvero di I}^-)$$

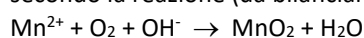
$$\frac{1 \cdot 10^{-3}}{1} = 1 \cdot 10^{-3} \text{ per KBrO}_3 \quad \frac{4 \cdot 10^{-3}}{6} = 7 \cdot 10^{-4} \text{ per KI}$$

Il quoziente molare è minore per KI: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

$$\frac{6}{3} = \frac{4 \cdot 10^{-3}}{x} \quad x = \frac{4 \cdot 10^{-3} \cdot 3}{6} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol di I}_2$$

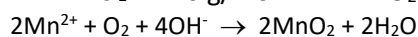
$$2 \cdot 10^{-3} \cdot 254 = 0,508 \text{ g di I}_2$$

56. L'O₂ disciolto in 1 L di soluzione acquosa reagisce completamente (in rapporto stechiometrico) con 67,6 mg di MnCl₂ secondo la reazione (da bilanciare):



Determinare la concentrazione in mg/L di O₂ contenuto nella soluzione analizzata

$$MM \text{ MnCl}_2 = 126 \text{ g/mol} \quad MM \text{ O}_2 = 32 \text{ g/mol}$$

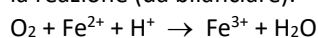


$$\frac{67,6 \cdot 10^{-3}}{126} = 5,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol di MnCl}_2 \text{ (ovvero di Mn}^{2+})$$

$$\frac{2}{1} = \frac{5,4 \cdot 10^{-4}}{x} \quad x = \frac{5,4 \cdot 10^{-4} \cdot 1}{2} = 2,7 \cdot 10^{-4} \text{ mol di O}_2$$

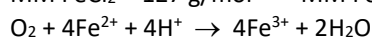
$$2,7 \cdot 10^{-4} \cdot 32 \cdot 1000 = 8,64 \text{ mg/L di O}_2$$

57. 10 L di O₂ (misurati a T = 0°C e a P = 0,5 atm) vengono fatti reagire con 50,0 g di FeCl₂ in un eccesso di acido secondo la reazione (da bilanciare):



Determinare la quantità in grammi di FeCl₃ che si ottiene alla fine della reazione

$$MM \text{ FeCl}_2 = 127 \text{ g/mol} \quad MM \text{ FeCl}_3 = 162 \text{ g/mol}$$



$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$\frac{0,5 \cdot 10}{0,082 \cdot 273} = 0,223 \text{ mol di O}_2 \quad \frac{50,5}{127} = 0,398 \text{ mol di FeCl}_2$$

$$\frac{0,223}{1} = 0,223 \text{ per O}_2 \quad \frac{0,398}{4} = 0,1 \text{ per FeCl}_2$$

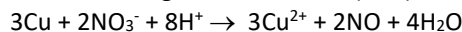
Il quoziente molare è minore per FeCl₂: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

$$\frac{4}{4} = \frac{0,398}{x} \quad x = 0,398 \text{ mol di FeCl}_3$$

$$0,398 \cdot 162 = 64,5 \text{ g di FeCl}_3$$

58. Il Cu reagisce con HNO₃ secondo la reazione: $\text{Cu} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ (da bilanciare). Quanti grammi di Cu(NO₃)₂ si ottengono dalla reazione di 0,052 g di HNO₃ e 1,946 g di un campione di Cu contenente il 2,2 % di impurezze (inerti nei confronti di HNO₃)?

$$\text{MA Cu} = 63,5 \text{ g/mol} \quad \text{MM Cu(NO}_3)_2 = 187,5 \text{ g/mol} \quad \text{MM HNO}_3 = 63 \text{ g/mol}$$



$$1,946 - 1,946 \cdot \frac{2,2}{100} = 1,9 \text{ g di Cu puro}$$

$$\frac{1,9}{63,5} = 0,03 \text{ mol di Cu} \quad \frac{0,052}{63} = 8,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol di HNO}_3 = \text{mol di NO}_3^-$$

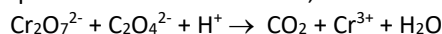
$$\frac{0,03}{3} = 0,01 \text{ per Cu} \quad \frac{8,3 \cdot 10^{-4}}{2} = 4,1 \cdot 10^{-4} \text{ per NO}_3^-$$

Il quoziente molare è minore per NO₃⁻: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

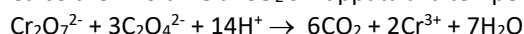
$$\frac{2}{3} = \frac{8,3 \cdot 10^{-4}}{x} \quad x = \frac{8,3 \cdot 10^{-4} \cdot 3}{2} = 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol di Cu}^{2+} = \text{mol di Cu(NO}_3)_2$$

$$1,2 \cdot 10^{-3} \cdot 187,5 = 0,225 \text{ g di Cu(NO}_3)_2$$

59. 100 mL di una soluzione di K₂Cr₂O₇ 0,1 M vengono fatti reagire con 100 mL di una soluzione di Na₂C₂O₄ 0,5 M e una quantità di acido in eccesso, secondo la reazione (da bilanciare):



Calcolare il volume di CO₂ sviluppata alla temperatura di 300 K e alla pressione di 1 atm (si consideri la CO₂ un gas ideale)



$$0,1 \cdot \frac{100}{1000} = 0,01 \text{ mol di Cr}_2\text{O}_7^{2-} \quad 0,5 \cdot \frac{100}{1000} = 0,05 \text{ mol di C}_2\text{O}_4^{2-}$$

$$\frac{0,01}{1} = 0,01 \text{ per Cr}_2\text{O}_7^{2-} \quad \frac{0,05}{3} = 0,02 \text{ per C}_2\text{O}_4^{2-}$$

Il quoziente molare è minore per Cr₂O₇²⁻: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

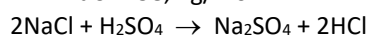
$$\frac{1}{6} = \frac{0,01}{x} \quad x = \frac{0,01 \cdot 6}{1} = 0,06 \text{ mol di CO}_2$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$\frac{0,06 \cdot 0,082 \cdot 300}{1} = 1,5 \text{ L di CO}_2$$

60. Il cloruro di sodio viene fatto reagire con acido solforico. Si formano solfato di sodio e acido cloridrico. Determinare la quantità, in grammi, di NaCl necessaria a far reagire 10,0 g di H₂SO₄. Determinare anche le quantità, in grammi, dei due prodotti che si formano

$$\text{MM NaCl} = 58,4 \text{ g/mol} \quad \text{MM H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol} \quad \text{MM Na}_2\text{SO}_4 = 142 \text{ g/mol} \quad \text{MM HCl} = 36,5 \text{ g/mol}$$



$$\frac{10}{98} = 0,102 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{2}{1} = \frac{x}{0,102} \quad x = \frac{0,102 \cdot 2}{1} = 0,204 \text{ mol di NaCl}$$

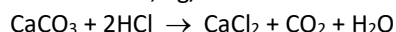
$$0,204 \cdot 58,4 = 11,9 \text{ g di NaCl}$$

$$\frac{1}{1} = \frac{0,102}{x} \quad x = 0,102 \text{ mol di Na}_2\text{SO}_4 \quad 0,102 \cdot 142 = 14,5 \text{ g di Na}_2\text{SO}_4$$

$$\frac{1}{2} = \frac{0,102}{x} \quad x = \frac{0,102 \cdot 2}{1} = 0,204 \text{ mol di HCl} \quad 0,204 \cdot 36,5 = 7,4 \text{ g di HCl}$$

61. Determinare quanti grammi di acido cloridrico, in soluzione acquosa, sono necessari per reagire completamente con 5,00 g di carbonato di calcio

$$\text{MM HCl} = 36,5 \text{ g/mol} \quad \text{MM CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$$



$$\frac{5}{100} = 0,05 \text{ mol di CaCO}_3$$

$$\frac{1}{2} = \frac{0,05}{x} \quad x = \frac{0,05 \cdot 2}{1} = 0,1 \text{ mol di HCl} \quad 0,1 \cdot 36,5 = 3,65 \text{ g di HCl}$$

62. 15,0 g di rame sono attaccati da un eccesso di acido solforico concentrato e a caldo. Calcolare la massa di solfato di rame anidro che si forma dalla reazione

$$\text{MA Cu} = 63,5 \text{ g/mol} \quad \text{MM CuSO}_4 = 159,6 \text{ g/mol}$$

$\text{Cu} \leftrightarrow \text{CuSO}_4$ a 1 mol di Cu corrisponde stechiometricamente 1 mol di CuSO₄; non è necessario scrivere la reazione

$$\frac{15}{63,5} = 0,236 \text{ mol di Cu} = \text{mol di CuSO}_4$$

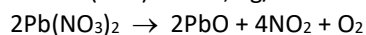
$$0,236 \cdot 159,6 = 37,7 \text{ g di CuSO}_4$$

In alternativa, con l'uso del fattore stechiometrico:

$$\frac{\text{CuSO}_4}{\text{Cu}} \cdot 15 = \frac{159,6}{63,5} \cdot 15 = 37,7 \text{ g di CuSO}_4$$

63. Il nitrato piomboso si decompone per riscaldamento in ossido di piombo (II), biossido di azoto e ossigeno molecolare. Calcolare la massa di ciascun prodotto che si forma dalla decomposizione di 10,0 g di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

$$\text{MM Pb}(\text{NO}_3)_2 = 331,2 \text{ g/mol} \quad \text{MM PbO} = 223,2 \text{ g/mol} \quad \text{MM NO}_2 = 46 \text{ g/mol} \quad \text{MM O}_2 = 32 \text{ g/mol}$$



$$\frac{10}{331,2} = 0,03 \text{ mol di Pb}(\text{NO}_3)_2$$

$$\frac{2}{2} = \frac{0,03}{x} \quad x = 0,03 \text{ mol di PbO} \quad 0,03 \cdot 223,2 = 6,7 \text{ g di PbO}$$

$$\frac{2}{2} = \frac{0,03}{x} \quad x = \frac{0,03 \cdot 4}{2} = 0,06 \text{ mol di NO}_2 \quad 0,06 \cdot 46 = 2,8 \text{ g di NO}_2$$

$$\frac{4}{2} = \frac{0,03}{x} \quad x = \frac{0,03 \cdot 1}{2} = 0,015 \text{ mol di O}_2 \quad 0,015 \cdot 32 = 0,5 \text{ g di O}_2$$

64. Considerando la reazione (già bilanciata): $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ quanti grammi di acido solforico sono necessari per far reagire 100,0 g di Zn? Quanti grammi di H_2 si formano? E quanti di solfato di Zn?

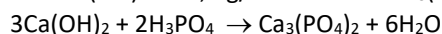
$$\text{MA Zn} = 65,4 \text{ g/mol} \quad \text{MM H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol} \quad \text{MM H}_2 = 2 \text{ g/mol} \quad \text{MM ZnSO}_4 = 161,4 \text{ g/mol}$$

$$\frac{100}{65,4} = 1,53 \text{ mol di Zn (anche di H}_2\text{SO}_4, \text{ H}_2 \text{ e ZnSO}_4 \text{ dato che i coefficienti di reazione sono tutti unitari nella reazione!)}$$

$$1,53 \cdot 98 = 150 \text{ g di H}_2\text{SO}_4 \quad 1,53 \cdot 2 = 3,06 \text{ g di H}_2 \quad 1,53 \cdot 161,4 = 247 \text{ g di ZnSO}_4$$

65. Il fosfato di calcio si può ottenere trattando l'idrossido di calcio con l'acido fosforico. Scrivere la reazione, bilanciarla e calcolare quanti grammi di idrossido di calcio occorrono per preparare 125 g di fosfato di calcio

$$\text{MM Ca}(\text{OH})_2 = 74,1 \text{ g/mol} \quad \text{MM Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310,2 \text{ g/mol}$$

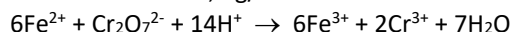


$$\frac{125}{310,2} = 0,403 \text{ mol di Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

$$\frac{3}{1} = \frac{x}{0,403} \quad x = \frac{3 \cdot 0,403}{1} = 1,209 \text{ mol di Ca}(\text{OH})_2 \quad 1,209 \cdot 74,1 = 89,6 \text{ g di Ca}(\text{OH})_2$$

66. Quanti grammi di solfato di $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ sono necessari per ridurre 2,00 g di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ disciolti in soluzione acida?

$$\text{MM K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 294,2 \text{ g/mol} \quad \text{MM FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = 278 \text{ g/mol}$$



$$\frac{2}{294,2} = 6,8 \cdot 10^{-3} \text{ mol di K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{mol di Cr}_2\text{O}_7^{2-}$$

$$\frac{6}{1} = \frac{x}{6,8 \cdot 10^{-3}} \quad x = \frac{6 \cdot 6,8 \cdot 10^{-3}}{1} = 0,041 \text{ mol di Fe}^{2+} = \text{mol di FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$$

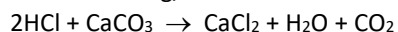
$$0,041 \cdot 278 = 11,4 \text{ g di FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$$

67. Data la reazione (da bilanciare): $\text{HCl} + \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

bilanciare l'equazione chimica e calcolare quanti grammi dei tre prodotti si formano avendo a disposizione 100 g di acido cloridrico e 100 g di carbonato di calcio

$$\text{MM CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol} \quad \text{MM HCl} = 36,5 \text{ g/mol} \quad \text{MM CaCl}_2 = 111 \text{ g/mol} \quad \text{MM H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$$

$$\text{MM CO}_2 = 44 \text{ g/mol}$$



$$\frac{100}{36,5} = 2,74 \text{ mol di HCl} \quad \frac{100}{100} = 1 \text{ mol di CaCO}_3$$

$$\frac{2,74}{2} = 1,37 \text{ per HCl} \quad \frac{1}{1} = 1 \text{ per CaCO}_3$$

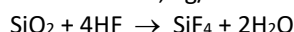
Il quoziente molare è minore per CaCO_3 : tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

Dai coefficienti di reazione si vede che da 1 mol di CaCO_3 si forma 1 mol di tutti e tre i prodotti (tutti i coefficienti sono unitari)

$$1 \cdot 111 = 111 \text{ g di CaCl}_2 \quad 1 \cdot 18 = 18 \text{ g di H}_2\text{O} \quad 1 \cdot 44 = 44 \text{ g di CO}_2$$

68. Dati 5,00 g di biossido di silicio e 5,00 g di acido fluoridrico, determinare la quantità di SiO_2 e di HF che reagiscono, e le quantità dei prodotti che si formano secondo la reazione (da bilanciare): $\text{SiO}_2 + \text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + \text{H}_2\text{O}$

$$\text{MM SiO}_2 = 60,1 \text{ g/mol} \quad \text{MM HF} = 20 \text{ g/mol} \quad \text{MM SiF}_4 = 104,1 \text{ g/mol} \quad \text{MM H}_2\text{O} = 18 \text{ g/mol}$$



$$\frac{5}{60,1} = 0,083 \text{ mol di SiO}_2 \quad \frac{5}{20} = 0,25 \text{ mol di HF}$$

$$\frac{0,083}{1} = 0,083 \text{ per SiO}_2 \quad \frac{0,25}{4} = 0,062 \text{ per HF}$$

Il quoziente molare è minore per HF: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

$0,25 \cdot 20 = 5 \text{ g di HF che reagiscono}$

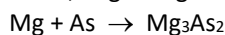
$$\frac{1}{4} = \frac{x}{0,25} \quad x = \frac{1 \cdot 0,25}{4} = 0,0625 \text{ mol di SiO}_2 \text{ che reagiscono} \quad 0,0625 \cdot 60,1 = 3,76 \text{ g di SiO}_2 \text{ che reagiscono}$$

$$\frac{4}{4} = \frac{0,25}{x} \quad x = \frac{0,25 \cdot 1}{4} = 0,0625 \text{ mol di SiF}_4 \quad 0,0625 \cdot 104,1 = 6,51 \text{ g di SiF}_4$$

$$\frac{1}{4} = \frac{x}{0,25} \quad x = \frac{1 \cdot 0,25}{4} = 0,0625 \text{ mol di SiF}_4$$

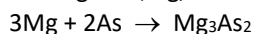
$$\frac{4}{2} = \frac{0,25}{x} \quad x = \frac{0,25 \cdot 2}{4} = 0,125 \text{ mol di H}_2\text{O} \quad 0,125 \cdot 18 = 2,25 \text{ g di H}_2\text{O}$$

69. 5,00 g di Mg sono fatti reagire con 5,00 g di As in atmosfera inerte secondo la reazione (da bilanciare):



Determinare quale dei reagenti è in eccesso e calcolare la massa del prodotto di reazione

$$\text{MA Mg} = 24,3 \text{ g/mol} \quad \text{MA As} = 74,9 \text{ g/mol} \quad \text{MM Mg}_3\text{As}_2 = 222,7 \text{ g/mol}$$



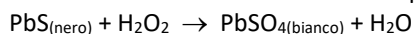
$$\frac{5}{24,3} = 0,206 \text{ mol di Mg} \quad \frac{5}{74,9} = 0,067 \text{ mol di As}$$

$$\frac{0,206}{3} = 0,07 \text{ per il Mg} \quad \frac{0,067}{2} = 0,03 \text{ per l'As}$$

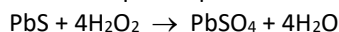
Il quoziente molare è minore per As: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante, mentre Mg sarà in eccesso

$$\frac{2}{1} = \frac{0,067}{x} \quad x = \frac{0,067 \cdot 1}{2} = 0,033 \text{ mol di Mg}_3\text{As}_2 \quad 0,033 \cdot 222,7 = 7,35 \text{ g di Mg}_3\text{As}_2$$

70. Per sbiancare le vernici annerite per invecchiamento si sfrutta la reazione (da bilanciare):



Calcolare quanto perossido di idrogeno è necessario per ossidare completamente 1,00 g di PbS



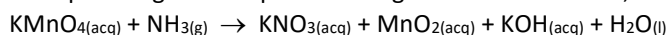
$$\text{MM PbS} = 239,3 \text{ g/mol} \quad \text{MM H}_2\text{O}_2 = 34 \text{ g/mol}$$

$$\frac{1}{239,3} = 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol di PbS}$$

$$\frac{1}{4} = \frac{4,2 \cdot 10^{-3}}{x} \quad x = 4 \cdot 4,2 \cdot 10^{-3} = 0,017 \text{ mol di H}_2\text{O}_2$$

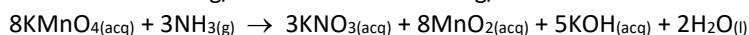
$$0,017 \cdot 34 = 0,58 \text{ g di H}_2\text{O}_2$$

71. Il permanganato di potassio reagisce con ammoniaca, secondo la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare la quantità in grammi di nitrato di potassio che si forma facendo reagire 80 g di KMnO_4 con un volume di NH_3 pari a 80 litri (alla temperatura di 25 °C e alla pressione di 1 atm)

$$\text{MM KMnO}_4 = 158 \text{ g/mol} \quad \text{MM NH}_3 = 17 \text{ g/mol} \quad \text{MM KNO}_3 = 101 \text{ g/mol}$$



$$\frac{80}{158} = 0,506 \text{ mol di KMnO}_4$$

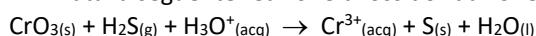
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} \quad \frac{1 \cdot 80}{0,082 \cdot 298} = 3,27 \text{ mol di NH}_3$$

$$\frac{0,506}{8} = 0,063 \text{ per KMnO}_4 \quad \frac{3,27}{3} = 1,09 \text{ per NH}_3$$

Il quoziente molare è minore per KMnO_4 : tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

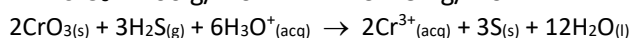
$$\frac{8}{3} = \frac{0,506}{x} \quad x = \frac{0,506 \cdot 3}{8} = 0,19 \text{ mol di KNO}_3 \quad 0,19 \cdot 101 = 19,2 \text{ g di KNO}_3$$

72. Data la seguente reazione di ossidoriduzione (da bilanciare):



calcolare la quantità in grammi di S che si forma facendo reagire 30,0 g di CrO_3 con 8,41 litri di H_2S (misurati in condizioni normali: $T = 0^\circ\text{C}$, $P = 1 \text{ atm}$), considerando gli ioni H_3O^+ in eccesso

$$\text{MM CrO}_3 = 100 \text{ g/mol} \quad \text{MA S} = 32 \text{ g/mol}$$



$$\frac{30}{100} = 0,3 \text{ mol di CrO}_3$$

A c.n. 1 mol di qualsiasi gas occupa 22,414 L (volume molare V_0 a c.n.)

$$n = \frac{V}{V_0} \quad \frac{8,41}{22,414} = 0,375 \text{ mol di H}_2\text{S}$$

$$\frac{0,3}{2} = 0,15 \text{ per CrO}_3 \quad \frac{0,375}{3} = 0,125 \text{ per H}_2\text{S}$$

Il quoziente molare è minore per H₂S: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

$$\frac{3}{3} = \frac{0,375}{x} \quad x = 0,375 \text{ mol di S} \quad 0,375 \cdot 32 = 12 \text{ g di S}$$

73. Data la reazione: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$ calcolare quante moli di acido cloridrico si formano da 10 moli di idrogeno e 4 moli di cloro

Dato che i rapporti molari dei reagenti sono unitari, per individuare il reagente limitante si possono confrontare direttamente le moli, senza calcolare il quoziente molare: risulta che il Cl₂ è il reagente limitante

$$\frac{1}{2} = \frac{4}{x} \quad x = 8 \text{ mol di HCl}$$

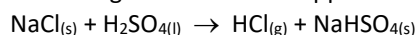
74. Data la reazione: $2\text{NH}_3 + 3,5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ calcolare il numero di moli di NO₂ che si formano facendo reagire 5 moli di NH₃ e 7 moli di O₂

$$\frac{5}{2} = 2,5 \text{ per NH}_3 \quad \frac{7}{3,5} = 2 \text{ per O}_2$$

Il quoziente molare è minore per O₂: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

$$\frac{3,5}{2} = \frac{7}{x} \quad x = \frac{7 \cdot 2}{3,5} = 4 \text{ mol di NO}_2$$

75. La seguente reazione rappresenta il metodo classico per la produzione di acido cloridrico:



Calcolare il volume di HCl prodotto alla temperatura di 550°C e alla pressione di 0,97 atm facendo reagire 2500 kg di NaCl con un eccesso di H₂SO₄

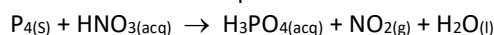
MM NaCl = 58,4 g/mol

$$\frac{2500000}{58,4} = 42808 \text{ mol di NaCl} = \text{mol di HCl prodotte}$$

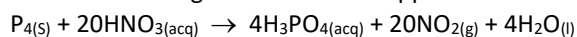
$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$\frac{42808 \cdot 0,082 \cdot (550 + 273)}{0,97} = 2,98 \cdot 10^6 \text{ L di HCl gassoso prodotto}$$

76. Il fosforo bianco può essere ossidato da HNO₃ secondo la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare la quantità in grammi di H₃PO₄ che si ottiene facendo reagire 15,0 g di P₄ con 75,0 g di HNO₃. Calcolare inoltre il volume di NO₂ gassoso che si sviluppa in condizioni normali (P = 1 atm e T = 0°C)



MM P₄ = 124 g/mol MM HNO₃ = 63 g/mol MM H₃PO₄ = 98 g/mol

$$\frac{15}{124} = 0,121 \text{ mol di P}_4 \quad \frac{75}{63} = 1,19 \text{ mol di HNO}_3$$

$$\frac{0,121}{1} = 0,121 \text{ per P}_4 \quad \frac{1,19}{20} = 0,06 \text{ per HNO}_3$$

Il quoziente molare è minore per HNO₃: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

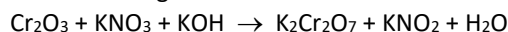
$$\frac{20}{4} = \frac{1,19}{x} \quad x = \frac{1,19 \cdot 4}{20} = 0,238 \text{ mol di H}_3\text{PO}_4 \quad 0,238 \cdot 98 = 23,3 \text{ g di H}_3\text{PO}_4$$

$$\frac{20}{20} = \frac{1,19}{x} \quad x = 1,19 \text{ mol di NO}_2$$

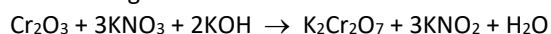
$$n = \frac{V}{V_m} \quad V = n \cdot V_m \quad \text{dove } V_m = 22,414 \text{ L volume molare a c.n.}$$

$$1,19 \cdot 22,414 = 26,7 \text{ L di NO}_2$$

77. Cr₂O₃ reagisce con KNO₃ in ambiente alcalino secondo la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare i grammi di K₂Cr₂O₇ che si formano facendo reagire 10 g di Cr₂O₃ con 10 g di KNO₃ e con un eccesso di KOH



MM Cr₂O₃ = 152 g/mol MM KNO₃ = 101 g/mol MM K₂Cr₂O₇ = 294,2 g/mol

$$\frac{10}{152} = 0,066 \text{ mol di Cr}_2\text{O}_3 \quad \frac{10}{101} = 0,099 \text{ mol di KNO}_3$$

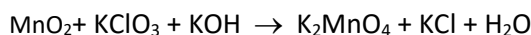
$$\frac{0,066}{1} = 0,066 \text{ per Cr}_2\text{O}_3 \quad \frac{0,099}{3} = 0,033 \text{ per KNO}_3$$

Il quoziente molare è minore per KNO₃: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

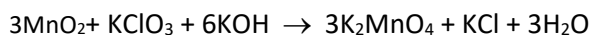
$$\frac{3}{1} = \frac{0,099}{x} \quad x = \frac{0,099}{3} = 0,033 \text{ mol di K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

$$0,033 \cdot 294,2 = 9,7 \text{ g di K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

78. MnO₂ reagisce con KOH e KClO₃ fusi secondo la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare quanti grammi di K_2MnO_4 si formano facendo reagire 6,00 g di MnO_2 con 15,0 g di KClO_3 e con un eccesso di KOH



$$\text{MM MnO}_2 = 87 \text{ g/mol} \quad \text{MM KClO}_3 = 122,6 \text{ g/mol} \quad \text{MM K}_2\text{MnO}_4 = 197,2 \text{ g/mol}$$

$$\frac{6}{87} = 0,069 \text{ mol di MnO}_2 \quad \frac{15}{122,6} = 0,122 \text{ mol di KClO}_3$$

$$\frac{0,069}{3} = 0,023 \text{ per MnO}_2 \quad \frac{0,122}{1} = 0,122 \text{ per KClO}_3$$

Il quoziente molare è minore per MnO_2 : tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

$$\frac{3}{3} = \frac{0,069}{x} \quad x = 0,069 \text{ mol di K}_2\text{MnO}_4 \quad 0,069 \cdot 197,2 = 13,6 \text{ g di K}_2\text{MnO}_4$$

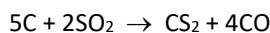
79. 0,617 g di un gas considerato ideale occupano un volume di 250 mL alla pressione di 646 mmHg e alla temperatura di 25°C. Calcolare la massa molare del gas

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} \quad \frac{1}{760} = \frac{x}{646} \quad x = \frac{646}{760} = 0,85 \text{ atm pressione del gas}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad n = \frac{g}{\text{MM}} \quad P \cdot V = \frac{g}{\text{MM}} \cdot R \cdot T \quad \text{MM} = \frac{g \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

$$\frac{0,617 \cdot 0,082 \cdot (25 + 273)}{0,85 \cdot 0,25} = 71 \text{ g/mol massa molare del gas}$$

80. Il solfuro di carbonio CS_2 viene preparato con la seguente reazione, condotta a temperatura elevata:



Calcolare la resa della reazione sapendo che da 40,0 g di C e 500 g di SO_2 sono stati ottenuti 38,5 g di CS_2

$$\text{MM CS}_2 = 76,1 \text{ g/mol} \quad \text{MM SO}_2 = 64 \text{ g/mol} \quad \text{MA C} = 12 \text{ g/mol}$$

$$\frac{40}{12} = 3,33 \text{ mol di C} \quad \frac{500}{64} = 7,01 \text{ mol di SO}_2$$

$$\frac{3,33}{5} = 0,67 \text{ per C} \quad \frac{7,01}{2} = 3,5 \text{ per SO}_2$$

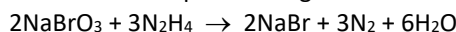
Il quoziente molare è minore per C: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

$$\frac{5}{1} = \frac{3,33}{x} \quad x = \frac{3,33}{5} = 0,67 \text{ mol di CS}_2 \quad 0,67 \cdot 76,1 = 51 \text{ g di CS}_2 \text{ teorici}$$

$$r\% = \frac{g_e}{g_t} \cdot 100 \quad \frac{38,5}{51} \cdot 100 = 75,5\% \text{ resa di reazione}$$

81. Data la reazione (da bilanciare): $\text{NaBrO}_3 + \text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{NaBr} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

determinare la quantità in grammi di NaBr che si forma facendo reagire 4,81 g di N_2H_4 con 20,12 g di NaBrO_3



$$\text{MM N}_2\text{H}_4 = 32 \text{ g/mol} \quad \text{MM NaBrO}_3 = 151 \text{ g/mol} \quad \text{MM NaBr} = 103 \text{ g/mol}$$

$$\frac{4,81}{32} = 0,15 \text{ mol di N}_2\text{H}_4 \quad \frac{20,12}{151} = 0,133 \text{ mol di NaBrO}_3$$

$$\frac{0,15}{3} = 0,05 \text{ per N}_2\text{H}_4 \quad \frac{0,133}{2} = 0,07 \text{ per NaBrO}_3$$

Il quoziente molare è minore per N_2H_4 : tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

$$\frac{3}{2} = \frac{0,15}{x} \quad x = \frac{0,15 \cdot 2}{3} = 0,1 \text{ mol di NaBr} \quad 0,1 \cdot 103 = 10,3 \text{ g di NaBr}$$

82. Un campione di 2,37 g di $\text{NH}_4\text{NO}_3(s)$ viene introdotto in un reattore evacuato di 1,97 L e riscaldato a 250°C. Determinare la pressione totale nel reattore quando il NH_4NO_3 si è completamente decomposto secondo la reazione:

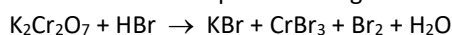


$$\text{MM NH}_4\text{NO}_3 = 80 \text{ g/mol}$$

$$\frac{2,37}{80} = 0,03 \text{ mol di NH}_4\text{NO}_3$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V} \quad \frac{0,03 \cdot 0,082 \cdot (250 + 273)}{1,97} = 0,65 \text{ atm pressione}$$

83. Il bicromato di potassio reagisce con acido bromidrico, secondo la seguente reazione (da bilanciare):



Calcolare il volume di Br_2 gassoso che si ottiene in condizioni normali ($P = 1 \text{ atm}$ e $T = 0^\circ\text{C}$) facendo reagire 25,0 g di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ con 80,0 g di HBr



$$\text{MM K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 294,2 \text{ g/mol} \quad \text{MM HBr} = 81 \text{ g/mol}$$

$$\frac{25}{294,2} = 0,085 \text{ mol di K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \quad \frac{80}{81} = 0,988 \text{ mol di HBr}$$

$$\frac{0,085}{1} = 0,085 \text{ per K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \quad \frac{0,988}{14} = 0,07 \text{ per HBr}$$

Il quoziente molare è minore per HBr: tale reagente sarà in difetto e quindi sarà il reagente limitante

$$\frac{14}{3} = \frac{0,988}{x} \quad x = \frac{0,988 \cdot 3}{14} = 0,212 \text{ mol di Br}_2$$

$$n = \frac{V}{V_m} \quad V = n \cdot V_m \quad \text{dove } V_m = 22,414 \text{ L volume molare a c.n.}$$

$$0,212 \cdot 22,414 = 4,75 \text{ L volume di Br}_2$$

84. Lo zinco viene attaccato dall'acido solforico con formazione di solfato di zinco e idrogeno, secondo la seguente reazione: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$

Calcolare la quantità in grammi di ZnSO_4 che forma facendo reagire 15,0 g di Zn con 35,0 g di H_2SO_4 . Calcolare inoltre il volume di H_2 gassoso che si sviluppa a $T = 25^\circ\text{C}$ e a $P = 1 \text{ atm}$

$$\text{MA Zn} = 65,4 \text{ g/mol} \quad \text{MM H}_2\text{SO}_4 = 98 \text{ g/mol} \quad \text{MM ZnSO}_4 = 161,4 \text{ g/mol}$$

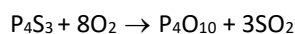
$$\frac{15}{65,4} = 0,23 \text{ mol di Zn} \quad \frac{35}{98} = 0,36 \text{ mol di H}_2\text{SO}_4$$

Poiché i coefficienti di reazione sono unitari per entrambi i reagenti, si possono confrontare direttamente le moli: risulta che lo Zn è il reagente in difetto e quindi è il reagente limitante

$$\text{mol Zn} = \text{mol ZnSO}_4 \quad 0,23 \cdot 161,4 = 37,1 \text{ g di ZnSO}_4$$

$$\text{mol Zn} = \text{mol H}_2 \quad P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,23 \cdot 0,082 \cdot 298}{1} = 5,62 \text{ L di H}_2$$

85. Data la seguente reazione di combustione (da bilanciare): $\text{P}_4\text{S}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10} + \text{SO}_2$ determinare il rendimento in SO_2 rispetto a P_4S_3 , sapendo che dalla combustione di 26,4 g di P_4S_3 , si ottengono 4,68 L di SO_2 misurati a $T = 100^\circ\text{C}$ e $P = 2 \text{ atm}$



$$\text{MM P}_4\text{S}_3 = 220 \text{ g/mol}$$

$$\frac{26,4}{220} = 0,12 \text{ mol di P}_4\text{S}_3 \quad \frac{1}{3} = \frac{0,12}{x} \quad x = 0,12 \cdot 3 = 0,36 \text{ mol di SO}_2 \text{ teoriche}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \cdot 4,68}{0,082 \cdot 373} = 0,31 \text{ mol di SO}_2 \text{ effettive}$$

$$r_{\%} = \frac{n_e}{n_t} \cdot 100 = \frac{0,31}{0,36} \cdot 100 = 86,1\% \text{ resa (rendimento) di combustione}$$