

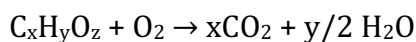
Esercizio 1

A) 3.5 g di un composto contenente carbonio, idrogeno ed ossigeno ed avente massa molare pari a 92.1 g mol^{-1} , viene sottoposto a reazione di combustione. Dalla combustione si ottengono 5.01 g di diossido di carbonio e 2.74 g di acqua. Calcolare la formula molecolare del composto.

Soluzione

Indico con $C_xH_yO_z$ la formula molecolare del composto.

La reazione di combustione è:



Le moli di composto sottoposte a combustione sono:

$$n_X = 3.5 \text{ g} / 92.1 \text{ g mol}^{-1} = 3.80 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Tutto il carbonio presente nel composto, dopo la reazione, è trasformato in anidride carbonica posso quindi scrivere:

$$n_C = n_{CO_2} = 5.01 \text{ g} / 44.01 \text{ g mol}^{-1} = 0.114 \text{ mol} = x \cdot n_X = x \cdot 3.80 \cdot 10^{-2}$$

Determino

$$x = 0.114 / 3.80 \cdot 10^{-2} = 3$$

Analogamente, tutto l'idrogeno presente nel composto, dopo la reazione, è trasformato in acqua, posso quindi scrivere:

$$n_H = 2n_{H_2O} = 2 \cdot 2.74 \text{ g} / 18.02 \text{ g mol}^{-1} = 0.304 \text{ mol} = y \cdot n_X = y \cdot 3.80 \cdot 10^{-2}$$

Determino

$$y = 0.304 / 3.80 \cdot 10^{-2} = 8$$

Poiché una mole del composto X ($C_3H_8O_z$) ha massa pari a 92.1 g, posso scrivere:

$$3 \cdot 12.01 + 8 \cdot 1.01 + z \cdot 16 = 92.1$$

Da cui posso determinare $z = 3$

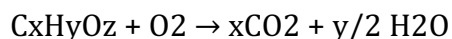
La formula molecolare del composto è: $C_3H_8O_3$

B) Un campione di 1.0 g di un composto avente massa molare pari a $176.12 \text{ g mol}^{-1}$ e contenente carbonio, idrogeno ed ossigeno viene sottoposto a reazione di combustione. Dalla combustione si ottengono 1.50 g di diossido di carbonio e 0.41 g di acqua. Calcolare la formula molecolare del composto.

Soluzione

Indico con $C_xH_yO_z$ la formula molecolare del composto.

La reazione di combustione è:



Le moli di composto sottoposte a combustione sono:

$$n_X = 1.0 \text{ g} / 176.12 \text{ g mol}^{-1} = 5.68 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Tutto il carbonio presente nel composto, dopo la reazione, è trasformato in anidride carbonica posso quindi scrivere:

$$n_C = n_{CO_2} = 1.50 \text{ g} / 44.01 \text{ g mol}^{-1} = 3.41 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = x \cdot n_X = x \cdot 5.68 \cdot 10^{-3}$$

Determino

$$x = 3.41 \cdot 10^{-2} / 5.68 \cdot 10^{-3} = 6$$

Analogamente, tutto l'idrogeno presente nel composto, dopo la reazione, è trasformato in acqua, posso quindi scrivere:

$$n_H = 2n_{H_2O} = 2 \cdot 0.41 \text{ g} / 18.02 \text{ g mol}^{-1} = 4.55 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = y \cdot n_X = y \cdot 5.68 \cdot 10^{-3}$$

Determino

$$y = 4.55 \cdot 10^{-2} / 5.68 \cdot 10^{-3} = 8$$

Poiché una mole del composto $X (C_6H_8O_z)$ ha massa pari a 176.12 g, posso scrivere:

$$6 \cdot 12.01 + 8 \cdot 1.01 + z \cdot 16 = 176.12$$

Da cui posso determinare $z = 6$

La formula molecolare del composto è: $C_6H_8O_6$

Esercizio 2

A) La solubilità del solfato di rame (II) in acqua è 1.20 mol L^{-1} . La densità della soluzione satura è 1.19 g mL^{-1} . Calcolare la molalità, la percentuale in peso e la frazione molare del solfato di rame (II) nella soluzione satura.

Soluzione

Considero 1.0 L di soluzione

Le moli di solfato di rame (II) presenti sono:

$$n_{\text{CuSO}_4} = M \cdot V = 1.20 \text{ mol L}^{-1} \cdot 1.0 \text{ L} = 1.2 \text{ mol}$$

la massa della soluzione è: $d \cdot V = 1.19 \text{ kg L}^{-1} \cdot 1.0 \text{ L} = 1.19 \text{ kg}$

Calcolo la molalità:

$$m = n_{\text{CuSO}_4} / \text{kg}(\text{H}_2\text{O}) = 1.2 \text{ mol} / (1.19 - 1.2 \cdot 159.61 \cdot 10^{-3}) \text{ kg} = 1.202 \text{ mol kg}^{-1}$$

Calcolo la percentuale in peso del solfato di rame(II) nella soluzione:

$$\% = (\text{g CuSO}_4 / \text{g soluzione}) \cdot 100 = (1.2 \text{ mol} \cdot 159.61 \text{ g mol}^{-1} / 1190 \text{ g}) \cdot 100 = 16.1\%$$

Calcolo la frazione molare del solfato di rame(II) nella soluzione:

$$\text{massa H}_2\text{O} = \text{massa soluzione} - \text{massa solfato di rame(II)} = 1190 \text{ g} - 1.2 \text{ mol} \cdot 159.61 \text{ g mol}^{-1} = 998.5 \text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 998.5 \text{ g} / 18.02 \text{ g mol}^{-1} = 55.4 \text{ mol}$$

$$X_{\text{CuSO}_4} = 1.2 / (1.2 + 55.4) = 2.12 \cdot 10^{-2}$$

B) Alla temperatura T, la solubilità del clorato di potassio in acqua è 0.65 mol L^{-1} e la densità della soluzione satura è 1.12 g mL^{-1} . Calcolare la percentuale in peso, la frazione molare e la molalità del clorato di potassio nella soluzione satura.

Soluzione

Considero 1.0 L di soluzione

Le moli di clorato di potassio presenti sono:

$$n_{\text{KClO}_3} = M \cdot V = 0.65 \text{ mol L}^{-1} \cdot 1.0 \text{ L} = 0.65 \text{ mol}$$

la massa della soluzione è: $d \cdot V = 1.12 \text{ kg L}^{-1} \cdot 1.0 \text{ L} = 1.12 \text{ kg}$

Calcolo la percentuale in peso del clorato di potassio nella soluzione satura:

$$\% = (\text{g KClO}_3 / \text{g soluzione}) \cdot 100 = (0.65 \text{ mol} \cdot 122.55 \text{ g mol}^{-1} / 1120 \text{ g}) \cdot 100 = 7.11\%$$

Calcolo la frazione molare del clorato di potassio nella soluzione satura:

$$\text{massa H}_2\text{O} = \text{massa soluzione} - \text{massa clorato di potassio} = 1120 \text{ g} - 0.65 \text{ mol} \cdot 122.55 \text{ g mol}^{-1} = 1040.3 \text{ g}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 1040.3 \text{ g} / 18.02 \text{ g mol}^{-1} = 57.7 \text{ mol}$$

$$x_{\text{KClO}_3} = 0.65 / (0.65 + 57.7) = 1.11 \cdot 10^{-2}$$

Calcolo la molalità:

$$m = n_{\text{KClO}_3} / \text{kg}(\text{H}_2\text{O}) = 0.65 \text{ mol} / 1.04 \text{ kg} = 0.625 \text{ mol kg}^{-1}$$

Esercizio 3

A) Si calcoli la variazione di pH che si verifica quando 2.2 g di HNO_3 vengono aggiunti a:

- 2 litri di acqua pura
- 2 litri di acqua in cui sono disciolti 8.5 g di ammoniaca e 27 g di NH_4Cl

La costante basica dell'ammoniaca vale: $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$

Soluzione

$$mM(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53.5$$

$$mM(\text{HNO}_3) = 63.0$$

$$mM(\text{NH}_3) = 17.0$$

In acqua pura, l'acido forte HNO_3 sarà totalmente dissociato. Quindi calcoliamo il numero di moli, e la concentrazione che sarà pari alla concentrazione di ioni H_3O^+ :

$$n(\text{HNO}_3) = 2.2/63 = 0.035$$

$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = n(\text{HNO}_3) / V = 0.035/2 = 0.0175 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.76$$

Dunque, la variazione di pH sarà pari a $7 - 1.76 = 5.24$

In acqua con NH_3 e NH_4Cl ci troviamo in una soluzione tampone, dove le concentrazioni della base del sale contenente l'acido coniugato sono pari a, rispettivamente:

$$[\text{NH}_3] = n(\text{NH}_3) / V = (8.5/17) / 2 = 0.25 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = [\text{NH}_4^+] = n(\text{NH}_4\text{Cl}) / V = (27/53.5) / 2 = 0.25 \text{ M}$$

Dunque, il pOH di tale soluzione sarà pari a:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log [\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+] = \text{p}K_b = 4.74$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 9.26$$

L'aggiunta di un acido forte porta in prima approssimazione ad ottenere un aumento della concentrazione di NH_4^+ pari alla concentrazione dell'acido forte aggiunto (e ad una pari diminuzione della concentrazione di ammoniaca).

Dunque, le nuove concentrazioni saranno pari a:

$$[\text{NH}_3] = 0.25 - 0.0175 = 0.2325$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0.25 + 0.0175 = 0.2675$$

Il pOH sarà dunque:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log [\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+] = 4.74 - \log (0.2325/0.2675) = 4.80$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 9.20$$

Dunque, in questo caso la variazione di pH successiva all'aggiunta di acido forte sarà solamente 0.06 unità

B) Si calcoli la variazione di pH che si verifica quando 4.3 g di HNO_3 vengono aggiunti a:

- 4 litri di acqua pura
- 4 litri di acqua in cui sono disciolti 15 g di ammoniaca e 47 g di NH_4Cl

La costante basica dell'ammoniaca vale: $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$

Soluzione

$$mM(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53.5$$

$$mM(\text{HNO}_3) = 63.0$$

$$mM(\text{NH}_3) = 17.0$$

In acqua pura, l'acido forte HNO_3 sarà totalmente dissociato. Quindi calcoliamo il numero di moli, e la concentrazione che sarà pari alla concentrazione di ioni H_3O^+ :

$$n(\text{HNO}_3) = 4.3/63 = 0.068$$

$$[\text{HNO}_3] = [\text{H}_3\text{O}^+] = n(\text{HNO}_3) / V = 0.068/4 = 0.017 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = 1.77$$

Dunque, la variazione di pH sarà pari a $7 - 1.77 = 5.23$

In acqua con NH_3 e NH_4Cl ci troviamo in una soluzione tampone, dove le concentrazioni della base del sale contenente l'acido coniugato sono pari a, rispettivamente:

$$[\text{NH}_3] = n(\text{NH}_3) / V = (15/17) / 4 = 0.22 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_4\text{Cl}] = [\text{NH}_4^+] = n(\text{NH}_4\text{Cl}) / V = (47/53.5) / 4 = 0.22 \text{ M}$$

Dunque, il pOH di tale soluzione sarà pari a:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log [\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+] = \text{p}K_b = 4.74$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 9.26$$

L'aggiunta di un acido forte porta in prima approssimazione ad ottenere un aumento della concentrazione di NH_4^+ pari alla concentrazione dell'acido forte aggiunto (e ad una pari diminuzione della concentrazione di ammoniaca).

Dunque, le nuove concentrazioni saranno pari a:

$$[\text{NH}_3] = 0.22 - 0.017 = 0.203$$

$$[\text{NH}_4^+] = 0.22 + 0.017 = 0.237$$

Il pOH sarà dunque:

$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log [\text{NH}_3] / [\text{NH}_4^+] = 4.74 - \log (0.203/0.237) = 4.81$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 9.19$$

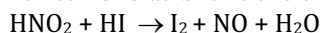
Dunque, in questo caso la variazione di pH successiva all'aggiunta di acido forte sarà solamente 0.07 unità

Esercizio 4

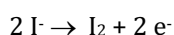
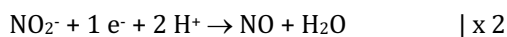
- A) 38.4 g di acido iodidrico vengono fatti reagire con un eccesso di acido nitroso (HNO_2). La reazione porta alla formazione di iodio molecolare, monossido di azoto ed acqua. Bilanciare la reazione con il metodo ionico elettronico e calcolare il volume di iodio che si forma, considerando I_2 come un gas ideale a $P = 1$ atm e $T = 25^\circ\text{C}$.

Soluzione

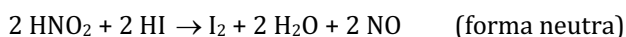
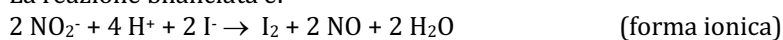
La reazione da bilanciare è la seguente:



Bilancio la reazione con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



$$n(\text{HI}) = 38.4 \text{ g} / 127.9 \text{ g mol}^{-1} = 0.3 \text{ mol}$$

$$n(\text{I}_2) = 0.3/2 = 0.15 \text{ mol}$$

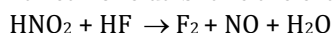
Il volume di iodio formatosi sarà pari a:

$$V(\text{I}_2) = n(\text{I}_2)RT/P = 0.15 * 0.082 * 298.15 / 1 = 3.67 \text{ l}$$

- B) 15.0 g di acido fluoridrico vengono fatti reagire con un eccesso di acido nitroso (HNO_2). La reazione porta alla formazione di fluoro molecolare, monossido di azoto ed acqua. Bilanciare la reazione con il metodo ionico elettronico e calcolare il volume di fluoro che si forma, considerando F_2 come un gas ideale a $P = 1$ atm e $T = 25^\circ\text{C}$.

Soluzione

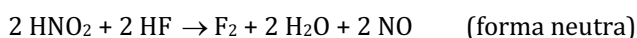
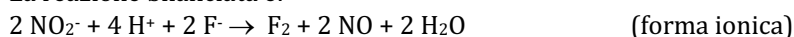
La reazione da bilanciare è la seguente:



Bilancio la reazione con il metodo ionico-elettronico



La reazione bilanciata è:



$$n(\text{HF}) = 15.0 \text{ g} / 20.0 \text{ g mol}^{-1} = 0.75 \text{ mol}$$

$$n(\text{F}_2) = 0.75/2 = 0.375 \text{ mol}$$

$$\text{Il volume di fluoro formatosi sarà pari a: } V(\text{F}_2) = n(\text{F}_2)RT/P = 0.375 * 0.082 * 298.15 / 1 = 9.17 \text{ l}$$