

Esercizio Stechiometria A

Una sostanza organica, non elettrolita, costituita da carbonio, idrogeno e azoto, all'analisi elementare ha dato i seguenti risultati: 70.5 % di C; 13.0 % di H; 16.5 % di N. Trovare la formula empirica del composto. Sapendo che 90 grammi di tale sostanza miscelati a 600 ml di acqua ne abbassano la temperatura di congelamento di 1.64 °C, stabilire la formula molecolare. [$K_{cr}(\text{acqua}) = 1.86 \text{ }^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg/mol}$]

Soluzione

Data una certa quantità di sostanza calcoliamo le moli delle specie atomiche contenute. Per esempio 100 grammi contengono:

$$n(\text{C}) = 100 \text{ g} \cdot 0.705 / 12.011 \text{ (g/mol)} = 5.87 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = 100 \text{ g} \cdot 0.130 / 1.008 \text{ (g/mol)} = 12.90 \text{ mol}$$

$$n(\text{N}) = 100 \text{ g} \cdot 0.165 / 14.007 \text{ (g/mol)} = 1.18 \text{ mol}$$

Dividendo per il numero più piccolo si ottiene la formula empirica:



$$\Delta t_{cr} = K_{cr} m v$$

con $v=1$ per soluti non elettroliti

$$m = \Delta t_{eb} / K_{eb} = 1.64 \text{ }^{\circ}\text{C} / 1.86 \text{ }^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg/mol} = 0.882 \text{ mol/kg.}$$

In una soluzione con 600 g di solvente (0.6 Kg) ci sono quindi

$$n(\text{soluto}) = 0.882 \text{ mol/kg} \cdot 0.6 \text{ Kg} = 0.5292 \text{ mol}$$

In 90 g di soluto ci sono dunque 0.5292 moli. Quindi il soluto ha peso molecolare

$$mM = 90 / 0.5292 \text{ g/mol} = 170.1 \text{ g/mol}$$

Dal momento che la massa molare di $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{N}$, pari a 85.15 g/mol, è circa la metà di 170.1 g/mol, la formula molecolare della sostanza organica in questione avrà coefficienti doppi rispetto alla formula empirica:



Esercizio Stechiometria B

Una sostanza organica, non elettrolita, costituita da carbonio, idrogeno e cloro, all'analisi elementare ha dato i seguenti risultati: 24.28 % di C; 4.07 % di H; 71.65 % di Cl. Trovare la formula empirica del composto. Sapendo che 60 grammi di tale sostanza miscelati a 500 ml di acqua ne innalzano la temperatura ebullioscopica di 0.62 °C, stabilire la formula molecolare. [$K_{eb}(\text{acqua}) = 0.512 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol}$]

Soluzione

Data una certa quantità di sostanza calcoliamo le moli delle specie atomiche contenute. Per esempio 100 grammi contengono:

$$n(\text{C}) = 100 \text{ g} \cdot 0.2428 / 12.011 \text{ (g/mol)} = 2.02 \text{ mol}$$

$$n(\text{H}) = 100 \text{ g} \cdot 0.0407 / 1.008 \text{ (g/mol)} = 4.04 \text{ mol}$$

$$n(\text{Cl}) = 100 \text{ g} \cdot 0.7165 / 35.45 \text{ (g/mol)} = 2.02 \text{ mol}$$

Dividendo per il numero più piccolo si ottiene la formula empirica:



$$\Delta t_{eb} = K_{eb} \cdot m \cdot v$$

con $v=1$ per soluti non elettroliti

$$m = \Delta t_{eb} / K_{eb} = 0.62 \text{ } ^\circ\text{C} / 0.512 \text{ } ^\circ\text{C}\cdot\text{kg/mol} = 1.21 \text{ mol/kg.}$$

In una soluzione con 500 g di solvente (0.5 Kg) ci sono quindi

$$n(\text{solute}) = 1.21 \text{ mol/kg} \cdot 0.5 \text{ Kg} = 0.605 \text{ mol}$$

In 60 g di soluto ci sono dunque 0.605 moli. Quindi il soluto ha peso molecolare

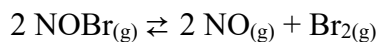
$$M = 60 / 0.605 \text{ g/mol} = 99.17 \text{ g/mol}$$

Dal momento che la massa molare di ClCH_2 , pari a 49.477 g/mol, è circa la metà di 99.17 g/mol, la formula molecolare della sostanza organica in questione avrà coefficienti doppi rispetto alla formula empirica:



Equilibrio A

Si introducano in un reattore di volume costante di 25 litri, 0.1 moli di NOBr, 0.1 moli di NO e 0.1 moli di Br₂ alla temperatura di 520 K. Dopo aver calcolato il quoziente di reazione della seguente reazione



indicare in quale direzione il sistema si sposta per raggiungere la condizione di equilibrio sapendo che $K_p = 0.28$. Sapendo che ad equilibrio raggiunto la pressione totale è pari a 0.523 atm, si determini la pressione parziale di NOBr all'equilibrio.

Soluzione:

Calcoliamo le pressioni parziali iniziali con $PV = nRT$

$$p(\text{NOBr}) = nRT/V = (0.1 \cdot 0.0821 \cdot 520)/25 \text{ atm.} = 0.171 \text{ atm}$$

$$p(\text{NOBr}) = p(\text{NO}) = p(\text{Br}_2) = 0.171 \text{ atm} = p_0$$

$$Q = p(\text{Br}_2) \cdot p(\text{NO})^2 / p(\text{NOBr})^2 = 0.171 \text{ atm}$$

Essendo $Q < K_p$ la reazione si sposta verso destra (verso i prodotti).

	$2 \text{NOBr}_{(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NO}_{(g)} +$	$\text{Br}_{2(g)}$
Inizio	p_0		p_0	p_0
Variazione	$-2x$		$2x$	x
Equilibrio	$p_0 - 2x$		$p_0 + 2x$	$p_0 + x$

La pressione totale all'equilibrio è

$$P_{\text{tot}} = p(\text{NOBr}) + p(\text{NO}) + p(\text{Br}_2) = 3p_0 + x$$

$$\text{Dunque: } 0.523 = 3 \cdot 0.171 + x$$

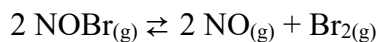
$$\text{e } x = 0.01 \text{ atm}$$

All'equilibrio quindi:

$$p(\text{NOBr}) = p_0 - 2x = 0.171 - 2 \cdot 0.01 = 0.151 \text{ atm}$$

Equilibrio B

Si introducano in un reattore di volume costante di 30 litri, 0.3 moli di NOBr, 0.3 moli di NO e 0.3 moli di Br₂ alla temperatura di 540 K. Dopo aver calcolato il quoziente di reazione della seguente reazione



indicare in quale direzione il sistema si sposta per raggiungere la condizione di equilibrio sapendo che $K_p = 0.28$. Sapendo che ad equilibrio raggiunto la pressione totale è pari a 1.307 atm, si determini la pressione parziale di NO all'equilibrio.

Soluzione:

Calcoliamo le pressioni parziali iniziali con $PV = nRT$

$$p(\text{NOBr}) = nRT/V = (0.3 \cdot 0.0821 \cdot 540)/30 \text{ atm} = 0.443 \text{ atm}$$

$$p(\text{NOBr}) = p(\text{NO}) = p(\text{Br}_2) = 0.443 \text{ atm} = p_0$$

$$Q = p(\text{Br}_2) \cdot p(\text{NO})^2 / p(\text{NOBr})^2 = 0.443 \text{ atm}$$

Essendo $Q > K_p$ la reazione si sposta verso sinistra (verso i reagenti).

	$2 \text{NOBr}_{(g)}$	$\rightleftharpoons$	$2 \text{NO}_{(g)} +$	$\text{Br}_{2(g)}$
Inizio	p_0		p_0	p_0
Variazione	$+2x$		$-2x$	$-x$
Equilibrio	$p_0 + 2x$		$p_0 - 2x$	$p_0 - x$

La pressione totale all'equilibrio è

$$P_{\text{tot}} = p(\text{NOBr}) + p(\text{NO}) + p(\text{Br}_2) = 3p_0 - x$$

$$\text{Dunque: } 1.307 = 3 \cdot 0.443 - x$$

$$\text{e } x = 0.022 \text{ atm}$$

All'equilibrio quindi:

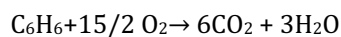
$$p(\text{NO}) = p_0 - 2x = 0.443 - 2 \cdot 0.022 = 0.399 \text{ atm}$$

Termochimica A

A 25°C e pressione atmosferica, un campione pari a 0.78 Kg di benzene (C₆H₆) viene sottoposto a combustione completa. Calcolare la quantità di calore sviluppata dalla combustione. Il calore così prodotto viene usato per riscaldare dell'acqua dalla temperatura di 20°C alla temperatura di 60°C. Calcolare quanti L di acqua possono essere riscaldati. Sono noti: $\Delta H^{\circ}_{f(\text{benzene})} = +180.0 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H^{\circ}_{f(\text{CO}_2)\text{g}} = -394.0 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H^{\circ}_{f(\text{H}_2\text{O})\text{g}} = -242.0 \text{ kJ mol}^{-1}$, per l'acqua: $c_p = 4186 \text{ J/kg}\cdot\text{K}$; $d=1000\text{g/dm}^3$]

Soluzione

Scrivo la reazione di combustione del benzene:



Calcolo ora l'entalpia molare di combustione del benzene:

$$\Delta H^{\circ}_{\text{comb}}(\text{C}_6\text{H}_6) = 6\Delta H^{\circ}_f(\text{CO}_2) + 3\Delta H^{\circ}_f(\text{H}_2\text{O}) - \Delta H^{\circ}_f(\text{C}_6\text{H}_6) = 6(-394.0 \text{ kJ mol}^{-1}) + 3(-242.0 \text{ kJ mol}^{-1}) - 180.0 \text{ kJ mol}^{-1} = -3270.0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$n_{\text{C}_6\text{H}_6} = 780 \text{ g} / 78.11 \text{ g mol}^{-1} = 10.0 \text{ mol}$$

$$Q = n_{\text{C}_6\text{H}_6} \cdot |\Delta H^{\circ}_{\text{comb}}(\text{C}_6\text{H}_6)| = 10.0 \text{ mol} \cdot 3270.0 \text{ kJ mol}^{-1} = 32700 \text{ kJ}$$

La quantità di acqua che può essere riscaldata si può ricavare dalla relazione.

$$Q = m \cdot c_p \cdot \Delta T \quad \text{per cui}$$

$$m = 32700 \text{ kJ} / (4.186 \text{ kJ/kg}\cdot\text{K} \cdot 40 \text{ K}) = 195.3 \text{ kg}$$

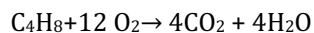
Poiché la densità dell'acqua è 1.0 kg/L, i litri di acqua sono 195.3 L.

Termochimica B

45.0 g di butene (C_4H_8) vengono sottoposti a combustione completa. Calcolare la quantità di calore sviluppata dalla combustione. Il calore così prodotto viene usato per riscaldare etanolo liquido dalla temperatura di $15^\circ C$ alla temperatura di $45^\circ C$. Calcolare quanti L di etanolo possono essere riscaldati. Sono noti: $\Delta H^\circ_{f(\text{butene})} = 20.8 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_{f(CO_2)g} = -394.0 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta H^\circ_{f(H_2O)g} = -242.0 \text{ kJ mol}^{-1}$, per l'etanolo: $c_p = 2432 \text{ J/kg}\cdot K$; $d=789\text{g/dm}^3$]

Soluzione

Scrivo la reazione di combustione del butene:



Calcolo ora l'entalpia molare di combustione del butene:

$$\Delta H^\circ_{\text{comb}}(C_4H_8) = 4\Delta H^\circ_f(CO_2) + 4\Delta H^\circ_f(H_2O) - \Delta H^\circ_f(C_4H_8) = 4(-394.0 \text{ kJ mol}^{-1}) + 4(-242.0 \text{ kJ mol}^{-1}) - 20.8 \text{ kJ mol}^{-1} = -2564.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$n_{C_4H_8} = 45.0 \text{ g} / 56.11 \text{ g mol}^{-1} = 0.80 \text{ mol}$$

$$Q = n_{C_4H_8} \cdot |\Delta H^\circ_{\text{comb}}(C_4H_8)| = 0.80 \text{ mol} \cdot 2564.8 \text{ kJ mol}^{-1} = 2057 \text{ kJ}$$

La quantità di etanolo che può essere riscaldata si può ricavare dalla relazione.

$$Q = m \cdot c_p \cdot \Delta T \quad \text{per cui}$$

$$m = 2057 \text{ kJ} / (2.432 \text{ kJ/kg}\cdot K \cdot 30 K) = 28.2 \text{ kg}$$

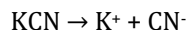
Poiché la densità dell'etanolo è 0.789 kg/L , i litri di etanolo sono 35.7 L .

pH A

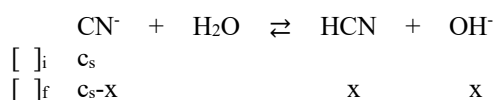
Una soluzione acquosa di cianuro di potassio ha pH = 11.0. a) Calcolare la concentrazione del sale nella soluzione
b) Calcolare quanti grammi di acido perclorico bisogna aggiungere a 500.0 mL di tale soluzione affinché il pH diventi pari a 9.6 [$K_{a(\text{acido cianidrico})} = 6.2 \cdot 10^{-10}$].

Soluzione

Il cianuro di potassio in acqua si dissocia



Lo ione cianuro è la base coniugata dell'acido cianidrico che è un acido debole per cui si idrolizza secondo l'equilibrio:



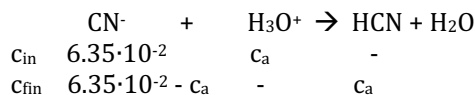
Poiché conosco il pH della soluzione posso ricavare la concentrazione degli ioni OH^-
pH = 11.0 per cui pOH = 3 e $[\text{OH}^-] = 1.00 \cdot 10^{-3} \text{ M} = x$

$$K_i = K_w / K_a = 1.0 \cdot 10^{-14} / 6.2 \cdot 10^{-10} = 1.61 \cdot 10^{-5} = [\text{HCN}][\text{OH}^-] / [\text{CN}^-] = (1.00 \cdot 10^{-3})^2 / (c_s - 1.00 \cdot 10^{-3})$$

Ricavo la concentrazione del sale: $c_s = 6.35 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

Aggiungo acido perclorico ed indico con c_a la sua concentrazione.

Poiché l'acido perclorico è un acido forte, la sua aggiunta porta ad ottenere un aumento della concentrazione di HCN pari alla concentrazione dell'acido forte aggiunto e ad una pari diminuzione della concentrazione dello ione cianuro in base alla seguente reazione:



In soluzione ci sono acido cianidrico e ione cianuro e poiché il pH = 9.6 è compreso tra $\text{p}K_a (=9.21) \pm 1$, si ha un sistema costituito da un acido debole in presenza della sua base coniugata con concentrazioni dello stesso ordine di grandezza. È una soluzione tampone.

$$\text{pH} = 9.6 \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 2.51 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a \cdot \frac{[\text{HCN}]}{[\text{CN}^-]} = 6.2 \cdot 10^{-10} \cdot \frac{c_a}{6.35 \cdot 10^{-2} - c_a} = 2.51 \cdot 10^{-10} \text{ M}$$

$$\text{Ricavo } c_a = 1.83 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

Poiché il volume della soluzione è 0.500 L ricavo le moli aggiunte di HClO_4

$$n_a = 1.83 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \cdot 0.500 \text{ L} = 9.15 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

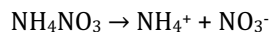
$$\text{I grammi di acido perclorico sono: } 9.15 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 100.46 \text{ g mol}^{-1} = 0.919 \text{ g}$$

pH B

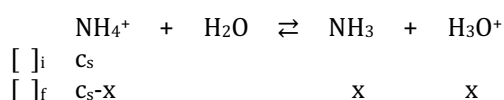
Una soluzione acquosa di nitrato di ammonio ha pH = 5.8. a) Calcolare la concentrazione del sale nella soluzione. b) Calcolare quanti grammi di idrossido di sodio bisogna aggiungere a 2.0 L di tale soluzione affinché il pH diventi pari a 9.1 [$K_b(\text{ammoniaca}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$].

Soluzione

Il nitrato di ammonio in acqua si dissocia



Lo ione ammonio è l'acido coniugato dell'ammoniaca, che è una base debole per cui si idrolizza secondo l'equilibrio:



Poiché conosco il pH della soluzione posso ricavare la concentrazione degli ioni H_3O^+

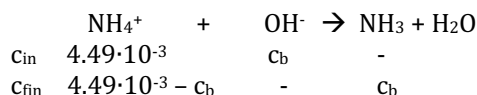
$$\text{pH} = 5.8 \text{ per cui } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1.58 \cdot 10^{-6} \text{ M} = x$$

$$K_i = K_w/K_a = 1.0 \cdot 10^{-14} / 1.8 \cdot 10^{-5} = 5.56 \cdot 10^{-10} = [\text{NH}_3][\text{H}_3\text{O}^+]/[\text{NH}_4^+] = (1.58 \cdot 10^{-6})^2 / (c_s - 1.58 \cdot 10^{-6})$$

Ricavo la concentrazione del sale: $c_s = 4.49 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

Aggiungo idrossido di sodio ed indico con c_b la sua concentrazione.

Poiché l'idrossido di sodio è una base forte, la sua aggiunta porta ad ottenere un aumento della concentrazione di ammoniaca pari alla concentrazione della base forte aggiunta e ad una pari diminuzione della concentrazione dello ione ammonio in base alla seguente reazione:



In soluzione ci sono ammoniaca e ione ammonio e poiché il pH = 9.1 e quindi pOH = 4.9 è compreso tra $\text{p}K_b (= 4.74) \pm 1$, si ha un sistema costituito da una base debole in presenza del suo acido coniugato con concentrazioni dello stesso ordine di grandezza. È una soluzione tampone.

$$\text{pOH} = 4.9 \quad [\text{OH}^-] = 1.26 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \cdot \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = 1.8 \cdot 10^{-5} \cdot \frac{c_b}{4.49 \cdot 10^{-3} - c_b} = 1.26 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{Ricavo } c_b = 1.85 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Poiché il volume della soluzione è 2.0 L ricavo le moli aggiunte di NaOH

$$n_b = 1.85 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \cdot 2.0 \text{ L} = 3.7 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

I grammi di idrossido di sodio sono: $3.70 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 40.0 \text{ g mol}^{-1} = 0.148 \text{ g}$