

COMPITO A

Stechiometria

Il carbonato di ammonio si presenta come solido a temperatura ambiente mentre ad alta temperatura si decompone completamente nei gas ammoniaci, anidride carbonica ed acqua. Un campione di massa pari a 20.0 g di carbonato di ammonio viene inserito in un recipiente di capacità 2.0 litri, inizialmente vuoto e chiuso ermeticamente. a) Calcolare la pressione esercitata dalla miscela gassosa alla temperatura di 300 °C. b) Calcolare i grammi di carbonato di ammonio che devono essere inseriti in un recipiente di capacità 4.0 litri, inizialmente vuoto e chiuso ermeticamente, termostato alla temperatura di 400 °C, affinché la pressione della miscela gassosa sia uguale ad 2.1 atm.

Soluzione

L'equazione bilanciata è:



La dissociazione è totale. Per ogni mole di carbonato di ammonio si generano 4 moli di gas. Massa molare: $\text{MM}((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = 96.09 \text{ g/mol}$

a) 20g di campione contengono 0.208 moli che si decompongono in 0.832 moli di gas.

La pressione esercitata è quindi: $p = nRT/V = 0.832 \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 573.15 \text{ K} / 2.0 \text{ L} = \mathbf{19.6 \text{ atm}}$

b) Per avere 2.1 atm di pressione, alla temperatura di 400 °C, bisogna ottenere

$n_{\text{gas}} = PV/(RT) = 2.1 \text{ atm} \cdot 4.0 \text{ L} / (0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 673.15 \text{ K}) = 0.152 \text{ mol di gas}$

Le moli di carbonato sono: $n = (1/4) n_{\text{gas}} = 0.152/4 = 3.8 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

che equivalgono a $3.8 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{MM}((\text{NH}_4)_2\text{CO}_3) = \mathbf{3.65 \text{ g}}$ di carbonato di ammonio.

Esercizio colligative

Una soluzione acquosa ottenuta sciogliendo nitrato di calcio in 400 ml di acqua presenta una pressione osmotica pari a 12.3 atm misurata alla temperatura di 25°C. Dopo aver determinato i grammi di nitrato di calcio presenti in soluzione si calcoli il valore della temperatura di ebollizione di tale soluzione sapendo che la costante ebullioscopica dell'acqua vale $K_{\text{eb}} = 0.512 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{kg} / \text{mol}$. Si trascuri trascurabile la variazione di volume a seguito dell'aggiunta del nitrato di calcio e si consideri la densità dell'acqua pari a 1 g/ml.

Svolgimento:

La pressione osmotica è pari a:

$$\pi = i M R T$$

dove M è la molarità della soluzione e i il coefficiente di Van't Hoff che in questo caso, essendo $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ un elettrolita forte, vale $i = 3$. Dunque, la molarità sarà pari a:

$$M = \pi / i R T = 12.3 \text{ atm} / (3 \cdot 0.082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298.15 \text{ K}) = 0.168 \text{ M}$$

Le moli di $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ presenti in 400 ml di soluzione saranno quindi:

$$n(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] \cdot V = 0.168 \text{ M} \cdot 0.4 \text{ L} = 0.0672 \text{ mol}$$

E il peso di $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ sarà pari a:

$$W(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = n(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) \cdot \text{MM}(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 0.0672 \text{ mol} \cdot 164.1 \text{ g/mol} = 11.03 \text{ g}$$

Tale soluzione avrà una temperatura di ebollizione t_{eb} pari a:

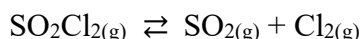
$$t_{\text{eb}} = 100 \text{ } ^\circ\text{C} + \Delta t_{\text{eb}} = 100 \text{ } ^\circ\text{C} + i m K_{\text{eb}}$$

dove $i = 3$, $m = 0.0672 \text{ mol} / 0.4 \text{ kg}$ e $K_{\text{eb}} = 0.512 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{kg} / \text{mol}$

$$t_{\text{eb}} = 100 \text{ } ^\circ\text{C} + (3 \cdot 0.168 \text{ mol/kg} \cdot 0.512 \text{ } ^\circ\text{C} \cdot \text{kg} / \text{mol}) = 100.26 \text{ } ^\circ\text{C}$$

EQUILIBRIO

Si consideri il seguente equilibrio chimico:



In un recipiente del volume di 2 litri, alla temperatura di 25°C vengono introdotte 0.4 moli di SO₂, 0.4 moli di Cl₂ e 0.8 moli di SO₂Cl₂. Si calcoli il quoziente di reazione e si stabilisca in quale direzione evolve la reazione sapendo che, a 25°C, K_p = 0.03.

Si determinino inoltre la pressione totale e le pressioni parziali con le rispettive frazioni molari dei reagenti e dei prodotti una volta raggiunto l'equilibrio.

Soluzione:

Ricaviamo le pressioni parziali di SO₂Cl₂, SO_{2(g)} e Cl_{2(g)} usando la legge dei gas ideali:

$$p(\text{SO}_2\text{Cl}_2) = nRT/V = 0.8 * 0.0821 * 298 / 2 = 9.786 \text{ atm}$$

$$p(\text{SO}_2) = nRT/V = 0.4 * 0.0821 * 298 / 2 = 4.893 \text{ atm}$$

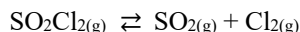
$$p(\text{Cl}_2) = nRT/V = 0.4 * 0.0821 * 298 / 2 = 4.893 \text{ atm}$$

Calcoliamo il quoziente di reazione:

$$Q = p(\text{SO}_2) * p(\text{Cl}_2) / p(\text{SO}_2\text{Cl}_2) = 4.893 * 4.893 / 9.786 = 2.447$$

Poiché Q > K_p la reazione evolverà verso sinistra ovvero verso la formazione del reagente.

Calcoliamo ora le pressioni parziali all'equilibrio:



inizio	9.786	4.893	4.893
variazione	+x	-x	-x
finale	9.786 + x	4.893 - x	4.893 - x

$$K_p = p_{\text{eq}}(\text{SO}_2) * p_{\text{eq}}(\text{Cl}_2) / p_{\text{eq}}(\text{SO}_2\text{Cl}_2) = (4.893 - x) * (4.893 - x) / (9.786 + x) = 0.03$$

Risolvendo questa equazione di secondo grado otteniamo due soluzioni di x:

$$x_{1,2} = 5.57, 4.25$$

Delle quali solo la seconda è fisicamente accettabile poiché la prima porterebbe ad una pressione negativa di SO₂ e Cl₂.

Le pressioni parziali all'equilibrio sono quindi:

$$p(\text{SO}_2\text{Cl}_2) = 9.786 \text{ atm} + 4.25 \text{ atm} = 14.036 \text{ atm}$$

$$p(\text{SO}_2) = 4.893 \text{ atm} - 4.25 \text{ atm} = 0.643 \text{ atm}$$

$$p(\text{Cl}_2) = 4.893 \text{ atm} - 4.25 \text{ atm} = 0.643 \text{ atm}$$

La pressione totale all'equilibrio sarà dunque P = p(SO₂Cl₂) + p(SO₂) + p(Cl₂) = 15.32 atm e le frazioni molari:

$$\chi_{(\text{SO}_2\text{Cl}_2)} = 14.036 \text{ atm} / 15.32 \text{ atm} = 0.916$$

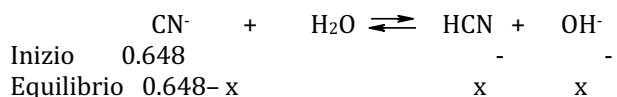
$$\chi_{(\text{SO}_2)} = 0.643 \text{ atm} / 15.32 \text{ atm} = 0.042$$

$$\chi_{(\text{Cl}_2)} = 0.643 \text{ atm} / 15.32 \text{ atm} = 0.042$$

pH

Calcolare il pH di una soluzione acquosa di cianuro di potassio avente concentrazione 0.648 M. Calcolare quante moli di acido nitrico bisogna aggiungere a 0.5 L di tale soluzione, per ottenere una soluzione a pH = 9.0. [$K_{\text{acido cianidrico}} = 6.2 \cdot 10^{-10}$].

Soluzione

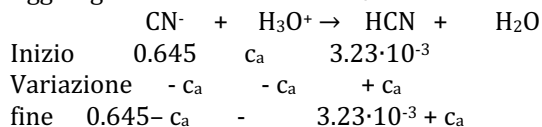


$$K_i = K_w / 6.2 \cdot 10^{-10} = 1.61 \cdot 10^{-5} = [\text{HCN}][\text{OH}^-] / [\text{CN}^-] = x^2 / (0.648 - x) \Rightarrow x = [\text{OH}^-] = \sqrt{(0.648 \cdot 1.61 \cdot 10^{-5})} = 3.23 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 2.49 \quad \text{pH} = 11.51$$

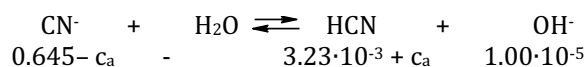
Indico con c_a la concentrazione di HNO_3

Aggiungendo l'acido forte HNO_3 avviene la reazione:



in seguito all'aggiunta di acido nitrico il nuovo pH è 9.0 per cui $\text{pOH} = 5$ e $[\text{OH}^-] = 1.00 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

Ho il seguente equilibrio:



$$K_i = [\text{HCN}][\text{OH}^-] / [\text{CN}^-] = (3.23 \cdot 10^{-3} + c_a) (1.00 \cdot 10^{-5}) / (0.645 - c_a) = 1.61 \cdot 10^{-5}$$

$$3.23 \cdot 10^{-8} + 1.00 \cdot 10^{-5} c_a = 1.04 \cdot 10^{-5} - 1.61 \cdot 10^{-5} c_a$$

$$c_a = 1.04 \cdot 10^{-5} / 2.61 \cdot 10^{-5} = 0.398 \text{ M}$$

Per cui le moli di HNO_3 aggiunte sono : $0.398 \text{ M} \cdot 0.5 \text{ L} = 0.199 \text{ mol}$

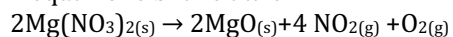
COMPITO B

Stechiometria

Il nitrato di magnesio solido, ad alta temperatura, si decompone completamente in ossido di magnesio solido, diossido di azoto gassoso ed ossigeno gassoso. Un campione di massa pari a 20.0 g di nitrato di magnesio viene inserito in un recipiente di capacità 2.0 litri, inizialmente vuoto e chiuso ermeticamente. a) Calcolare la pressione esercitata dalla miscela gassosa alla temperatura di 200 °C. b) Calcolare i grammi di nitrato di magnesio che devono essere inseriti in un recipiente di capacità 5.0 litri, inizialmente vuoto e chiuso ermeticamente, termostato alla temperatura di 300 °C, affinché la pressione della miscela gassosa sia uguale ad 2.0 atm.

Soluzione

L'equazione bilanciata è:



La dissociazione è totale. Per ogni mole di nitrato di magnesio si generano 2.5 moli di gas. Massa molare: $mM(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = 148.31 \text{ g/mol}$

a) 20g di campione contengono 0.135 moli che si decompongono in 0.337 moli di gas.

La pressione esercitata è quindi: $P = nRT/V = 0.337 \text{ mol} \cdot 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 473.15 \text{ K} / 2.0 \text{ L} = \mathbf{6.55 \text{ atm}}$

b) Per avere 2.0 atm di pressione, alla temperatura di 300 °C, bisogna ottenere

$$n_{\text{gas}} = PV/(RT) = 2.0 \text{ atm} \cdot 5.0 \text{ L} / (0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 573.15 \text{ K}) = 0.21 \text{ mol di gas}$$

Le moli di nitrato sono: $n = (1/2.5) n_{\text{gas}} = 0.21/2.5 = 8.4 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$

che equivalgono a $8.4 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot mM(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = \mathbf{12.5 \text{ g}}$ di nitrato di magnesio.

Esercizio colligative

Una soluzione acquosa ottenuta sciogliendo nitrato di bario in 700 ml di acqua presenta una pressione osmotica pari a 8.3 atm misurata alla temperatura di 25°C. Dopo aver determinato i grammi di nitrato di bario presenti in soluzione si calcoli il valore della temperatura di congelamento di tale soluzione sapendo che la costante crioscopica dell'acqua vale $K_{cr} = 1.86 \text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg} / \text{mol}$. Si trascuri trascurabile la variazione di volume a seguito dell'aggiunta del nitrato di bario e si consideri la densità dell'acqua pari a 1 g/ml.

Svolgimento:

La pressione osmotica è pari a:

$$\pi = i M R T$$

dove M è la molarità della soluzione e i il coefficiente di Van't Hoff che in questo caso, essendo $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ un elettrolita forte, vale $i = 3$. Dunque, la molarità sarà pari a:

$$M = \pi / i R T = 8.3 \text{ atm} / (3 \cdot 0.082 \text{ L atm K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \cdot 298.15 \text{ K}) = 0.113 \text{ M}$$

Le moli di $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ presenti in 700 ml di soluzione saranno quindi:

$$n(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = [\text{Ba}(\text{NO}_3)_2] \cdot V = 0.113 \text{ M} \cdot 0.7 \text{ L} = 0.0791 \text{ mol}$$

E il peso di $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ sarà pari a:

$$W(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = n(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) \cdot MM(\text{Ba}(\text{NO}_3)_2) = 0.0791 \text{ mol} \cdot 261.35 \text{ g/mol} = 20.67 \text{ g}$$

Tale soluzione avrà una temperatura di congelamento t_{cr} pari a:

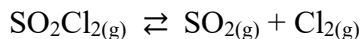
$$T_{cr} = 0 \text{ }^{\circ}\text{C} - \Delta t_{cr} = 0 \text{ }^{\circ}\text{C} - i m K_{eb}$$

dove $i = 3$, $m = 0.0791 \text{ mol} / 0.7 \text{ kg}$ e $K_{cr} = 1.86 \text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg} / \text{mol}$

$$t_{eb} = 0 \text{ }^{\circ}\text{C} - (3 \cdot 0.113 \text{ mol/kg} \cdot 1.86 \text{ }^{\circ}\text{C} \cdot \text{kg} / \text{mol}) = -0.63 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

EQUILIBRIO

Si consideri il seguente equilibrio chimico:



Alla temperatura di 25°C vengono introdotte, in un recipiente del volume di 0.5 litri, 0.02 moli di SO₂, 0.02 moli di Cl₂ e 1.1 moli di SO₂Cl₂. Sapendo che per la reazione in questione K_p = 0.03 alla temperatura di 25°C, si calcoli il quoziente di reazione e si stabilisca in quale direzione evolve la reazione. Si determinino inoltre la pressione totale e le pressioni parziali con le rispettive frazioni molari dei reagenti e dei prodotti una volta raggiunto l'equilibrio.

Soluzione:

Ricaviamo le pressioni parziali di SO₂Cl₂, SO_{2(g)} e Cl_{2(g)} usando la legge dei gas ideali:

$$p(\text{SO}_2\text{Cl}_2) = nRT/V = 1.1 * 0.0821 * 298 / 0.5 = 53.82 \text{ atm}$$

$$p(\text{SO}_2) = nRT/V = 0.02 * 0.0821 * 298 / 0.5 = 0.98 \text{ atm}$$

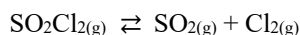
$$p(\text{Cl}_2) = nRT/V = 0.02 * 0.0821 * 298 / 0.5 = 0.98 \text{ atm}$$

Calcoliamo il quoziente di reazione:

$$Q = p(\text{SO}_2) * p(\text{Cl}_2) / p(\text{SO}_2\text{Cl}_2) = 0.98 * 0.98 / 53.82 = 0.018$$

Poiché Q < K_p la reazione evolverà verso destra ovvero verso la formazione dei prodotti.

Calcoliamo ora le pressioni parziali all'equilibrio:



inizio	53.82	0.98	0.98
variazione	-x	+x	+x
finale	53.82 - x	0.98 + x	0.98 + x

$$K_p = p_{\text{eq}}(\text{SO}_2) * p_{\text{eq}}(\text{Cl}_2) / p_{\text{eq}}(\text{SO}_2\text{Cl}_2) = (0.98 + x) * (0.98 + x) / (53.82 - x) = 0.03$$

Risolvendo questa equazione di secondo grado otteniamo due soluzioni di x:

$$x_{1,2} = 0.296, -2.226$$

Delle quali solo la prima è fisicamente accettabile poiché la seconda porterebbe a pressioni parziali negative dei prodotti

Le pressioni parziali all'equilibrio sono quindi:

$$p(\text{SO}_2\text{Cl}_2) = 53.82 \text{ atm} - 0.296 \text{ atm} = 53.524 \text{ atm}$$

$$p(\text{SO}_2) = 0.98 \text{ atm} + 0.296 \text{ atm} = 1.276 \text{ atm}$$

$$p(\text{Cl}_2) = 0.98 \text{ atm} + 0.296 \text{ atm} = 1.276 \text{ atm}$$

La pressione totale all'equilibrio sarà dunque P = p(SO₂Cl₂) + p(SO₂) + p(Cl₂) = 56.076 atm e le frazioni molari:

$$\chi_{(\text{SO}_2\text{Cl}_2)} = 53.524 \text{ atm} / 56.076 \text{ atm} = 0.954$$

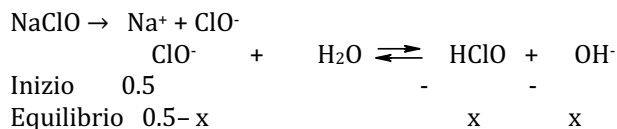
$$\chi_{(\text{SO}_2)} = 1.276 \text{ atm} / 56.076 \text{ atm} = 0.023$$

$$\chi_{(\text{Cl}_2)} = 1.276 \text{ atm} / 56.076 \text{ atm} = 0.023$$

pH

Calcolare il pH di una soluzione acquosa di ipoclorito di sodio avente concentrazione 0.5 M. Calcolare quante moli di acido cloridrico bisogna aggiungere a 2.0 L di tale soluzione, per ottenere una soluzione a pH = 9.0. $[K_{\text{acido ipocloroso}} = 3.0 \cdot 10^{-8}]$.

Soluzione

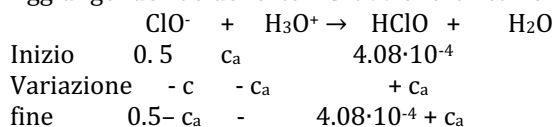


$$K_i = K_w / 3.0 \cdot 10^{-8} = 3.33 \cdot 10^{-7} = [\text{HClO}][\text{OH}^-] / [\text{ClO}^-] = x^2 / (0.5 - x) \Rightarrow x = [\text{OH}^-] = \sqrt{(0.5 \cdot 3.33 \cdot 10^{-7})} = 4.08 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 3.39 \quad \text{pH} = \mathbf{10.61}$$

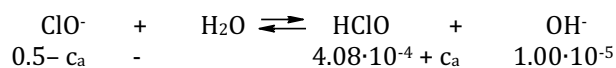
Indico con c_a la concentrazione di HCl

Aggiungendo l'acido forte HCl avviene la reazione:



in seguito all'aggiunta di acido cloridrico il nuovo pH è 9.0 per cui $\text{pOH} = 5$ e $[\text{OH}^-] = 1.00 \cdot 10^{-5} \text{ M}$.

Ho il seguente equilibrio:



$$K_i = [\text{HClO}][\text{OH}^-] / [\text{ClO}^-] = (4.08 \cdot 10^{-4} + c_a) (1.00 \cdot 10^{-5}) / (0.5 - c_a) = 3.33 \cdot 10^{-7}$$

$$4.08 \cdot 10^{-9} + 1.00 \cdot 10^{-5} c_a = 1665 \cdot 10^{-7} - 3.33 \cdot 10^{-7} c_a$$

$$c_a = 1.62 \cdot 10^{-7} / 1.03 \cdot 10^{-5} = 1.57 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{Per cui le moli di HCl aggiunte sono : } 1.57 \cdot 10^{-2} \text{ M} \cdot 2.0 \text{ L} = \mathbf{3.14 \cdot 10^{-2} \text{ mol}}$$