

## Esercizi di ricapitolazione

**Ripasso sulle soluzioni e sulle proprietà colligative.**

Esercizio 1:

Determinare la temperatura di congelamento di una soluzione ottenuta sciogliendo 128.0 g di cloruro di potassio in 800.0 cm<sup>3</sup> di acqua. [ $K_{cr,H_2O} = 1.853 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$ ;  $d_{H_2O} = 1.00 \text{ g/mL}$ ]

Esercizio 2:

0.900 L di una soluzione di acido cloridrico al 7.50% p/p ( $d = 1.035 \text{ kg/L}$ ) sono aggiunti a 1.50 L di una soluzione di acido cloridrico al 37.5% p/p ( $d = 1.185 \text{ kg/L}$ ). Calcolare la concentrazione molare della soluzione finale.

Esercizio 3:

Una soluzione di cloruro di calcio ha una pressione osmotica di 7.5 atm a 37°C. Calcolare la concentrazione molare della soluzione.

Esercizio 4:

Calcolare la concentrazione molare di una soluzione di cloruro di calcio che abbia la stessa pressione osmotica (isotonica) di una soluzione di cloruro di sodio contenente 18.5 g/dm<sup>3</sup>. Considerare la temperatura costante.

Esercizio 5:

L'etanolo (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH) bolle alla temperatura di 78.29°C. In una soluzione ottenuta sciogliendo 12.49 g di canfora (C<sub>10</sub>H<sub>16</sub>O, non elettrolita) in 250 mL di etanolo, la temperatura di ebollizione che si registra è di 78.80°C. Calcolare la  $K_{eb}$  dell'etanolo, sapendo che la densità dell'etanolo è pari a 0.789 g/mL.

Esercizio 6:

Calcolare la molalità e la molarità di una soluzione di KOH di concentrazione 49.10% in peso, sapendo che la densità è pari a 1.500 g/mL.

Esercizio 7:

Un composto non elettrolita ha dato all'analisi elementare i seguenti risultati: C = 40%, H = 6.66%, O = 53.33%. Sciogliendo 50 g di questo composto in 600 mL di acqua, si ottiene una soluzione che congela alla temperatura di -0.86°C. Calcolare la formula molecolare del composto, sapendo che la densità dell'acqua è pari a 1.00 g/mL e la sua costante crioscopica è  $K_{cr} = 1.86^\circ\text{C Kg/mol}$ .

Esercizio 8:

Calcolare la costante crioscopica del benzene, sapendo che una soluzione ottenuta sciogliendo 5.01 g di clorobenzene (C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>Cl) in 110 g di benzene, solidifica a 3.36°C. La temperatura di solidificazione del benzene puro è di 5.4°C. Il clorobenzene non si dissocia in soluzione.

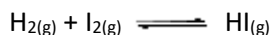
## Ripasso sui sistemi all'equilibrio allo stato gassoso.

### Esercizio 9:

2.50 g di idrogeno gassoso e 140.0 g di iodio gassoso sono posti in un recipiente di 15.0 dm<sup>3</sup> di volume ad una temperatura alla quale tutte le specie sono gassose. All'equilibrio sono presenti nel recipiente 111.2 g di acido iodidrico. Calcolare la costante di equilibrio  $K_c$  della reazione.

### Esercizio 10:

Un reattore di 3.5 L, in cui è stato fatto il vuoto, viene portato a 600°C e caricato con 50 mmol di idrogeno e 50 mmol di iodio. Sapendo che a 600°C la costante di equilibrio per la reazione (da bilanciare):



è  $K_p = 60$ . (a) Calcolare la pressione parziale di ciascuno dei prodotti all'equilibrio. (b) Dire se, ed eventualmente come, varia la pressione totale nel recipiente man mano che il sistema reagisce per portarsi all'equilibrio.

### Esercizio 11:

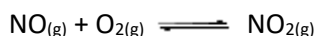
La costante di equilibrio a 950°C per la reazione:



è  $K_p = 0.64$ . (a) Calcolare le moli di ciascun componente quando si raggiunge l'equilibrio partendo da 2.0 mol di ossido di carbonio e 2.0 mol di acqua e la composizione in peso della miscela gassosa all'equilibrio. (b) Al sistema all'equilibrio di aggiungono 42 g di CO e 88 g di CO<sub>2</sub>. Stabilire in quale direzione si sposta l'equilibrio e valutare l'entità dello spostamento dalla variazione del numero di moli di idrogeno.

### Esercizio 12:

Dato l'equilibrio (da bilanciare):



Facendo reagire ad una certa temperatura 2.00 mol di NO e 1.00 mol di O<sub>2</sub>, quando l'equilibrio viene raggiunto si sono formate 1.9 mol di NO<sub>2</sub> e la pressione totale nel recipiente è di 0.80 atm. Calcolare a quella temperatura il valore di  $K_p$  per la reazione.

## Ripasso sugli equilibri acido/base e sul calcolo del pH.

### Esercizio 13:

Calcolare il pH delle seguenti soluzioni: (a) acido nitrico (acido forte) 0.5 M; (b) idrossido di sodio (base forte) 0.6 M; (c) acido formico (HCOOH, acido debole con  $K_a = 1.79 \cdot 10^{-4}$ ) 0.1 M [per l'idrolisi dell'acido, trattare l'acido come un generico HA]; (d) calcolare il pH di una soluzione di ammoniaca ( $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$ ) 0.25 M.

### Esercizio 14:

Calcolare la concentrazione delle seguenti soluzioni, di cui è noto il valore di pH: (a) acido acetico (CH<sub>3</sub>COOH, acido debole con  $K_a = 1.7 \cdot 10^{-5}$ ) a pH 3; (b) carbonato di sodio a pH 9 (per l'acido carbonico  $K_a = 2.5 \cdot 10^{-4}$ ); (c) cloruro d'ammonio (per l'ammoniaca  $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$ ) a pH 4.5; (d) idrossido di sodio a pH 9.

### Esercizio 15:

Descrivere i seguenti sistemi e indicare in maniera qualitativa (acido/basico, più acido/meno acido) cosa succede quando si fanno le aggiunte indicate:

- (a) soluzione di idrossido di sodio 0.2 M;
  - (b) soluzione di acido cloridrico 0.3 M;
  - (c) a 50 mL della soluzione (a) vengono aggiunti 50 mL della soluzione (b);
  - (d) a 50 mL della soluzione (a) vengono aggiunti 100 mL della soluzione (b);
  - (e) soluzione di acido nitroso ( $K_a = 4.5 \cdot 10^{-4}$ ) 0.4 M;
  - (f) a 50 mL della soluzione (a) vengono aggiunti 50 mL della soluzione (e);
  - (g) soluzione di ammoniaca ( $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$ ) 0.4 M;
  - (h) soluzione di cloruro d'ammonio 0.5 M;
  - (i) a 50 mL della soluzione (g) vengono aggiunti 50 mL della soluzione (h).
  - (l) a 50 mL della soluzione (b) vengono aggiunti 50 mL della soluzione (e);
- Quale di questi sistemi è un sistema tampone?

### Esercizio 16:

Calcolare il pH delle soluzioni dell'esercizio precedente.

### Esercizio 17:

Calcolare la variazione di pH che si determina quando a 500 mL di una soluzione 1.3 M in NaCN (cianuro di sodio) si aggiungono 150 mL di una soluzione di acido solforico 1.1 M. Considerare che per l'acido cianidrico, HCN,  $K_a$  è pari a  $4 \cdot 10^{-10}$ .

### Esercizio 18:

Calcolare il pH delle soluzioni che si ottengono quando a 150 mL di una soluzione di acido cloridrico al 3.7% in peso ( $d = 1.011$  g/mL) viene aggiunta una delle seguenti soluzioni: a) 150 mL di una soluzione di idrossido di sodio 1.22 M; oppure b) 150 mL di una soluzione 1.98 M di acetato di sodio,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , un sale che deriva dall'acido acetico,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . La costante di idrolisi acida dell'acido acetico è  $1.8 \cdot 10^{-5}$ .

### Esercizio 19:

Calcolare il pH della soluzione ottenuta sciogliendo 2.00 g di idrossido di sodio e 6.00 g di acido nitroso in un volume di acqua tale da ottenere  $0.10 \text{ dm}^3$  di soluzione.

### Esercizio 20:

Si calcoli la massa di idrossido di potassio per neutralizzare  $25.0 \text{ cm}^3$  di una soluzione di 0.0564 M di acido solforico.

## Soluzioni.

Esercizio 1:  $T_{cr,soluzione} = -7.953^{\circ}\text{C}$

Esercizio 2:  $M = 8.42 \text{ mol/L}$

Esercizio 3:  $M = 0.0982 \text{ mol/L}$

Esercizio 4:  $M = 0.211 \text{ mol/L}$

Esercizio 5:  $K_{eb} = 1.23^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg/mol}$

Esercizio 6:  $M = 13.13 \text{ mol/L}$ ;  $m = 17.20 \text{ mol/kg}$

Esercizio 7:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

Esercizio 8:  $K_{cr} = 5.04^{\circ}\text{C}\cdot\text{kg/mol}$

Esercizio 9:  $K_c = 7.97$

Esercizio 10: (a)  $P_{\text{I}_2,\text{eq}} = P_{\text{H}_2,\text{eq}} = 0.210 \text{ atm}$ ,  $P_{\text{HI},\text{eq}} = 1.63 \text{ atm}$ . (b) La pressione non varia nel corso della reazione perché non varia il numero di moli tra reagenti e prodotti.

Esercizio 11: (a)  $n_{\text{CO}_2,\text{eq}} = n_{\text{H}_2,\text{eq}} = 0.89 \text{ mol}$ ,  $n_{\text{CO},\text{eq}} = n_{\text{H}_2\text{O},\text{eq}} = 1.11 \text{ mol}$ ,  $\%_{\text{H}_2} = 1.96\%$ ,  $\%_{\text{CO}_2} = 42.5\%$ ,  $\%_{\text{CO}} = 33.8\%$ ,  $\%_{\text{H}_2\text{O}} = 21.7\%$ . (b) L'equilibrio si sposta verso i reagenti,  $\Delta n_{\text{H}_2} = -0.11 \text{ mol}$ .

Esercizio 12:  $K_p = 1.8 \cdot 10^4$ .

Esercizio 13: (a)  $\text{pH} = 0.30$ . (b)  $\text{pH} = 13.78$ . (c)  $\text{pH} = 2.38$ . (d)  $\text{pH} = 11.32$ .

Esercizio 14: (a)  $[\text{CH}_3\text{COOH}] = 0.06 \text{ M}$ . (b)  $[\text{Na}_2\text{CO}_3] = 2.5 \text{ M}$ . (c)  $[\text{NH}_4\text{Cl}] = 1.80 \text{ M}$ . (d)  $[\text{NaOH}] = 10^{-5} \text{ M}$ .

Esercizio 15: (a) Basica. (b) Acida. (c) Acida. (d) Acida, più acida di c perché si aggiunge più acido cloridrico. (e) Acida, meno di b perché l'acido nitroso è più debole dell'acido cloridrico. (f) Soluzione tampone a pH circa 3.8. (g) Basica, meno basica di a. (h) Acida, meno acida sia di b che di e perché lo ione ammonio è un acido più debole sia dell'acido cloridrico che dell'acido nitroso. (i) Soluzione tampone a pH circa 9.3. (l) Acida, più o meno come b perché l'equilibrio di idrolisi acida dell'acido nitroso è spostato verso i reagenti.

Esercizio 16: (a)  $\text{pH} = 13.30$ . (b)  $\text{pH} = 0.52$ . (c)  $\text{pH} = 1.30$ . (d)  $\text{pH} = 0.88$ . (e)  $\text{pH} = 1.88$ . (f)  $\text{pH} = 3.82$ . (g)  $\text{pH} = 11.43$ . (h)  $\text{pH} = 4.78$ . (i)  $\text{pH} = 9.16$ . (l)  $\text{pH} = 1.00$ .

Esercizio 17:  $\Delta\text{pH} = 2.59$ .

Esercizio 18: (a)  $\text{pH} = 12.98$ . (b)  $\text{pH} = 4.71$ .

Esercizio 19:  $\text{pH} = 3.15$ .

Esercizio 20:  $m_{\text{KOH}} = 0.158 \text{ g}$ .