

CAPITOLO 10

Le proprietà fisiche delle soluzioni

10.7 CsF è un solido ionico; le attrazioni ione – ione sono troppo forti per dominare nel processo di solubilizzazione nel benzene. L'interazione ione – dipolo è troppo debole per stabilizzare lo ione. Le molecole di naftalene apolari formano un solido molecolare in cui i legami tra le singole particelle sono deboli forze di dispersione. Le stesse forze operano nel benzene liquido provocando la solubilizzazione del naftalene con relativa facilità. Simile scioglie simile.

10.8 Strategia: nel predire la solubilità, ricorda il detto: simile scioglie simile. Un soluto apolare si scioglierà in un solvente apolare; i composti ionici generalmente si sciolgono nei solventi polari a causa delle favorevoli interazioni ione – dipolo; i soluti che possono formare legami idrogeno con un solvente avranno alta solubilità nel solvente.

Soluzione: nell'etanolo liquido la principale attrazione intermolecolare è il forte legame idrogeno (attrazione dipolo – dipolo), ma nel cicloesano liquido le forze intermolecolari sono forze di dispersione perché il cicloesano è apolare. Il cicloesano non può formare legami idrogeno con l'etanolo, e quindi non può attrarre le molecole di etanolo abbastanza intensamente per formare una soluzione.

10.9 L'ordine crescente di solubilità è: $O_2 < Br_2 < LiCl < CH_3OH$. Il metanolo è miscibile con l'acqua a causa del forte legame idrogeno. LiCl è un solido ionico ed è molto solubile a causa dell'alta polarità delle molecole d'acqua. Sia l'idrogeno che il bromo sono apolari ed esercitano soltanto deboli forze di dispersione. Il bromo è una molecola più grande ed è quindi più polarizzabile e suscettibile ad attrazioni dipolo – dipolo indotto.

10.10 Più è lunga la catena C – C, più la molecola “sembra simile” ad un idrocarburo e il gruppo – OH diventa meno importante. Quindi, all'aumentare della lunghezza della catena C- C, la molecola diventa meno polare. Poiché “simile scioglie simile”, come la catena diventa apolare, la solubilità nell'acqua polare diminuisce. Il gruppo –OH degli alcoli può formare forti legami idrogeno con le molecole d'acqua, ma questa proprietà decresce all'aumentare della lunghezza della catena.

10.13 La percentuale in massa è uguale alla massa del soluto diviso la massa della soluzione (cioè soluto più solvente) per 100 (per convertire in percentuale).

$$(a) \quad \frac{5.50 \text{ g NaBr}}{78.2 \text{ g soln}} \times 100\% = 7.03\%$$

$$(b) \quad \frac{31.0 \text{ g KCl}}{(31.0 + 152) \text{ g soln}} \times 100\% = 16.9\%$$

$$(c) \quad \frac{4.5 \text{ g toluene}}{(4.5 + 29) \text{ g soln}} \times 100\% = 13\%$$

10.14 Strategia: sono note la percentuale in massa e la massa del soluto. Possiamo usare l'Equazione (12.2) del testo per calcolare la massa del solvente (acqua).

Soluzione:

(a) La percentuale in massa è definita come:

$$\text{percentuale in massa di soluto} = \frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa di soluto} + \text{massa di solvente}} \times 100\%$$

Sostituendo la percentuale in massa del soluto e la massa del soluto, possiamo calcolare la massa del solvente (acqua)

$$16.2\% = \frac{5.00 \text{ g urea}}{5.00 \text{ g urea} + \text{mass of water}} \times 100\%$$

$$(0.162)(\text{mass of water}) = 5.00 \text{ g} - (0.162)(5.00 \text{ g})$$

$$\text{massa dell'acqua} = 25.9 \text{ mg}$$

(b) Simile alla parte (a).

$$1.5\% = \frac{26.2 \text{ g MgCl}_2}{26.2 \text{ g MgCl}_2 + \text{mass of water}} \times 100\%$$

$$\text{massa dell'acqua} = 1.72 \times 10^3 \text{ g}$$

10.15

(a) La molalità è il numero di moli di saccarosio (massa molare 342.3 g/mol) diviso la massa del solvente (acqua) in kg.

$$\text{moli di saccarosio} = 14.3 \text{ g sucrose} \times \frac{1 \text{ mol}}{342.3 \text{ g sucrose}} = 0.0418 \text{ mol}$$

$$\text{Molalità} = \frac{0.0418 \text{ mol sucrose}}{0.676 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0.0618 \text{ m}$$

$$\text{(b) Molalità} = \frac{7.20 \text{ mol ethylene glycol}}{3.546 \text{ kg H}_2\text{O}} = 2.03 \text{ m}$$

$$\text{10.16 molalità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{massa del solvente (kg)}}$$

$$\text{(a) massa di 1 L di soluzione} = 1000 \text{ mL} \times \frac{1.08 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 1080 \text{ g}$$

$$\text{massa dell'acqua} = 1080 \text{ g} - \left(2.50 \text{ mol NaCl} \times \frac{58.44 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \right) = 934 \text{ g} = 0.934 \text{ kg}$$

$$m = \frac{2.50 \text{ mol NaCl}}{0.934 \text{ kg H}_2\text{O}} = 2.68 \text{ m}$$

(b) 100 g di soluzione contengono 48.2 g di KBr e 51.8 g di H₂O.

$$\text{moli di KBr} = 48.2 \text{ g KBr} \times \frac{1 \text{ mol KBr}}{119.0 \text{ g KBr}} = 0.405 \text{ mol KBr}$$

$$\text{massa di H}_2\text{O (in kg)} = 51.8 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 0.0518 \text{ kg H}_2\text{O}$$

$$m = \frac{0.405 \text{ mol KBr}}{0.0518 \text{ kg H}_2\text{O}} = 7.82 \text{ m}$$

10.17 In ogni caso consideriamo un litro di soluzione. Massa della soluzione = volume x densità.

(a) massa di zucchero =

$$1.22 \text{ mol sugar} \times \frac{342.3 \text{ g sugar}}{1 \text{ mol sugar}} = 418 \text{ g sugar} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 0.418 \text{ kg sugar}$$

$$\text{massa della soluzione} = 1000 \text{ mL} \times \frac{1.12 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 1120 \text{ g} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 1.120 \text{ kg}$$

$$\text{molalità} = \frac{1.22 \text{ mol sugar}}{(1.120 - 0.418) \text{ kg H}_2\text{O}} = 1.74 \text{ m}$$

$$\text{(b) massa di NaOH} = 0.87 \text{ mol NaOH} \times \frac{40.00 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 35 \text{ g NaOH}$$

$$\text{massa del solvente (H}_2\text{O)} = 1040 \text{ g} - 35 \text{ g} = 1005 \text{ g} = 1.005 \text{ kg}$$

$$\text{molalità} = \frac{0.87 \text{ mol NaOH}}{1.005 \text{ kg H}_2\text{O}} = 0.87 \text{ m}$$

10.18 Assumiamo di avere 1.0 L di una soluzione 0.010 M.

Assumendo una densità della soluzione pari a 1.0 g/mL, la massa di 1.0 L (1000 mL) della soluzione è 1000 g oppure 1.0×10^3 g.

$$\text{La massa di 0.010 moli di urea è: } 0.010 \text{ mol urea} \times \frac{60.06 \text{ g urea}}{1 \text{ mol urea}} = 0.60 \text{ g urea}$$

La massa del solvente è:

$$(\text{massa soluzione}) - (\text{massa soluto}) = (1.0 \times 10^3 \text{ g}) - (0.60 \text{ g}) = 1.0 \times 10^3 \text{ g} = 1.0 \text{ kg}$$

$$m = \frac{\text{moles solute}}{\text{mass solvent}} = \frac{0.010 \text{ mol}}{1.0 \text{ kg}} = 0.010 \text{ m}$$

10.19 Troviamo il volume dell'etanolo nel gin con gradazione pari a 75. Notiamo che gradazione 75 significa (75/2)%.

$$\text{Volume} = 1.00 \text{ L} \times \left(\frac{75}{2} \right) \% = 0.38 \text{ L} = 3.8 \times 10^2 \text{ mL}$$

$$\text{Massa di etanolo} = (3.8 \times 10^2 \text{ mL}) \times \frac{0.798 \text{ g}}{1 \text{ mL}} = 3.0 \times 10^2 \text{ g}$$

10.20

(a) Convertendo percentuale in massa in molalità.

Strategia: nel risolvere questo tipo di problema, è conveniente assumere che partiamo con 100 g di soluzione. Se la massa dell'acido solforico è 98% di 100.0 g o 98.0 g, la percentuale in massa dell'acqua deve essere $100.0\% - 98.0\% = 2.0\%$. La massa dell'acqua in 100 g di soluzione sarà 2.0 g. Dalla definizione di molalità, dobbiamo trovare le moli di soluto (acido solforico) e i chilogrammi del solvente (acqua).

Soluzione: poiché la definizione di molalità è $\text{molalità} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{massa solvente (kg)}}$

convertiamo prima 98.0 g di H₂SO₄ in moli di H₂SO₄ usando la sua massa molare, poi convertiamo 2.0 g di H₂O in chilogrammi.

$$98.0 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98.09 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0.999 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$2.0 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 2.0 \times 10^{-3} \text{ kg H}_2\text{O}$$

Infine, dividiamo le moli di soluto per la massa del solvente in kg per calcolare la molalità della soluzione.

$$m = \frac{\text{mol soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{0.999 \text{ mol}}{2.0 \times 10^{-3} \text{ kg}} = 5.0 \times 10^2 \text{ m}$$

(b) Convertendo la molalità in molalità.

Strategia: dalla parte (a), sappiamo le moli di soluto (0.999 moli di H₂SO₄) e la massa della soluzione (100.0 g). Per calcolare la molarità, abbiamo bisogno del volume della soluzione, che possiamo calcolare dalla sua massa e densità.

Soluzione: usiamo prima la densità della soluzione come fattore di conversione per ottenere il volume della soluzione.

$$? \text{ volume soluzione} = 100.0 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mL}}{1.83 \text{ g}} = 54.6 \text{ mL} = 0.0546 \text{ L}$$

Poiché noi già conosciamo le moli di soluto da (a), 0.999 moli di H₂SO₄, dividiamo le moli di soluto per i litri della soluzione per calcolare la molarità della soluzione.

$$M = \frac{\text{mol di soluto}}{\text{L di soluzione}} = \frac{0.999 \text{ mol}}{0.0546 \text{ L}} = 18.3 \text{ M}$$

10.21

$$\text{mol NH}_3 = 30.0 \text{ g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17.03 \text{ g NH}_3} = 1.76 \text{ mol NH}_3$$

$$\text{Volume della soluzione} = 100.0 \text{ g soln} \times \frac{1 \text{ mL}}{0.982 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.102 \text{ L}$$

$$\text{molarità} = \frac{1.76 \text{ mol NH}_3}{0.102 \text{ L soln}} = 17.3 \text{ M}$$

$$\text{kg di solvente (H}_2\text{O)} = 70.0 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} = 0.0700 \text{ kg H}_2\text{O}$$

$$\text{molalità} = \frac{1.76 \text{ mol NH}_3}{0.0700 \text{ kg H}_2\text{O}} = 25.1 \text{ m}$$

10.22 Assumiamo 100.0 g di soluzione.

(a) La massa dell'etanolo nella soluzione è $0.100 \times 100.0 \text{ g} = 10.0 \text{ g}$. La massa dell'acqua è $100.0 \text{ g} - 10.0 \text{ g} = 90.0 \text{ g} = 0.0900 \text{ kg}$. La quantità di etanolo in moli è:

$$10.0 \text{ g ethanol} \times \frac{1 \text{ mol}}{46.07 \text{ g}} = 0.217 \text{ mol ethanol}$$

$$m = \frac{\text{mol solute}}{\text{kg solvent}} = \frac{0.217 \text{ mol}}{0.0900 \text{ kg}} = 2.41 \text{ m}$$

(b) Il volume della soluzione è:

$$100.0 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mL}}{0.984 \text{ g}} = 102 \text{ mL} = 0.102 \text{ L}$$

La quantità di etanolo in moli è 0.217 moli [parte (a)].

$$M = \frac{\text{mol solute}}{\text{liters of soln}} = \frac{0.217 \text{ mol}}{0.102 \text{ L}} = 2.13 \text{ M}$$

(c) Volume soluzione = $0.125 \text{ mol} \times \frac{1 \text{ L}}{2.13 \text{ mol}} = 0.0587 \text{ L} = 58.7 \text{ mL}$

10.25 Per prima cosa calcola il numero di moli di KI necessarie per preparare la soluzione.

$$\text{mol KI} = \frac{2.80 \text{ mol KI}}{1000 \text{ mL soln}} \times (5.00 \times 10^2 \text{ mL soln}) = 1.40 \text{ mol KI}$$

Per convertire in grammi di KI:

$$1.40 \text{ mol KI} \times \frac{166.0 \text{ g KI}}{1 \text{ mol KI}} = 232 \text{ g KI}$$

10.26

Procedimento: Quanti moli di NaNO_3 contengono 250 mL di una soluzione 0.707 M di questo sale? Come trasformi le moli in grammi?

Soluzione: Dalla molarità (0.707 M), possiamo calcolare le moli di NaNO_3 necessarie per preparare 250 mL di soluzione.

$$\text{Moles NaNO}_3 = \frac{0.707 \text{ mol NaNO}_3}{1000 \text{ mL soln}} \times 250 \text{ mL soln} = 0.177 \text{ mol}$$

Quindi, usiamo la massa molare di NaNO_3 come fattore di conversione per convertire le moli in grammi.

$$\mathcal{M}(\text{NaNO}_3) = 85.00 \text{ g/mol.}$$

$$0.177 \text{ mol NaNO}_3 \times \frac{85.00 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ mol NaNO}_3} = 15.0 \text{ g NaNO}_3$$

Per preparare la soluzione, **sciogli 15.0 g di NaNO_3 in una quantità sufficiente di acqua per preparare 250 mL di soluzione.**

Verifica: In una stima grossolana, la massa dovrebbe essere data da [molarità (mol/L) x volume (L) = moli x massa molare (g/mol) = grammi]. Arrotondiamo la molarità ad 1 M e la massa molare a 80 g, dal momento che stiamo solo facendo una stima. Questo dà: []. Ciò è un valore vicino alla nostra risposta di 15.0 g.

10.27

$$\text{mol} = M \times L$$

$$60.0 \text{ mL} = 0.0600 \text{ L}$$

$$\text{mol MgCl}_2 = \frac{0.100 \text{ mol MgCl}_2}{1 \text{ L soln}} \times 0.0600 \text{ L soln} = 6.00 \times 10^{-3} \text{ mol MgCl}_2$$

10.28 Dal momento che il problema richiede i grammi di soluto (KOH), dovresti pensare di calcolare le moli di soluto dalla molarità e dal volume della soluzione. Quindi, puoi trasformare le moli di soluto in grammi di soluto.

$$? \text{ moli KOH soluto} = 5.50 \text{ moli di soluto} / 1000 \text{ mL di soluzione} \times 35 \text{ mL di soluzione}$$

La massa molare di KOH è 56.11 g/mol. Usa questo fattore di conversione per calcolare i grammi di KOH.

$$? \text{ grams KOH} = 0.193 \text{ mol KOH} \times \frac{56.11 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 10.8 \text{ g KOH}$$

10.29

Molar mass of $C_2H_5OH = 46.07 \text{ g/mol}$; molar mass of $C_{12}H_{22}O_{11} = 342.3 \text{ g/mol}$; molar mass of $NaCl = 58.44 \text{ g/mol}$.

$$(a) \quad ? \text{ mol } C_2H_5OH = 29.0 \text{ g } C_2H_5OH \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{46.07 \text{ g } C_2H_5OH} = 0.629 \text{ mol } C_2H_5OH$$

$$\text{Molarity} = \frac{\text{mol solute}}{\text{L of soln}} = \frac{0.629 \text{ mol } C_2H_5OH}{0.545 \text{ L soln}} = \mathbf{1.15 \text{ M}}$$

$$(b) \quad ? \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11} = 15.4 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} \times \frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{342.3 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}} = 0.0450 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}$$

$$\text{Molarity} = \frac{\text{mol solute}}{\text{L of soln}} = \frac{0.0450 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{74.0 \times 10^{-3} \text{ L soln}} = \mathbf{0.608 \text{ M}}$$

$$(c) \quad ? \text{ mol } NaCl = 9.00 \text{ g } NaCl \times \frac{1 \text{ mol } NaCl}{58.44 \text{ g } NaCl} = 0.154 \text{ mol } NaCl$$

$$\text{Molarity} = \frac{\text{mol solute}}{\text{L of soln}} = \frac{0.154 \text{ mol } NaCl}{86.4 \times 10^{-3} \text{ L soln}} = \mathbf{1.78 \text{ M}}$$

10.31 Per prima cosa, calcola le moli di ciascun soluto. Quindi puoi calcolare il volume (in L) dalla molarità e il numero di moli di soluto.

$$(a) \quad ? \text{ mol } NaCl = 2.14 \text{ g } NaCl \times \frac{1 \text{ mol } NaCl}{58.44 \text{ g } NaCl} = 0.0366 \text{ mol } NaCl$$

$$\text{L soln} = \frac{\text{mol solute}}{\text{Molarity}} = \frac{0.0366 \text{ mol } NaCl}{0.270 \text{ mol/L}} = 0.136 \text{ L} = \mathbf{136 \text{ mL soln}}$$

$$(b) \quad ? \text{ mol } C_2H_5OH = 4.30 \text{ g } C_2H_5OH \times \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{46.07 \text{ g } C_2H_5OH} = 0.0933 \text{ mol } C_2H_5OH$$

$$\text{L soln} = \frac{\text{mol solute}}{\text{Molarity}} = \frac{0.0933 \text{ mol } C_2H_5OH}{1.50 \text{ mol/L}} = 0.0622 \text{ L} = \mathbf{62.2 \text{ mL soln}}$$

$$(c) \quad ? \text{ mol } CH_3COOH = 0.85 \text{ g } CH_3COOH \times \frac{1 \text{ mol } CH_3COOH}{60.05 \text{ g } CH_3COOH} = 0.014 \text{ mol } CH_3COOH$$

$$\text{L soln} = \frac{\text{mol solute}}{\text{Molarity}} = \frac{0.014 \text{ mol } CH_3COOH}{0.30 \text{ mol/L}} = 0.047 \text{ L} = \mathbf{47 \text{ mL soln}}$$

10.32 Un campione di 250 mL di una soluzione 0.100 M contiene 0.0250 mol di soluto (moli = $M \times L$). Il calcolo è per ciascun caso lo stesso:

$$(a) \quad 0.0250 \text{ mol CsI} \times \frac{259.8 \text{ g CsI}}{1 \text{ mol CsI}} = \mathbf{6.50 \text{ g CsI}}$$

$$(b) \quad 0.0250 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \times \frac{98.09 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = \mathbf{2.45 \text{ g H}_2\text{SO}_4}$$

$$(c) \quad 0.0250 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{106.0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = \mathbf{2.65 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}$$

$$(d) \quad 0.0250 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \times \frac{294.2 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \mathbf{7.36 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$$

$$(e) \quad 0.0250 \text{ mol KMnO}_4 \times \frac{158.0 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} = \mathbf{3.95 \text{ g KMnO}_4}$$

10.35 $M_{\text{iniziale}}V_{\text{iniziale}} = M_{\text{finale}}V_{\text{finale}}$

Puoi risolvere algebricamente l'equazione in funzione di V_{iniziale} . Sostituisci nell'equazione le quantità fornite risolvendo in funzione di un volume di HCl 2.00 M necessario per preparare 1.00 L di una soluzione 0.646 M di HCl.

$$V_{\text{initial}} = \frac{M_{\text{final}} \times V_{\text{final}}}{M_{\text{initial}}} = \frac{0.646 \text{ M} \times 1.00 \text{ L}}{2.00 \text{ M}} = \mathbf{0.323 \text{ L} = 323 \text{ mL}}$$

Per preparare la soluzione 0.646 M, dovresti diluire 323 mL della soluzione 2.00 M di HCl ad un volume finale di 1.00 L.

10.36

Procedimento: Dal momento che il volume della soluzione finale è maggiore di quello della soluzione iniziale, la concentrazione della soluzione diminuisce, ma il numero di moli di soluto rimane costante.

Svolgimento: Ci prepariamo al calcolo mettendo in tabella i nostri dati.

$$M_i = 0.866 \text{ M} \quad M_f = ?$$

$$V_i = 25.0 \text{ mL} \quad V_f = 500 \text{ mL}$$

Sostituiamo i dati nell'Equazione (4.3) del testo.

$$M_i V_i = M_f V_f$$

$$(0.866 \text{ M})(25.0 \text{ mL}) = M_f(500 \text{ mL})$$

$$M_f = \frac{(0.866 \text{ M})(25.0 \text{ mL})}{500 \text{ mL}} = \mathbf{0.0433 \text{ M}}$$

10.37 $M_{\text{iniziale}}V_{\text{iniziale}} = M_{\text{finale}}V_{\text{finale}}$

Puoi risolvere algebricamente l'equazione in funzione di V_{iniziale} . Sostituisci nell'equazione le quantità fornite risolvendo in funzione di un volume di HNO₃ 4.00 M necessario per preparare 60.0 mL di una soluzione 0.200 M di HNO₃.

$$V_{\text{initial}} = \frac{M_{\text{final}} \times V_{\text{final}}}{M_{\text{initial}}} = \frac{0.200 \text{ M} \times 60.00 \text{ mL}}{4.00 \text{ M}} = \mathbf{3.00 \text{ mL}}$$

Per preparare la soluzione 0.200 M, dovresti diluire 3.00 mL della soluzione 4.00 M di HNO₃ ad un volume finale di 60.0 mL.

10.38 Devi calcolare il volume finale della soluzione diluita. Puoi quindi sottrarre 505 mL da questo

$$V_{\text{final}} = \frac{M_{\text{initial}}V_{\text{initial}}}{M_{\text{final}}} = \frac{(0.125 M)(505 \text{ mL})}{(0.100 M)} = 631 \text{ mL}$$

volume per calcolare la quantità finale di acqua che dovrebbe essere aggiunta.

$(631 - 505 \text{ mL}) = 126 \text{ mL di acqua}$

10.39 Moli di KMnO_4 nella prima soluzione:

$$\frac{1.66 \text{ mol}}{1000 \text{ mL soln}} \times 35.2 \text{ mL} = 0.0584 \text{ mol KMnO}_4$$

Moli di KMnO_4 nella seconda soluzione:

$$\frac{0.892 \text{ mol}}{1000 \text{ mL soln}} \times 16.7 \text{ mL} = 0.0149 \text{ mol KMnO}_4$$

Il volume totale è $35.2 \text{ mL} + 16.7 \text{ mL} = 51.9 \text{ mL}$. La concentrazione della soluzione finale è:

$$M = \frac{(0.0584 + 0.0149) \text{ mol}}{51.9 \times 10^{-3} \text{ L}} = 1.41 M$$

10.40 Moli di nitrato di calcio nella prima soluzione:

$$\frac{0.568 \text{ mol}}{1000 \text{ mL soln}} \times 46.2 \text{ mL soln} = 0.0262 \text{ mol Ca(NO}_3)_2$$

Moli di nitrato di calcio nella seconda soluzione:

$$\frac{1.396 \text{ mol}}{1000 \text{ mL soln}} \times 80.5 \text{ mL soln} = 0.112 \text{ mol Ca(NO}_3)_2$$

Il volume delle due soluzioni mischiate l'una con l'altra = $46.2 \text{ mL} + 80.5 \text{ mL} = 126.7 \text{ mL}$. La concentrazione della soluzione finale è:

$$M = \frac{(0.0262 + 0.112) \text{ mol}}{0.1267 \text{ L}} = 1.09 M$$

10.43 La quantità di sale sciolto in 100 g di acqua è:

$$\frac{3.20 \text{ g salt}}{9.10 \text{ g H}_2\text{O}} \times 100 \text{ g H}_2\text{O} = 35.2 \text{ g salt}$$

Quindi la solubilità del sale è **35.2 g di sale / 100 g di H_2O** .

10.44 A 75°C , 155 g di KNO_3 si sciolgono in 100 g di acqua per formare 255 g di soluzione. Quando è raffreddata a 25°C , restano sciolti soltanto 38.0 g di KNO_3 . Questo significa che $(155 - 38.0) \text{ g} = 117 \text{ g}$ di KNO_3 cristallizzerà.

La quantità di KNO_3 formato quando 100 g di soluzione satura a 75°C è raffreddata a 25°C può essere trovata da una semplice conversione di unità di misura.

$$100 \text{ g di soluzione satura} \times \frac{117 \text{ g KNO}_3 \text{ cristallizzato}}{255 \text{ g di soluzione satura}} = 45.9 \text{ g KNO}_3$$

10.49 Normalmente la solubilità dei gas nell'acqua diminuisce all'aumentare della temperatura (vedi Figura 12.4 del testo). Quando l'acqua nel beaker è riscaldata a 30°C , si formano bolle d'aria perché l'aria è meno solubile nell'acqua a più alte temperature. A 100°C , il punto normale di ebollizione

dell'acqua, si osserva una variazione di stato dall'acqua liquida al vapor d'acqua. Le bolle che conteranno principalmente vapor d'acqua fuggono dal liquido, sebbene ci sia anche una piccola quantità di aria presente nelle bolle alla temperatura più alta.

10.50 Normalmente la solubilità dei gas in acqua diminuisce all'aumentare della temperatura. Vedi la Figura 12.4 del testo. Facendo bollire l'acqua, diminuisce il contenuto di ossigeno. Raffreddandola rapidamente l'ossigeno gassoso dall'atmosfera non avrà tempo a sufficienza per risolversi nell'acqua e raggiungere la concentrazione all'equilibrio alla più bassa temperatura. La concentrazione dell'ossigeno nell'acqua è troppo bassa per la sopravvivenza del pesce.

10.51 Quando un gas è sciolto in equilibrio dinamico con il suo ambiente circostante, il numero di molecole di gas che entrano in soluzione (si sciolgono) è uguale al numero di molecole di gas sciolte che entrano ed escono dalla fase gassosa. Quando l'aria circostante è sostituita dall'elio, il numero di molecole che lasciano la soluzione è maggiore del numero di quelle che si sciolgono. Col passare del tempo, la concentrazione dell'aria sciolta diventa molto piccola o zero, e la concentrazione dell'elio sciolto aumenta al massimo.

10.52 Secondo la legge di Henry, la solubilità di un gas in un liquido aumenta all'aumentare della temperatura ($c = kP$). La bevanda sembra liscia sul fondo della miniera perché la pressione del diossido di carbonio è maggiore e il gas sciolto non è rilasciato dalla soluzione. Quando il minatore va in ascensore, la pressione parziale del diossido di carbonio diminuisce e il gas sciolto è rilasciato dal suo stomaco.

10.53 Calcoliamo prima il valore di K per la legge di Henry

$$k = \frac{c}{P} = \frac{0.034 \text{ mol/L}}{1 \text{ atm}} = 0.034 \text{ mol/L} \cdot \text{atm}$$

Per le condizioni atmosferiche scriviamo:

$$c = kP = (0.034 \text{ mol/L} \cdot \text{atm})(0.00030 \text{ atm}) = 1.0 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$$

10.54 Strategia: la solubilità data ci consente di calcolare la costante della legge di Henry (K), che può essere usata nella determinazione della concentrazione di N_2 a 4.0 atm. Possiamo poi confrontare le solubilità di N_2 nel sangue a pressione normale (0.80 atm) e alla pressione maggiore che il sommozzatore potrebbe incontrare (4.0 atm), per determinare le moli di N_2 quando il sommozzatore torna in superficie.

Soluzione: calcoliamo prima la costante della legge di Henry, k , usando la concentrazione di N_2 nel sangue a 0.80 atm.

$$k = \frac{c}{P}$$

$$k = \frac{5.6 \times 10^{-4} \text{ mol/L}}{0.80 \text{ atm}} = 7.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{atm}$$

Possiamo poi calcolare la concentrazione di N_2 nel sangue a 4.0 atm usando la k sopra calcolata.

$$c = kP$$

$$c = (7.0 \times 10^{-4} \text{ mol/L} \cdot \text{atm})(4.0 \text{ atm}) = 2.8 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Da ognuna delle concentrazioni di N_2 nel sangue, possiamo calcolare il numero di moli di N_2 sciolte moltiplicando per il volume totale del sangue di 5 L. Poi, possiamo calcolare il numero di moli di N_2 rilasciate quando il sommozzatore torna in superficie.

Il numero di moli di N_2 in 5.0 L di sangue a 0.80 atm è: $(5.6 \times 10^{-4} \text{ mol/L})(5.0 \text{ L}) = 2.8 \times 10^{-3} \text{ mol}$

Il numero di moli di N_2 in 5.0 L di sangue a 4.0 atm è: $(2.8 \times 10^{-3} \text{ mol/L})(5.0 \text{ L}) = 1.4 \times 10^{-2} \text{ mol}$

La quantità in moli di N_2 rilasciata quando il sommozzatore torna in superficie è:

$$(1.4 \times 10^{-2} \text{ mol}) - (2.8 \times 10^{-3} \text{ mol}) = 1.1 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Infine, possiamo calcolare il volume di N₂ rilasciato usando l'equazione dei gas ideali. La pressione totale esercitata su N₂ rilasciato è la pressione atmosferica (1 atm).

Il volume di N₂ rilasciato è:

$$V_{\text{N}_2} = \frac{nRT}{P}$$

$$V_{\text{N}_2} = \frac{(1.1 \times 10^{-2} \text{ mol})(273 + 37)\text{K}}{(1.0 \text{ atm})} \times \frac{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 0.28 \text{ L}$$

10.61

- (a) è un elettrolita forte. Il composto si dissocia completamente in ioni in soluzione.
(b) è un non elettrolita. Il composto si scioglie in acqua, ma le molecole rimangono intatte.
(c) è un elettrolita debole. Una piccola quantità del composto si dissocia in ioni in soluzione.

10.62 Quando NaCl si scioglie in acqua, si dissocia in ioni Na⁺ e Cl⁻. Quando gli ioni sono idratati, le molecole di acqua saranno orientate in maniera tale che il terminale negativo del dipolo dell'acqua interagisca con lo ione sodio carico positivamente, e il terminale positivo del dipolo dell'acqua interagisca con lo ione cloro carico negativamente. Il terminale negativo del dipolo dell'acqua è vicino all'atomo di ossigeno, mentre quello positivo è prossimo agli atomi di idrogeno. Il diagramma che meglio rappresenta l'idratazione di NaCl quando viene sciolto in acqua è (c).

10.63 Composti ionici, acidi forti e basi forti (idrossidi metallici) sono elettroliti forti (completamente dissociati in ioni del composto di partenza). Acidi deboli e basi deboli sono elettroliti deboli. Composti molecolari diversi da acidi e basi sono non elettroliti.

- (a) elettrolita molto debole
(b) elettrolita forte (composto ionico)
(c) elettrolita forte (acido forte)
(d) elettrolita debole (acido debole)
(e) non elettrolita (composto molecolare – né acido né base)

10.64 Composti ionici, acidi forti e basi forti (idrossidi metallici) sono elettroliti forti (completamente dissociati in ioni del composto di partenza). Acidi deboli e basi deboli sono elettroliti deboli. Composti molecolari diversi da acidi e basi sono non elettroliti.

- (a) elettrolita forte (ionico)
(b) non elettrolita
(c) elettrolita debole (base debole)
(d) elettrolita forte (base forte)

10.65 Dal momento che le soluzioni devono essere elettricamente neutre, qualsiasi flusso di specie cariche positivamente (cationi) deve essere controbilanciato da un flusso di specie cariche negativamente (anioni). Pertanto, la risposta corretta è (d).

10.66

- (a) Il solido NaCl non conduce. Gli ioni sono bloccati in una struttura a reticolo rigido.
(b) NaCl fuso conduce. Gli ioni si possono muovere all'interno del liquido.
(c) Una soluzione acquosa di NaCl conduce. NaCl si dissocia completamente in Na⁺ (acquoso) e Cl⁻ (acquoso) in acqua.

10.67 Misura la conducibilità per vedere se la soluzione conduce corrente. Se la soluzione è conduttrice, puoi determinare se la soluzione è un elettrolita forte o debole paragonando la sua conducibilità con quella di un elettrolita forte noto.

10.68 Dal momento che HCl sciolto in acqua conduce la corrente elettrica, HCl(aq) deve in realtà esistere sotto forma di cationi H⁺(aq) e ioni Cl⁻(aq). Dato che HCl sciolto in benzene non conduce la corrente elettrica, dobbiamo supporre che le molecole di HCl nel solvente benzene non si ionizzino, ma piuttosto esistano come molecole non ionizzate.

10.81 Il primo passaggio è calcolare il numero di moli di saccarosio e di acqua.

$$\text{Moli di saccarosio} = 396 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{342.3 \text{ g}} = 1.16 \text{ mol sucrose}$$

$$\text{Moli di acqua} = 624 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{18.02 \text{ g}} = 34.6 \text{ mol water}$$

La frazione molare dell'acqua è: $X_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{34.6 \text{ mol}}{34.6 \text{ mol} + 1.16 \text{ mol}} = 0.968$

La tensione di vapore della soluzione è calcolata come segue:

$$P_{\text{soluzione}} = X_{\text{H}_2\text{O}} \times P_{\text{H}_2\text{O}}^\circ = (0.968)(31.8 \text{ mmHg}) = \mathbf{30.8 \text{ mmHg}}$$

10.82

Strategia: dalla tensione di vapore dell'acqua a 20°C e la variazione della tensione di vapore della soluzione (2.0 mmHg), possiamo calcolare la frazione molare del saccarosio usando l'Equazione (12.7) del testo. Dalla frazione molare del saccarosio, possiamo calcolare le moli del saccarosio. Infine, convertiamo le moli di saccarosio in grammi.

Soluzione: usando l'Equazione (12.7) del testo, possiamo calcolare la frazione molare del saccarosio che provoca l'abbassamento di 2.0 mmHg nella tensione di vapore.

$$\Delta P = X_2 P_1^\circ$$

$$\Delta P = X_{\text{sucrose}} P_{\text{water}}^\circ$$

$$X_{\text{sucrose}} = \frac{\Delta P}{P_{\text{water}}^\circ} = \frac{2.0 \text{ mmHg}}{17.5 \text{ mmHg}} = 0.11$$

Dalla definizione di frazione molare, possiamo calcolare le moli di saccarosio.

$$X_{\text{saccarosio}} = \frac{n_{\text{saccarosio}}}{n_{\text{acqua}} + n_{\text{saccarosio}}}$$

$$\text{moli di acqua} = 552 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{18.02 \text{ g}} = 30.6 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$X_{\text{saccarosio}} = 0.11 = \frac{n_{\text{sucrose}}}{30.6 + n_{\text{sucrose}}}$$

$$n_{\text{saccarosio}} = 3.8 \text{ mol saccarosio}$$

Usando la massa molare del saccarosio come fattore di conversione, possiamo calcolare la massa del saccarosio.

$$\mathbf{\text{massa del saccarosio}} = 3.8 \text{ mol sucrose} \times \frac{342.3 \text{ g sucrose}}{1 \text{ mol sucrose}} = \mathbf{1.3 \times 10^3 \text{ g sucrose}}$$

10.83 Chiamiamo il benzene componente 1 e la canfora componente 2.

$$P_1 = X_1 P_1^\circ = \left(\frac{n_1}{n_1 + n_2} \right) P_1^\circ$$

$$n_1 = 98.5 \text{ g benzene} \times \frac{1 \text{ mol}}{78.11 \text{ g}} = 1.26 \text{ mol benzene}$$

$$n_2 = 24.6 \text{ g camphor} \times \frac{1 \text{ mol}}{152.2 \text{ g}} = 0.162 \text{ mol camphor}$$

$$P_1 = \frac{1.26 \text{ mol}}{(1.26 + 0.162) \text{ mol}} \times 100.0 \text{ mmHg} = \mathbf{88.6 \text{ mmHg}}$$

10.84 Per tutte le soluzioni la somma delle frazioni molari dei componenti è sempre 1.00, così la frazione molare dell'1-propanolo è 0.700. Le pressioni parziali sono:

$$P_{\text{etanolo}} = X_{\text{etanolo}} \times P_{\text{etanolo}}^\circ = (0.300)(100 \text{ mmHg}) = \mathbf{30.0 \text{ mmHg}}$$

$$P_{1\text{-propanolo}} = X_{1\text{-propanolo}} \times P^{\circ}_{1\text{-propanolo}} = (0.700)(37.6 \text{ mmHg}) = \mathbf{26.3 \text{ mmHg}}$$

La fase di vapore è più ricca in uno dei componenti rispetto alla soluzione? Quale componente? Questo potrebbe essere sempre vero per le soluzioni ideali?

10.85

(a) Per prima cosa troviamo le frazioni molari dei componenti della soluzione.

$$\text{Moles methanol} = 30.0 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{32.04 \text{ g}} = 0.936 \text{ mol CH}_3\text{OH}$$

$$\text{Moles ethanol} = 45.0 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{46.07 \text{ g}} = 0.977 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

$$X_{\text{methanol}} = \frac{0.936 \text{ mol}}{0.936 \text{ mol} + 0.977 \text{ mol}} = 0.489$$

$$X_{\text{ethanol}} = 1 - X_{\text{methanol}} = 0.511$$

Le tensioni di vapore del metanolo e dell'etanolo sono:

$$P_{\text{methanol}} = (0.489)(94 \text{ mmHg}) = \mathbf{46 \text{ mmHg}}$$

$$P_{\text{ethanol}} = (0.511)(44 \text{ mmHg}) = \mathbf{22 \text{ mmHg}}$$

(b) Poiché $n = PV/RT$ e V e T sono gli stessi per entrambi i vapori, il numero di moli di ogni sostanza è proporzionale alla pressione parziale. Possiamo scrivere per le frazioni molari:

$$X_{\text{methanol}} = \frac{P_{\text{methanol}}}{P_{\text{methanol}} + P_{\text{ethanol}}} = \frac{46 \text{ mmHg}}{46 \text{ mmHg} + 22 \text{ mmHg}} = \mathbf{0.68}$$

$$X_{\text{ethanol}} = 1 - X_{\text{methanol}} = \mathbf{0.32}$$

10.86 Questo problema è molto simile al Problema 10.82

$$\Delta P = X_{\text{urea}} P^{\circ}_{\text{water}}$$

$$2.50 \text{ mmHg} = X_{\text{urea}}(31.8 \text{ mmHg})$$

$$X_{\text{urea}} = 0.0786$$

Il numero di moli dell'acqua (water) è:

$$n_{\text{water}} = 450 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}} = 25.0 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$X_{\text{urea}} = \frac{n_{\text{urea}}}{n_{\text{water}} + n_{\text{urea}}}$$

$$0.0786 = \frac{n_{\text{urea}}}{25.0 + n_{\text{urea}}}$$

$$n_{\text{urea}} = 2.13 \text{ mol}$$

$$\text{mass of urea} = 2.13 \text{ mol urea} \times \frac{60.06 \text{ g urea}}{1 \text{ mol urea}} = \mathbf{128 \text{ g of urea}}$$

10.87

$$\Delta T_b = K_b m = (2.53^\circ\text{C}/m)(2.47 m) = \mathbf{6.25^\circ\text{C}}$$

Il nuovo **punto di ebollizione** è $80.1^{\circ}\text{C} + 6.25^{\circ}\text{C} = 86.4^{\circ}\text{C}$

$$\Delta T_f = K_{fm} = (5.12^{\circ}\text{C}/m)(2.47 m) = 12.6^{\circ}\text{C}$$

Il nuovo **punto di congelamento** è $5.5^{\circ}\text{C} - 12.6^{\circ}\text{C} = -7.1^{\circ}\text{C}$

10.88

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{1.1^{\circ}\text{C}}{1.86^{\circ}\text{C}/m} = 0.59 m$$

10.89

METODO 1: la formula empirica può essere calcolata dai dati di massa percentuale assumendo un campione di 100.0 g.

$$\text{Moles C} = 80.78 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{12.01 \text{ g}} = 6.726 \text{ mol C}$$

$$\text{Moles H} = 13.56 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{1.008 \text{ g}} = 13.45 \text{ mol H}$$

$$\text{Moles O} = 5.66 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{16.00 \text{ g}} = 0.354 \text{ mol O}$$

Questo dà la formula: $\text{C}_{6.726}\text{H}_{13.45}\text{O}_{0.354}$. Dividendo per il pedice più piccolo (0.354) otteniamo la formula empirica, $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$.

L'abbassamento crioscopico è $\Delta T_f = 5.5^{\circ}\text{C} - 3.37^{\circ}\text{C} = 2.1^{\circ}\text{C}$. Questo significa una molalità per la soluzione di:

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{2.1^{\circ}\text{C}}{5.12^{\circ}\text{C}/m} = 0.41 m$$

Poiché la massa del solvente è 8.50 g o 0.00850 kg, la quantità di soluto è:

$$\frac{0.41 \text{ mol}}{1 \text{ kg benzene}} \times 0.00850 \text{ kg benzene} = 3.5 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Poiché 1.00 g di campione rappresenta 3.5×10^{-3} moli, la massa molare è:

$$\text{massa molare} = \frac{1.00 \text{ g}}{3.5 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 286 \text{ g/mol}$$

La massa della formula empirica è 282 g/mol, così la formula molecolare è uguale alla formula empirica, $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$.

METODO 2: usiamo i dati del punto di congelamento come sopra per determinare la massa molare.

massa molare = 286 g/mol

Moltiplichiamo la massa percentuale (convertita in decimale) di ogni elemento per la massa molare per ottenere i grammi di ogni elemento. Usiamo poi la massa molare per ottenere le moli di ogni elemento.

$$n_{\text{C}} = (0.8078) \times (286 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 19.2 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = (0.1356) \times (286 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 38.5 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = (0.0566) \times (286 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 1.01 \text{ mol O}$$

Poiché usiamo la massa molare per calcolare le moli di ogni elemento presente nel composto, questo metodo dà direttamente la formula molecolare. La formula è $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$.

10.90

METODO 1:

Strategia: per prima cosa, possiamo determinare la formula empirica dai dati di massa percentuale. Possiamo poi determinare la massa molare dall'abbassamento crioscopico. Infine, dalla formula empirica e dalla massa molare, possiamo calcolare la formula molecolare.

Soluzione: se assumiamo di avere 100 g del composto, ogni percentuale può essere convertita direttamente in grammi. In questo campione, ci saranno 40.0 g di C, 6.7 g di H, e 53.3 g di O. Poiché i pedici nella formula rappresentano un rapporto molare, dobbiamo convertire i grammi di ogni elemento in moli. Il fattore di conversione necessario è la massa molare di ogni elemento. Con n rappresentiamo il numero di moli di ogni elemento così che

$$n_{\text{C}} = 40.0 \text{ g C} \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 3.33 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = 6.7 \text{ g H} \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 6.6 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = 53.3 \text{ g O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 3.33 \text{ mol O}$$

Così, arriviamo alla formula $\text{C}_{3.33}\text{H}_{6.6}\text{O}_{3.3}$, che dà l'identità e i rapporti degli atomi presenti. Tuttavia, le formule chimiche sono scritte con dei numeri interi. Cerchiamo di ottenere dei numeri interi dividendo tutti i pedici per il pedice più piccolo.

$$\text{C: } \frac{3.33}{3.33} = 1.00 \quad \text{H: } \frac{6.6}{3.33} = 2.0 \quad \text{O: } \frac{3.33}{3.33} = 1.00$$

Questo ci dà la formula empirica, CH_2O .

Ora, possiamo usare il dato del punto di congelamento per determinare la massa molare. Calcoliamo prima la molalità della soluzione.

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{1.56^\circ\text{C}}{8.00^\circ\text{C}/m} = 0.195 \text{ m}$$

Moltiplicando la molalità per la massa del solvente (in kg) otteniamo le moli del soluto sconosciuto.

$$\text{?moli di soluto sconosciuto} = \frac{0.195 \text{ moli di soluto}}{1 \text{ kg di difenile}} \times 0.0278 \text{ kg di difenile} = 0.00542 \text{ mol di soluto}$$

$$\text{massa molare dello sconosciuto} = \frac{0.650 \text{ g}}{0.00542 \text{ mol}} = 1.20 \times 10^2 \text{ g/mol}$$

Infine, confrontiamo la massa molare empirica con la massa molare sovrastante. Massa molare empirica:

$$12.01 \text{ g} + 2(1.008 \text{ g}) + 16.00 \text{ g} = 30.03 \text{ g/mol}$$

Il numero delle unità di (CH_2O) presenti nella formula molecolare è:

$$\frac{\text{massa molare}}{\text{massa molare empirica}} = \frac{1.20 \times 10^2 \text{ g}}{30.03 \text{ g}} = 4.00$$

Così ci sono quattro unità CH_2O in ogni molecola del composto, quindi la formula molecolare è $(\text{CH}_2\text{O})_4$ o $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_4$.

METODO 2:

Strategia: come nel Metodo 1, determiniamo la massa molare dello sconosciuto dai dati del punto di congelamento. Una volta nota la massa molare, possiamo moltiplicare la massa percentuale di ogni

elemento (convertita in decimale) per la massa molare per ottenere i grammi di ogni elemento. Dai grammi di ogni elemento, possiamo determinare le moli e quindi il rapporto molare in cui sono combinati gli elementi.

Soluzione: usiamo i dati del punto di congelamento per determinare la massa molare. Calcoliamo prima la molalità della soluzione.

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{1.56^\circ\text{C}}{8.00^\circ\text{C}/m} = 0.195 m$$

Moltiplicando la molalità per la massa del solvente (in kg) otteniamo le moli del soluto sconosciuto. Dividendo poi la massa del soluto (in g) per le moli del soluto, abbiamo la sua massa molare.

$$\text{?moli di soluto sconosciuto} = \frac{0.195 \text{ moli di soluto}}{1 \text{ kg di difenile}} \times 0.0278 \text{ kg di difenile} = 0.00542 \text{ mol di soluto}$$

$$\text{massa molare dello sconosciuto} = \frac{0.650 \text{ g}}{0.00542 \text{ mol}} = 1.20 \times 10^2 \text{ g/mol}$$

Poi, moltiplichiamo la massa percentuale (convertita in decimale) di ogni elemento per la massa molare per ottenere i grammi di ogni elemento. Usiamo poi la massa molare per ottenere le moli di ogni elemento.

$$n_{\text{C}} = (0.400) \times (1.20 \times 10^2 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 4.00 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = (0.067) \times (1.20 \times 10^2 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 7.98 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = (0.533) \times (1.20 \times 10^2 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 4.00 \text{ mol O}$$

Poiché usiamo la massa molare per calcolare le moli di ogni elemento presente nel composto, questo metodo dà direttamente la formula molecolare. La formula è $\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_4$.

10.91 Noi vogliamo un abbassamento crioscopico di 20°C .

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{20^\circ\text{C}}{1.86^\circ\text{C}/m} = 10.8 m$$

La massa del glicole etilenico (EG) in 6.5 L o 6.5 kg di acqua è:

$$\text{mass EG} = 6.50 \text{ kg H}_2\text{O} \times \frac{10.8 \text{ mol EG}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \times \frac{62.07 \text{ g EG}}{1 \text{ mol EG}} = 4.36 \times 10^3 \text{ g EG}$$

Il volume di glicole etilenico necessario è:

$$V = (4.36 \times 10^3 \text{ g EG}) \times \frac{1 \text{ mL EG}}{1.11 \text{ g EG}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 3.93 \text{ L}$$

Infine, calcoliamo il punto di ebollizione:

$$\Delta T_b = mK_b = (10.8 m)(0.52^\circ\text{C}/m) = 5.6^\circ\text{C}$$

Il **punto di ebollizione** della soluzione sarà $100.0^\circ\text{C} + 5.6^\circ\text{C} = 105.6^\circ\text{C}$.

10.92 Calcoliamo prima il numero di moli del gas usando l'equazione dei gas ideali.

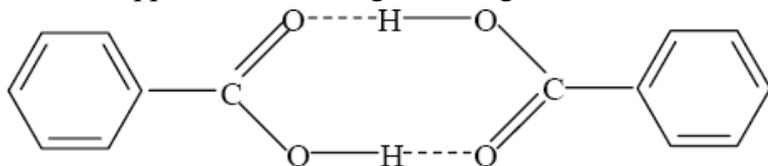
$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{\left(748 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}\right)(4.00 \text{ L})}{(27 + 273)\text{K}} \times \frac{\text{mol} \cdot \text{K}}{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}} = 0.160 \text{ mol}$$

$$\text{molalità} = \frac{0.160 \text{ mol}}{0.0580 \text{ kg benzene}} = 2.76 \text{ m}$$

$$\Delta T_f = K_f m = (5.12^\circ\text{C}/m)(2.76 \text{ m}) = 14.1^\circ\text{C}$$

$$\text{punto di congelamento} = 5.5^\circ\text{C} - 14.1^\circ\text{C} = -8.6^\circ\text{C}$$

10.93 I dati sperimentali indicano che le molecole di acido benzoico in soluzione sono associate insieme a coppie a causa del legame idrogeno



10.94 Per prima cosa dall'abbassamento crioscopico possiamo calcolare la molalità della soluzione. Vediamo la Tabella 12.2 del testo per il punto normale di congelamento ed il valore di k_f per il benzene.

$$\Delta T_f = (5.5 - 4.3)^\circ\text{C} = 1.2^\circ\text{C}$$

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{1.2^\circ\text{C}}{5.12^\circ\text{C}/m} = 0.23 \text{ m}$$

Moltiplicando la molalità per la massa del solvente (in kg) otteniamo le moli del soluto sconosciuto. Dividendo poi la massa del soluto (in g) per le moli del soluto, ne otteniamo la massa molare.

$$\text{? moli di soluto incognito} = \frac{0.23 \text{ moli di soluto}}{1 \text{ kg di benzene}} \times 0.0250 \text{ kg di benzene} = 0.0058 \text{ mol di soluto}$$

$$\text{massa molare del prodotto incognito} = \frac{2.50 \text{ g}}{0.0058 \text{ mol}} = 4.3 \times 10^2 \text{ g/mol}$$

La massa molare empirica di $\text{C}_6\text{H}_5\text{P}$ è 108.1 g/mol. Tuttavia, la formula molecolare è $(\text{C}_6\text{H}_5\text{P})_4$ o $\text{C}_{24}\text{H}_{20}\text{P}_4$.

$$\mathbf{10.95} \quad \pi = MRT = (12.36 \text{ mol/L})(0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}/\text{K}\cdot\text{mol})(22.0 + 273) \text{ K} = \mathbf{299 \text{ atm}}$$

10.96 Strategia: dobbiamo determinare la massa molare della proteina. I grammi della proteina sono dati nel problema, così abbiamo bisogno di conoscere le moli.

$$\text{massa molare della proteina} = \frac{\text{grammi di proteina}}{\text{moli di proteina}}$$

↙ nota
↘ da trovare

↗ da calcolare

Dalla pressione osmotica della soluzione, possiamo calcolare la molarità della soluzione. Poi, dalla molarità, possiamo determinare il numero di moli in 0.8330 g di proteina. Quale unità di misura useremo per π e per la temperatura?

Soluzione: calcoliamo prima la molarità usando l'Equazione (12.10) del testo.

$$\pi = MRT$$

$$M = \frac{\pi}{RT} = \frac{\left(5.20 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}\right)}{298 \text{ K}} \times \frac{\text{mol}\cdot\text{K}}{0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm}} = 2.80 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Moltiplicando la molarità per il volume della soluzione (in L) otteniamo le moli del soluto (proteina).

$$? \text{ mol di proteina} = (2.80 \times 10^{-4} \text{ mol/L})(0.170 \text{ L}) = 4.76 \times 10^{-5} \text{ mol di proteina}$$

Infine, dividendo la massa della proteina (in g) per le moli di proteina, abbiamo la sua massa molare.

$$\text{massa molare della proteina} = \frac{0.8330 \text{ g proteina}}{4.76 \times 10^{-5} \text{ mol proteina}} = 1.75 \times 10^4 \text{ g/mol}$$

10.97

Metodo 1: troviamo prima la concentrazione della soluzione, poi ricaviamo la massa molare. La concentrazione è:

$$\text{Molarità} = \frac{\pi}{RT} = \frac{1.43 \text{ atm}}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(300 \text{ K})} = 0.0581 \text{ mol/L}$$

Il volume della soluzione è 0.3000 L così il numero di moli del soluto è:

$$\frac{0.0581 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times 0.3000 \text{ L} = 0.0174 \text{ mol}$$

$$\text{La massa molare è: } \frac{7.480 \text{ g}}{0.0174 \text{ mol}} = 430 \text{ g/mol}$$

La formula empirica può essere determinata molto facilmente assumendo 100.0 g di campione della sostanza.

$$\text{Moles C} = 41.8 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{12.01 \text{ g}} = 3.48 \text{ mol C}$$

$$\text{Moles H} = 4.7 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{1.008 \text{ g}} = 4.7 \text{ mol H}$$

$$\text{Moles O} = 37.3 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{16.00 \text{ g}} = 2.33 \text{ mol O}$$

$$\text{Moles N} = 16.3 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{14.01 \text{ g}} = 1.16 \text{ mol N}$$

Si ottiene la formula $\text{C}_{3.48}\text{H}_{4.7}\text{O}_{2.33}\text{N}_{1.16}$. Dividendo per il pedice più piccolo abbiamo la formula empirica $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_2\text{N}$, che ha una massa di 86.0 g per unità formula. La massa molare è cinque volte questa quantità ($430 \div 86.0 = 5.0$), così la **formula molecolare** è $(\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_2\text{N})_5$ o $\text{C}_{15}\text{H}_{20}\text{O}_{10}\text{N}_5$. **Metodo 2:** usiamo i dati della molarità come sopra per determinare la massa molare.

$$\text{massa molare} = 430 \text{ g/mol}$$

Moltiplicando la massa percentuale (convertita in decimale) per la massa molare otteniamo i grammi di ogni elemento. Usiamo poi la massa molare per ottenerne le moli.

$$n_{\text{C}} = (0.418) \times (430 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol C}}{12.01 \text{ g C}} = 15.0 \text{ mol C}$$

$$n_{\text{H}} = (0.047) \times (430 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol H}}{1.008 \text{ g H}} = 20 \text{ mol H}$$

$$n_{\text{O}} = (0.373) \times (430 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol O}}{16.00 \text{ g O}} = 10.0 \text{ mol O}$$

$$n_{\text{N}} = (0.163) \times (430 \text{ g}) \times \frac{1 \text{ mol N}}{14.01 \text{ g N}} = 5.00 \text{ mol N}$$

Poiché usiamo la massa molare per calcolare le moli di ogni elemento nel composto, questo metodo fornisce direttamente la formula molecolare. La formula è $\text{C}_{15}\text{H}_{20}\text{O}_{10}\text{N}_5$.

10.98 Usiamo il dato della pressione osmotica per determinare la molarità.

$$M = \frac{\pi}{RT} = \frac{4.61 \text{ atm}}{(20 + 273) \text{ K}} \times \frac{\text{mol} \cdot \text{K}}{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}} = 0.192 \text{ mol/L}$$

Usiamo poi la densità e la massa della soluzione per calcolare il volume della soluzione.

$$\text{massa della soluzione} = 6.85 \text{ g} + 100.0 \text{ g} = 106.9 \text{ g soln}$$

$$\text{volume della soluzione} = 106.9 \text{ g soln} \times \frac{1 \text{ mL}}{1.024 \text{ g}} = 104.4 \text{ mL} = 0.1044 \text{ L}$$

Moltiplicando la molarità per il volume (in L) otteniamo le moli del soluto (carboidrato).

$$\text{moli del soluto} = M \times L = (0.192 \text{ mol/L})(0.1044 \text{ L}) = 0.0200 \text{ mol solute}$$

Infine dividendo la massa per le moli del carboidrato otteniamo la sua massa molare

$$\text{massa molare} = \frac{6.85 \text{ g carbohydrate}}{0.0200 \text{ mol carbohydrate}} = 343 \text{ g/mol}$$

10.103 CaCl_2 è un composto ionico (perché?) e quindi in acqua è un elettrolita. Assumendo che CaCl_2 sia un elettrolita forte e che si dissocia completamente (nessuna coppia ionica, il fattore di van't Hoff $i = 3$), la concentrazione ionica totale sarà $3 \times 0.35 = 1.05 \text{ m}$, che è maggiore rispetto alla concentrazione di 0.90 m dell'urea (non elettrolita).

(a) La soluzione di CaCl_2 ha un maggiore innalzamento ebullioscopico.

(b) La soluzione di CaCl_2 mostrerà un abbassamento crioscopico maggiore. Il punto di congelamento della soluzione di urea sarà più alto. Leggi attentamente la domanda.

(c) La soluzione di CaCl_2 avrà una maggiore diminuzione della tensione di vapore.

10.104 Il punto di ebollizione, la tensione di vapore e la pressione osmotica dipendono tutte dalla concentrazione delle particelle. Quindi queste soluzioni hanno anche uguale punto di ebollizione, pressione osmotica e tensione di vapore.

10.105 Assumiamo che tutti i sali siano completamente dissociati. Calcoliamo la molalità degli ioni nelle soluzioni.

(a) $0.10 \text{ m Na}_3\text{PO}_4$: $0.10 \text{ m} \times 4 \text{ ions/unit} = 0.40 \text{ m}$

(b) 0.35 m NaCl : $0.35 \text{ m} \times 2 \text{ ions/unit} = 0.70 \text{ m}$

(c) 0.20 m MgCl_2 : $0.20 \text{ m} \times 3 \text{ ions/unit} = 0.60 \text{ m}$

(d) $0.15 \text{ m C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$: nonelectrolyte, 0.15 m

(e) $0.15 \text{ m CH}_3\text{COOH}$: weak electrolyte, slightly greater than 0.15 m

La soluzione con la molalità minore sarà quella con il punto di congelamento più alto (minore abbassamento crioscopico): (d) > (e) > (a) > (c) > (b).

10.106 Il punto di congelamento si abbasserà maggiormente nella soluzione che contiene più particelle di soluto. Proveremo a classificare ogni soluto come elettrolita forte, debole o non elettrolita. Tutte e tre le soluzioni hanno la stessa concentrazione, così il confronto della soluzioni risulta semplice. HCl è un elettrolita forte, quindi sotto condizioni ideali si dissocerà completamente in due particelle per molecola. La concentrazione delle particelle sarà 1.00 m . L'acido acetico è un elettrolita debole, si dissocerà soltanto in piccola misura.

La concentrazione delle particelle sarà maggiore di 0.50 m , ma minore di 1.00 m . Il glucosio non è un elettrolita, così resta in soluzione sotto forma di molecole di glucosio. La concentrazione delle particelle sarà 0.50 m . Per queste soluzioni, l'ordine in cui i punti di congelamento diventano *più piccoli* è:

$$\text{glucosio } 0.50 \text{ m} > \text{acido acetico } 0.50 \text{ m} > \text{HCl } 0.50 \text{ m}$$

In altri termini, la soluzione di HCl sarà quella con un punto di congelamento minore (maggiore abbassamento crioscopico).

10.107

(a) NaCl è un elettrolita forte. La concentrazione delle particelle (ioni) è il doppio della concentrazione di NaCl. Notiamo che 135 mL di acqua hanno una massa di 135 g (perché?).

Il numero di moli di NaCl è:

$$21.2 \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol}}{58.44 \text{ g}} = 0.363 \text{ mol NaCl}$$

Possiamo poi trovare le variazioni dei punti di congelamento e di ebollizione ($i=2$)

$$m = \frac{0.363 \text{ mol}}{0.135 \text{ kg}} = 2.70 \text{ m}$$

$$\Delta T_b = iK_b m = 2(0.52^\circ\text{C}/m)(2.70 \text{ m}) = 2.8^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_f = iK_f m = 2(1.86^\circ\text{C}/m)(2.70 \text{ m}) = 10.0^\circ\text{C}$$

Il punto di ebollizione è 102.8°C ; il punto di congelamento è -10.0°C .

(b) L'urea non è un elettrolita. La concentrazione delle particelle è esattamente uguale alla concentrazione dell'urea.

La molalità della soluzione di urea è:

$$\text{moli urea} = 15.4 \text{ g urea} \times \frac{1 \text{ mol urea}}{60.06 \text{ g urea}} = 0.256 \text{ mol urea}$$

$$m = \frac{0.256 \text{ mol urea}}{0.0667 \text{ kg H}_2\text{O}} = 3.84 \text{ m}$$

$$\Delta T_b = iK_b m = 1(0.52^\circ\text{C}/m)(3.84 \text{ m}) = 2.0^\circ\text{C}$$

$$\Delta T_f = iK_f m = 1(1.86^\circ\text{C}/m)(3.84 \text{ m}) = 7.14^\circ\text{C}$$

Il punto di ebollizione è 102.0°C ; il punto di congelamento è -7.14°C .

10.108 Usando l'Equazione (12.7) del testo, possiamo calcolare la frazione molare di NaCl. Usiamo il pedice 1 per H₂O e il pedice 2 per NaCl.

$$\Delta P = X_2 P_1^\circ$$

$$X_2 = \frac{\Delta P}{P_1^\circ}$$

$$X_2 = \frac{23.76 \text{ mmHg} - 22.98 \text{ mmHg}}{23.76 \text{ mmHg}} = 0.03283$$

Assumiamo di avere 1000 g (1 kg) di acqua come solvente, visto che la definizione di molalità è moli di soluto per kg di solvente. Possiamo calcolare il numero di moli di particelle sciolte in acqua usando la definizione di frazione molare.

$$X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

$$n_1 = 1000 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18.02 \text{ g H}_2\text{O}} = 55.49 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\frac{n_2}{55.49 + n_2} = 0.03283$$

$$n_2 = 1.884 \text{ mol}$$

Poiché NaCl si dissocia per formare due particelle (ioni), il numero di moli di NaCl è la metà del suddetto risultato.

$$\text{Moli di NaCl} = 1.884 \text{ mol particelle} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{2 \text{ mol particelle}} = 0.9420 \text{ mol}$$

La molalità della soluzione è: $\frac{0.9420 \text{ mol}}{1.000 \text{ kg}} = 0.9420 \text{ m}$

10.109 Sia NaCl che CaCl₂ sono elettroliti forti. L'urea e il saccarosio non sono elettroliti. NaCl e CaCl₂ produrranno più particelle per mole di solido sciolto, provocando un maggiore abbassamento crioscopico. Inoltre, il saccarosio e l'urea creerebbero sporcizia quando fonde il ghiaccio.

10.110 Strategia: dobbiamo calcolare la pressione osmotica della soluzione di NaCl. Poiché NaCl è un elettrolita forte, *i* nell'equazione di van't Hoff è pari a 2.

$$\pi = iMRT$$

Dal momento che *R* è costante e *T* è data, dobbiamo calcolare prima la molarità della soluzione al fine di calcolare la pressione osmotica (π). Se assumiamo un dato volume di soluzione, possiamo utilizzare la densità della soluzione per determinarne la massa. La soluzione è allo 0.86% in massa di NaCl, così possiamo calcolare i grammi di NaCl nella soluzione.

Soluzione: per calcolare la molarità, assumiamo di avere 1.000 L (1.000 x 10³ mL) di soluzione. Possiamo usare la densità della soluzione come fattore di conversione per calcolare la massa di 1.000 x 10³ mL di soluzione.

$$(1.000 \times 10^3 \text{ mL soln}) \times \frac{1.005 \text{ g soln}}{1 \text{ mL soln}} = 1005 \text{ g of soln}$$

Poiché la soluzione è allo 0.86% in massa di NaCl, la massa di NaCl in soluzione è:

$$1005 \text{ g} \times \frac{0.86\%}{100\%} = 8.6 \text{ g NaCl}$$

La molarità della soluzione è:

$$\frac{8.6 \text{ g NaCl}}{1.000 \text{ L}} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.44 \text{ g NaCl}} = 0.15 \text{ M}$$

Poiché NaCl è un forte elettrolita, assumiamo che il fattore di van't Hoff sia pari a 2. Sostituendo *i*, *M*, *R* e *T* nell'equazione per la pressione osmotica, si ottiene:

$$\pi = iMRT = (2) \left(\frac{0.15 \text{ mol}}{\text{L}} \right) \left(\frac{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (310 \text{ K}) = 7.6 \text{ atm}$$

10.111 La temperatura e la molarità delle due soluzioni sono le stesse. Se dividiamo l'Equazione

(12.13) del testo per una soluzione per la stessa equazione dell'altra, possiamo trovare il rapporto dei fattori di van't Hoff in termini di pressioni osmotiche:

$$\frac{\pi_{\text{CaCl}_2}}{\pi_{\text{urea}}} = \frac{iMRT}{MRT} = i = \frac{0.605 \text{ atm}}{0.245 \text{ atm}} = 2.47$$

10.112 Dalla Tabella 12.3 del testo, $i = 1.3$

$$\pi = iMRT$$

$$\pi = (1.3) \left(\frac{0.0500 \text{ mol}}{\text{L}} \right) \left(\frac{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (295 \text{ K})$$

$$\pi = 1.6 \text{ atm}$$

10.113

I colloidi sono miscele con proprietà intermedie tra quelle omogenee e quelle eterogenee. Una miscela di gas costituisce sempre una soluzione omogenea perché le particelle sono le molecole stesse dei gas e non possono aggregarsi per formare delle unità più voluminose

10.114

I colloidi idrofili si piegano in modo tale che le parti idrofile della molecola, le parti che possono interagire favorevolmente con le molecole d'acqua mediante forze ione-dipolo o formazione di legame idrogeno, si trovino sulla superficie esterna.

I colloidi idrofobi possono essere stabilizzati dall'adsorbimento di ioni sulla loro superficie.

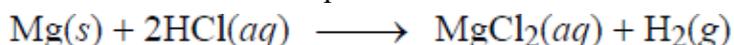
10.115 Dal momento che entrambe le soluzioni di partenza erano elettroliti forti, ti dovresti aspettare che anche una miscela delle due soluzioni dovrà essere un elettrolita forte. Tuttavia, dal momento che la luce si affievolisce, la miscela deve contenere un numero minore di ioni rispetto alla soluzione originaria. Inoltre, H^+ proveniente dall'acido solforico reagisce con OH^- proveniente dall'idrossido di bario per formare acqua. I cationi bario reagiscono con gli anioni solfato per formare solfato di bario insolubile.



Pertanto, la reazione consuma ioni in soluzione e la conducibilità decresce

10.116 L'opzione (d), 0.20 M $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, dovrebbe essere il miglior conduttore di elettricità; la concentrazione ionica totale in questa soluzione è 0.60 M. Le concentrazioni ioniche totali per le soluzioni (a) e (c) sono rispettivamente 0.40 M e 0.50 M. Possiamo scartare l'opzione (b) dal momento che l'acido acetico è un elettrolita debole.

10.117 Si inizia con un'equazione chimica bilanciata:



Dalla massa di Mg puoi calcolare le moli di Mg. Quindi, usando il rapporto molare dell'equazione su citata, puoi calcolare le moli di HCl che hanno reagito.

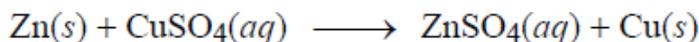
$$4.47 \text{ g Mg} \times \frac{1 \text{ mol Mg}}{24.31 \text{ g Mg}} \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Mg}} = 0.368 \text{ mol HCl reacted}$$

In seguito possiamo calcolare il numero di moli di HCl nella soluzione originaria.

$$\text{Moles HCl remaining} = 1.00 \text{ mol} - 0.368 \text{ mol} = 0.632 \text{ mol HCl}$$

$$\text{conc. of HCl after reaction} = \frac{\text{mol HCl}}{\text{L soln}} = \frac{0.632 \text{ mol HCl}}{0.500 \text{ L}} = 1.26 \text{ mol/L} = 1.26 \text{ M}$$

10.118 Utilizziamo più cifre significative in questo calcolo per evitare errori di arrotondamento. L'equazione bilanciata per l'equazione di spostamento è:



Le moli di CuSO_4 reagite con 7.89 g di zinco sono:

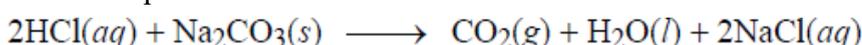
$$7.89 \text{ g Zn} \times \frac{1 \text{ mol Zn}}{65.39 \text{ g Zn}} \times \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{1 \text{ mol Zn}} = 0.12066 \text{ mol CuSO}_4$$

Il volume della soluzione 0.156 M di CuSO_4 necessario per reagire con 7.89g di Zn è:

$$\text{L of soln} = \frac{\text{mole solute}}{M} = \frac{0.12066 \text{ mol CuSO}_4}{0.156 \text{ mol/L}} = 0.773 \text{ L}$$

Credi che lo Zn sposti Cu^{2+} dalla soluzione, come mostrato nell'equazione?

10.119 L'equazione bilanciata è:



Il rapporto molare dall'equazione bilanciata è 2 moli di HCl : 1 mole di Na_2CO_3 . Le moli di HCl necessarie per reagire con 0.256 g di Na_2CO_3 sono:

$$0.256 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \times \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106.0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \times \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 4.83 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

$$\text{Molarity HCl} = \frac{\text{moles HCl}}{\text{L soln}} = \frac{4.83 \times 10^{-3} \text{ mol HCl}}{0.0283 \text{ L soln}} = 0.171 \text{ mol/L} = 0.171 \text{ M}$$

10.120

(a) Primo svolgimento:

$$0.8214 \text{ g KMnO}_4 \times \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158.0 \text{ g KMnO}_4} = 5.199 \times 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4$$

$$M = \frac{\text{mol solute}}{\text{L of soln}} = \frac{5.199 \times 10^{-3} \text{ mol KMnO}_4}{0.5000 \text{ L}} = 1.040 \times 10^{-2} \text{ M}$$

Secondo svolgimento:

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$(1.040 \times 10^{-2} \text{ M})(2.000 \text{ mL}) = M_2(1000 \text{ mL})$$

$$M_2 = 2.080 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Terzo svolgimento:

$$M_1V_1 = M_2V_2$$

$$(2.080 \times 10^{-5} \text{ M})(10.00 \text{ mL}) = M_2(250.0 \text{ mL})$$

$$M_2 = 8.320 \times 10^{-7} \text{ M}$$

(b) Dalla molarità e dal volume della soluzione finale, possiamo calcolare le moli di KMnO_4 , Quindi, la massa può essere calcolata dalla moli di KMnO_4 .

$$\frac{8.320 \times 10^{-7} \text{ mol KMnO}_4}{1000 \text{ mL of soln}} \times 250 \text{ mL} = 2.080 \times 10^{-7} \text{ mol KMnO}_4$$

$$2.080 \times 10^{-7} \text{ mol KMnO}_4 \times \frac{158.0 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ mol KMnO}_4} = 3.286 \times 10^{-5} \text{ g KMnO}_4$$

Questa massa è troppo piccola per poter essere pesata direttamente in maniera accurata.

10.121 Ci sono due moli di Cl^- per ogni mole di CaCl_2 .

(a)

$$25.3 \text{ g CaCl}_2 \times \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111.0 \text{ g CaCl}_2} \times \frac{2 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol CaCl}_2} = 0.456 \text{ mol Cl}^-$$

$$\text{Molarity Cl}^- = \frac{0.456 \text{ mol Cl}^-}{0.325 \text{ L soln}} = 1.40 \text{ mol/L} = \mathbf{1.40 M}$$

(b) Dobbiamo trasformare da mol/L a grammi in 0.100 L

$$\frac{1.40 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ L soln}} \times \frac{35.45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}^-} \times 0.100 \text{ L soln} = \mathbf{4.96 \text{ g Cl}^-}$$

10.122 Dal momento che l'aspirina è un acido monoprotico, reagirà con NaOH in un rapporto molare 1:1. Per prima cosa calcola le moli di aspirina nella compressa.

$$12.25 \text{ mL soln} \times \frac{0.1466 \text{ mol NaOH}}{1000 \text{ mL soln}} \times \frac{1 \text{ mol aspirin}}{1 \text{ mol NaOH}} = 1.796 \times 10^{-3} \text{ mol aspirin}$$

Quindi, trasforma le moli di aspirina in grani (n.d.T 1 grano = 64.79891 milligrammi) di aspirina.

$$1.796 \times 10^{-3} \text{ mol aspirin} \times \frac{180.2 \text{ g aspirin}}{1 \text{ mol aspirin}} \times \frac{1 \text{ grain}}{0.0648 \text{ g}} = 4.99 \text{ grani di aspirina in una compressa}$$

10.123 Per questo problema dobbiamo trovare le frazioni molari, la molalità e la molarità della soluzione. Per la molarità, possiamo considerare la soluzione diluita cioè con una densità pari a 1.00 g/mL. Calcoliamo prima le moli della lisozima e dell'acqua.

$$n_{\text{lisozima}} = 0.100 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{13930 \text{ g}} = 7.18 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

$$n_{\text{acqua}} = 150 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mol}}{18.02 \text{ g}} = 8.32 \text{ mol}$$

Abbassamento della tensione di vapore:

$$\Delta P = X_{\text{lysozyme}} P_{\text{water}}^{\circ} = \frac{n_{\text{lysozyme}}}{n_{\text{lysozyme}} + n_{\text{water}}} (23.76 \text{ mmHg})$$

$$\Delta P = \frac{7.18 \times 10^{-6} \text{ mol}}{[(7.18 \times 10^{-6}) + 8.32] \text{ mol}} (23.76 \text{ mmHg}) = \mathbf{2.05 \times 10^{-5} \text{ mmHg}}$$

Abbassamento crioscopico:

$$\Delta T_f = K_f m = (1.86^{\circ}\text{C}/m) \left(\frac{7.18 \times 10^{-6} \text{ mol}}{0.150 \text{ kg}} \right) = \mathbf{8.90 \times 10^{-5} ^{\circ}\text{C}}$$

Innalzamento ebullioscopico:

$$\Delta T_b = K_b m = (0.52^{\circ}\text{C}/m) \left(\frac{7.18 \times 10^{-6} \text{ mol}}{0.150 \text{ kg}} \right) = \mathbf{2.5 \times 10^{-5} ^{\circ}\text{C}}$$

Pressione osmotica: Come detto sopra, assumiamo la densità della soluzione pari a 1.00 g/mL. Il volume della soluzione sarà 150 mL.

$$\pi = MRT = \left(\frac{7.18 \times 10^{-6} \text{ mol}}{0.150 \text{ L}} \right) (0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K})(298 \text{ K}) = 1.17 \times 10^{-3} \text{ atm} = 0.889 \text{ mmHg}$$

Notiamo che soltanto la pressione osmotica è grande a sufficienza per essere misurata.

10.124 A temperatura costante, la pressione osmotica di una soluzione è proporzionale alla molarità. Quando si mescolano volumi uguali di due soluzioni, la molarità sarà la media delle molarità delle due soluzioni (considerando additivi i volumi). Poiché la pressione osmotica è proporzionale alla molarità, la pressione osmotica della soluzione sarà la media delle pressioni osmotiche delle due soluzioni.

$$\pi = \frac{2.4 \text{ atm} + 4.6 \text{ atm}}{2} = 3.5 \text{ atm}$$

10.125 L'acqua migra attraverso le pareti cellulari semipermeabili del cetriolo nella soluzione salina concentrata. Quando nuotiamo nell'oceano, perché non ci secciamo come il cetriolo? Quando nuotiamo nell'acqua fresca di una piscina, perché non ci gonfiamo ed esplodiamo?

10.126

(a) Usiamo l'Equazione (12.6) del testo per calcolare la tensione di vapore di ogni componente

$$P_1 = X_1 P_1^\circ$$

Possiamo calcolare prima la frazione molare di ogni componente.

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{1.00 \text{ mol}}{1.00 \text{ mol} + 1.00 \text{ mol}} = 0.500$$

Allo stesso modo

$$X_B = 0.500$$

Sostituiamo la frazione sopra calcolata e la tensione di vapore del solvente puro nell'Equazione (12.6) per calcolare la tensione di vapore di ogni componente della soluzione.

$$P_A = X_A P_A^\circ = (0.500)(76 \text{ mmHg}) = 38 \text{ mmHg}$$

$$P_B = X_B P_B^\circ = (0.500)(132 \text{ mmHg}) = 66 \text{ mmHg}$$

La tensione di vapore totale è la somma delle tensioni di vapore dei due componenti

$$P_{\text{Total}} = P_A + P_B = 38 \text{ mmHg} + 66 \text{ mmHg} = 104 \text{ mmHg}$$

(b) Questo problema si risolve allo stesso modo della parte (a).

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{2.00 \text{ mol}}{2.00 \text{ mol} + 5.00 \text{ mol}} = 0.286$$

Allo stesso modo,

$$X_B = 0.714$$

$$P_A = X_A P_A^\circ = (0.286)(76 \text{ mmHg}) = 22 \text{ mmHg}$$

$$P_B = X_B P_B^\circ = (0.714)(132 \text{ mmHg}) = 94 \text{ mmHg}$$

$$P_{\text{Total}} = P_A + P_B = 22 \text{ mmHg} + 94 \text{ mmHg} = 116 \text{ mmHg}$$

10.127

$$\Delta T_b = iK_b m$$

$$i = \frac{\Delta T_b}{K_b m} = \frac{0.78}{(0.52)(0.40)} = 3.8$$

10.128 Dalla pressione osmotica, possiamo calcolare la molarità della soluzione.

$$M = \frac{\pi}{RT} = \frac{\left(30.3 \text{ mmHg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}}\right)}{308 \text{ K}} \times \frac{\text{mol} \cdot \text{K}}{0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}} = 1.58 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Moltiplicando la molarità per il volume in litri della soluzione otteniamo le moli di soluto

$$(1.58 \times 10^{-3} \text{ mol solute/L soln}) \times (0.262 \text{ L soln}) = 4.14 \times 10^{-4} \text{ mol solute}$$

Dividiamo i grammi di soluto per le sue moli per calcolare la massa molare.

$$\text{massa molare del soluto} = \frac{1.22 \text{ g}}{4.14 \times 10^{-4} \text{ mol}} = 2.95 \times 10^3 \text{ g/mol}$$

10.129 Un manometro ha acqua pura sul mercurio, uno ha una soluzione 1.0 M di NaCl e l'altro ha una soluzione 1.0 M di urea. L'acqua pura avrà la tensione di vapore più alta e così spingerà con più forza la colonna di mercurio verso il basso; colonna X. Sia il sale che l'urea avranno una pressione totale inferiore rispetto all'acqua. Tuttavia, il sale si dissocia in ioni sodio e cloruro (fattore di van't Hoff $i = 2$), mentre l'urea è un composto molecolare con un fattore di van't Hoff pari a 1. Quindi la soluzione di urea abbasserà la tensione di vapore soltanto di un mezzo rispetto alla soluzione salina. Y è la soluzione di NaCl e Z è la soluzione di urea.

Assumiamo di conoscere la temperatura, potresti calcolare la distanza dalla superficie della soluzione alla sommità del manometro?

10.130 Risolviamo algebricamente l'Equazione (12.9) del testo per la molalità (m), poi sostituiamo ΔT_f e K_f nell'equazione per calcolare la molalità. Possiamo trovare il punto normale di congelamento e la K_f del benzene nella Tabella 12.2 del testo.

$$\Delta T_f = 5.5^\circ\text{C} - 3.9^\circ\text{C} = 1.6^\circ\text{C}$$

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{1.6^\circ\text{C}}{5.12^\circ\text{C}/m} = 0.31 m$$

Moltiplicando la molalità per la massa del solvente (in kg) otteniamo le moli del soluto incognito. Dividendo poi la massa del soluto (in g) per le moli del soluto, otteniamo la sua massa molare.

$$\begin{aligned} \text{?massa del soluto incognito} &= \frac{0.31 \text{ mol solute}}{1 \text{ kg benzene}} \times (8.0 \times 10^{-3} \text{ kg benzene}) \\ &= 2.5 \times 10^{-3} \text{ mol solute} \end{aligned}$$

$$\text{massa molare dell'incognito} = \frac{0.50 \text{ g}}{2.5 \times 10^{-3} \text{ mol}} = 2.0 \times 10^2 \text{ g/mol}$$

La massa molare della cocaina $\text{C}_{17}\text{H}_{21}\text{NO}_4 = 303 \text{ g/mol}$. Quindi il composto non è la cocaina. Nella nostra analisi assumiamo che il composto sia puro, monomero e non sia un elettrolita.

10.131 La pillola è una soluzione ipotonica. Di conseguenza, per osmosi, l'acqua si muove attraverso la membrana semipermeabile nella pillola. L'aumento della pressione spinge la membrana elastica sulla destra, provocando il rilascio a velocità costante del medicinale attraverso i piccoli fori.

10.132 Calcoliamo prima il numero di moli di HCl in 100 g di soluzione

$$n_{\text{HCl}} = 100 \text{ g soln} \times \frac{37.7 \text{ g HCl}}{100 \text{ g soln}} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36.46 \text{ g HCl}} = 1.03 \text{ mol HCl}$$

Calcoliamo poi il volume di 100 g di soluzione.

$$V = 100 \text{ g} \times \frac{1 \text{ mL}}{1.19 \text{ g}} \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.0840 \text{ L}$$

Infine la molarità della soluzione è: $\frac{1.03 \text{ mol}}{0.0840 \text{ L}} = 12.3 \text{ M}$

10.133

(a) Usando l'Equazione (12.10) del testo, calcoliamo la molarità della soluzione.

$$M = \frac{\pi}{RT} = \frac{0.257 \text{ atm}}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K})(298 \text{ K})} = 0.0105 \text{ mol/L}$$

Questa è la concentrazione totale di tutti gli ioni. La quantità sciolta in 100.0 mL (0.01000 L) è

$$? \text{ moli} = \frac{0.0105 \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times 0.0100 \text{ L} = 1.05 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

Poiché la massa di questa quantità di proteina è 0.225 g, la massa molare apparente è

$$\frac{0.225 \text{ g}}{1.05 \times 10^{-4} \text{ mol}} = 2.14 \times 10^3 \text{ g/mol}$$

(b) Dobbiamo usare il fattore di van't Hoff per prendere in considerazione il fatto che la proteina è un forte elettrolita. Il fattore di van't Hoff sarà $i = 21$ (perché?).

$$M = \frac{\pi}{iRT} = \frac{0.257 \text{ atm}}{(21)(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K})(298 \text{ K})} = 5.00 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$$

Questa è la concentrazione reale della proteina. La quantità in 10.0 mL (0.0100 L) è

$$\frac{5.00 \times 10^{-4} \text{ mol}}{1 \text{ L}} \times 0.0100 \text{ L} = 5.00 \times 10^{-6} \text{ mol}$$

Quindi la massa molare effettiva è $\frac{0.225 \text{ g}}{5.00 \times 10^{-6} \text{ mol}} = 4.50 \times 10^4 \text{ g/mol}$

10.134 Soluzione A: assumiamo che la massa molare sia M .

$$\Delta P = X_A P_A^\circ$$

$$(760 - 754.5) = X_A(760)$$

$$X_A = 7.237 \times 10^{-3}$$

$$n = \frac{\text{mass}}{\text{molar mass}}$$

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_{\text{water}}} = \frac{5.00/M}{5.00/M + 100/18.02} = 7.237 \times 10^{-3}$$

$$M = 124 \text{ g/mol}$$

Soluzione B: assumiamo che la massa molare sia M .

$$\Delta P = X_B P_B^\circ$$

$$X_B = 7.237 \times 10^{-3}$$

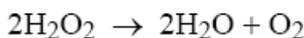
$$n = \frac{\text{mass}}{\text{molar mass}}$$

$$X_B = \frac{n_B}{n_B + n_{\text{benzene}}} = \frac{2.31/M}{2.31/M + 100/78.11} = 7.237 \times 10^{-3}$$

$$M = 248 \text{ g/mol}$$

La massa molare nel benzene è circa il doppio che nell'acqua. Questo suggerisce che in un solvente apolare come il benzene avvengono alcune specie di dimerizzazioni.

10.135



$$10 \text{ mL} \times \frac{3.0 \text{ g H}_2\text{O}_2}{100 \text{ mL}} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{34.02 \text{ g H}_2\text{O}_2} \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = 4.4 \times 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

(a) Usando la legge dei gas ideali:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(4.4 \times 10^{-3} \text{ mol O}_2)(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K})(273 \text{ K})}{1.0 \text{ atm}} = 99 \text{ mL}$$

(b) Il rapporto dei volumi: $\frac{99 \text{ mL}}{10 \text{ mL}} = 9.9$

Nella parte (a) avremmo fatto dei calcoli più semplici se avessimo usato il fatto che 1 mole di tutti i gas ideali in c.n. occupa un volume di 22.4 L?

10.136

(a) Ebollizione sotto pressione ridotta.

(b) CO₂ bolle fuoriuscendo, si espande e si raffredda, condensando il vapor d'acqua per formare la schiuma.

10.137 Indichiamo la soluzione 1.0 M come soluzione 1 e quella 2.0 M come soluzione 2. A causa della maggiore tensione di vapore della soluzione 1, ci sarà un netto trasferimento d'acqua dal beaker 1 al beaker 2 fino al raggiungimento di uguali tensioni di vapore nei due beaker. In altri termini, all'equilibrio, la concentrazione nei due beaker è uguale.

All'equilibrio, $M_1 = M_2$

Inizialmente, ci sono 0.050 moli di glucosio nella soluzione 1 e 0.10 moli di glucosio nella soluzione 2, e il volume di entrambe le soluzioni è 0.050 L. Il volume della soluzione 1 diminuirà, e il volume della soluzione 2 aumenterà della stessa misura. Indichiamo con x la variazione del volume.

$$\frac{0.050 \text{ mol}}{(0.050 - x) \text{ L}} = \frac{0.10 \text{ mol}}{(0.050 + x) \text{ L}}$$

$$0.0025 + 0.050x = 0.0050 - 0.10x$$

$$0.15x = 0.0025$$

$$x = 0.0167 \text{ L} = 16.7 \text{ mL}$$

I volumi finali sono:

$$\text{soluzione 1: } (50 - 16.7) \text{ mL} = 33.3 \text{ mL}$$

$$\text{soluzione 2: } (50 + 16.7) \text{ mL} = 66.7 \text{ mL}$$

10.138

- (a) L'acqua marina ha un maggior numero di composti ionici in essa disciolti; così ha un punto di ebollizione maggiore.
- (b) Il diossido di carbonio fuoriesce all'apertura di una bottiglia di una bibita gasata perché a pressioni minori i gas sono meno solubili nei liquidi (legge di Henry).
- (c) Come dimostrato nel Problema 12.18, a concentrazioni diluite la molalità e la molarità sono quasi identiche perché la densità della soluzione è quasi uguale a quella del solvente puro.
- (d) Le proprietà colligative riguardano il numero di particelle di soluto in soluzione in relazione al numero di particelle di solvente. Poiché nel misurare le proprietà colligative frequentemente noi trattiamo variazioni di temperatura (e poiché la densità varia con la temperatura), abbiamo bisogno di un'unità di misura per la concentrazione che sia indipendente dalla temperatura. Usiamo l'unità di misura di moli per chilogrammi di massa (molalità) piuttosto che moli per litri di soluzione (molarità).
- (e) Il metanolo è molto solubile in acqua (perché?) ed effettivamente abbassa il punto di congelamento dell'acqua. Però in estate, le temperature sono sufficientemente alte così la maggior parte del metanolo è perso nella vaporizzazione.

10.139 Possiamo calcolare la molalità della soluzione dall'abbassamento crioscopico.

$$\Delta T_f = K_f m$$

$$0.203 = 1.86 m$$

$$m = \frac{0.203}{1.86} = 0.109 m$$

La molalità della soluzione iniziale era 0.106 *m*. Parte della soluzione è stata ionizzata in ioni H⁺ e CH₃COO⁻

	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$		
Initial	0.106 <i>m</i>	0	0
Change	- <i>x</i>	+ <i>x</i>	+ <i>x</i>
Equil.	0.106 <i>m</i> - <i>x</i>	<i>x</i>	<i>x</i>

All'equilibrio, la concentrazione totale delle specie in soluzione è 0.109 *m*.

$$(0.106 - x) + 2x = 0.109 m$$

$$x = 0.003 m$$

La percentuale di acido che inizia la ionizzazione è: $\frac{0.003 m}{0.106 m} \times 100\% = 3\%$

10.140

$$\Delta T_f = 5.5 - 2.2 = 3.3^\circ\text{C}$$

$$\text{C}_{10}\text{H}_8: 128.2 \text{ g/mol}$$

$$m = \frac{\Delta T_f}{K_f} = \frac{3.3}{5.12} = 0.645 m$$

$$\text{C}_6\text{H}_{12}: 84.16 \text{ g/mol}$$

$x = \text{massa di C}_6\text{H}_{12} \text{ (in grammi). Usando } m = \frac{\text{moli soluto}}{\text{kg solvente}} \text{ e } n = \frac{\text{massa}}{\text{massa molare}}$

$$0.645 = \frac{\frac{x}{84.16} + \frac{1.32 - x}{128.2}}{0.0189 \text{ kg}}$$

$$0.0122 = \frac{128.2x + 111.1 - 84.16x}{84.16 \times 128.2}$$

$$x = 0.47 \text{ g}$$

$$\%C_6H_{12} = \frac{0.47}{1.32} \times 100\% = 36\%$$

$$\%C_{10}H_8 = \frac{0.86}{1.32} \times 100\% = 65\%$$

Le percentuali non arrivano al 100% a causa delle procedure di arrotondamento.

10.141

- (a) La solubilità diminuisce all'aumentare dell'energia reticolare.
 (b) I composti ionici sono più solubili in un solvente polare.
 (c) La solubilità aumenta con l'entalpie di idratazione del catione e dell'anione.

10.142

Forze attrattive	Deviazione dalla legge di Raoult	$\Delta H_{\text{soluzione}}$
A↔A, B↔B>	Positiva	Positivo (endotermico)
A↔B A↔A, B↔B<	Negativa	Negativo (esotermico)
A↔B A↔A, B↔B=	Zero	Zero
A↔B		

La prima riga rappresenta il Caso 1, situazione in cui le attrazioni tra A ed A e tra B e B sono più forti di quelle tra A e B. Come descritto nella Sezione 12.6 del testo, questo provoca una deviazione positiva dalla legge di Raoult (tensione di vapore maggiore rispetto a quella calcolata) e calore positivo per la soluzione (endotermico).

Nella seconda riga una deviazione negativa dalla legge di Raoult (tensione di vapore minore di quella calcolata) significa che A attrae B meglio dell'attrazione tra A ed A e tra B e B. questo provoca un calore negativo (esotermico) della soluzione.

Nella terza riga un calore di soluzione pari a zero significa che le attrazioni tra le particelle A – A, B – B e A – B sono tutte le stesse. Questo corrisponde ad una soluzione ideale che obbedisce esattamente alla legge di Raoult.

Quali tipi di sostanze formano soluzioni ideali le une con le altre?

10.143

$$P_A = X_A P_A^\circ$$

$$P_{\text{etanolo}} = (0.62)(108 \text{ mmHg}) = 67.0 \text{ mmHg}$$

$$P_{1\text{-propanolo}} = (0.38)(40.0 \text{ mmHg}) = 15.2 \text{ mmHg}$$

Nella fase di vapore:

$$X_{\text{etanolo}} = \frac{67.0}{67.0 + 15.2} = 0.815$$

10.144 Poiché il volume totale è inferiore alla somma dei due volumi, l'etanolo e l'acqua devono avere un'attrazione intermolecolare che provoca un volume totale più piccolo.

10.145 Calcoliamo prima la molalità della soluzione dall'abbassamento crioscopico

$$\Delta T_f = (5.12)m$$

$$(5.5 - 3.5) = 5.12m$$

$$m = 0.39$$

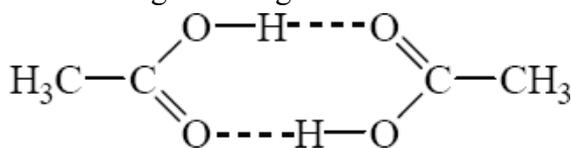
Dalla definizione di molalità, calcoliamo poi le moli di soluto. $m = \frac{\text{moli soluto}}{\text{kg solvente}}$

$$0.39 m = \frac{\text{mol solute}}{80 \times 10^{-3} \text{ kg benzene}}$$

$$\text{mol solute} = 0.031 \text{ mol}$$

La massa molare (M) del soluto è: $\frac{3.8 \text{ g}}{0.031 \text{ mol}} = 1.2 \times 10^2 \text{ g/mol}$

La massa molare di CH_3COOH è 60.05 g/mol . Poiché la massa molare calcolata dall'abbassamento crioscopico è il doppio di questo valore, la struttura di questo soluto è più simile ad un dimero tenuto insieme da legami idrogeno.



Un dimero

10.146 Indichiamo con x la massa in g di NaCl . Quindi la massa del saccarosio è $(10.2 - x) \text{ g}$. Sappiamo che l'equazione che rappresenta la pressione osmotica è: $\pi = MRT$ dove sono note π , R e T . Usando questa equazione e la definizione di molarità, possiamo calcolare la percentuale di NaCl nella miscela.

$$\text{molarità} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{L soluzione}}$$

Ricordiamo che NaCl si dissocia in due ioni in soluzione; quindi moltiplichiamo le moli di NaCl per due.

$$\text{mol solute} = 2 \left(x \text{ g NaCl} \times \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58.44 \text{ g NaCl}} \right) + \left((10.2 - x) \text{ g sucrose} \times \frac{1 \text{ mol sucrose}}{342.3 \text{ g sucrose}} \right)$$

$$\text{mol solute} = 0.03422x + 0.02980 - 0.002921x$$

$$\text{mol solute} = 0.03130x + 0.02980$$

$$\text{Molarity of solution} = \frac{\text{mol solute}}{\text{L soln}} = \frac{0.03130x + 0.02980}{0.250 \text{ L}}$$

Sostituiamo la molarità nell'equazione della pressione osmotica per calcolare x .

$$\pi = MRT$$

$$7.32 \text{ atm} = \left(\frac{(0.03130x + 0.02980) \text{ mol}}{0.250 \text{ L}} \right) \left(0.0821 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \right) (296 \text{ K})$$

$$0.0753 = 0.03130x + 0.02980$$

$$x = 1.45 \text{ g} = \text{mass of NaCl}$$

$$\text{massa \% di NaCl} = \frac{1.45 \text{ g}}{10.2 \text{ g}} \times 100\% = \mathbf{14.2\%}$$

10.147

(a) Guardando la Figura 12.8 (b) del testo, dovremmo applicare una pressione maggiore della pressione osmotica al compartimento di destra per spingere il solvente puro (acqua) ad attraversare la membrana per spostarsi nel compartimento di sinistra.

(b) L'osmosi inversa usa alte pressioni per forzare l'acqua a passare da una soluzione più concentrata ad una più diluita attraverso una membrana semipermeabile. La desalificazione mediante osmosi inversa è notevolmente più economica rispetto alla distillazione ed evita le difficoltà tecniche associate alla desalificazione mediante congelamento. L'osmosi inversa *non* implica una transizione di stato.

(c) Per invertire la migrazione osmotica dell'acqua attraverso una membrana semipermeabile, deve essere applicata una pressione esterna in eccesso rispetto alla pressione osmotica. Per calcolare la pressione osmotica di una soluzione 0.70 M di NaCl, dobbiamo usare il fattore di van't Hoff, perché NaCl è un elettrolita forte (vedi la Tabella 12.3 del testo).

La pressione osmotica dell'acqua marina è:

$$\pi = iMRT = 1.9(0.70 \text{ mol/L})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(298 \text{ K}) = \mathbf{33 \text{ atm}}$$

Per causare l'osmosi inversa deve essere applicata una pressione in eccesso di 33 atm.

10.148

(a) La soluzione è preparata mescolando masse uguali di A e B. Assumiamo di avere 100 grammi di ogni componente. Possiamo convertire in moli di ogni sostanza e poi calcolare la frazione molare di ogni componente.

Poiché la massa molare di A è 100 g/mol, abbiamo 1.00 moli di A. Le moli di B sono:

$$100 \text{ g B} \times \frac{1 \text{ mol B}}{110 \text{ g B}} = 0.909 \text{ mol B}$$

La frazione molare di A è: $X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{1}{1 + 0.909} = \mathbf{0.524}$

Poiché questa è una soluzione di due componenti, la frazione molare di B è: $X_B = 1 - 0.524 = \mathbf{0.476}$

(b) Possiamo usare l'Equazione (12.6) del testo e le frazioni molari calcolate nella parte (a) per calcolare le pressioni parziali di A e B sulla soluzione.

$$P_A = X_A P_A^\circ = (0.524)(95 \text{ mmHg}) = \mathbf{50 \text{ mmHg}}$$

$$P_B = X_B P_B^\circ = (0.476)(42 \text{ mmHg}) = \mathbf{20 \text{ mmHg}}$$

(c) Ricordiamo che la pressione di un gas è direttamente proporzionale alle moli del gas ($P \propto n$). Il rapporto delle pressioni parziali calcolate nella parte (b) è 50 : 20, e quindi anche il rapporto di moli sarà 50 : 20. Assumiamo di avere 50 moli di A e 20 moli di B. Possiamo calcolare la frazione molare di ogni componente e poi le pressioni parziali usando l'Equazione (12.6) del testo.

La frazione molare di A è:

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{50}{50 + 20} = \mathbf{0.71}$$

Poiché questa è una soluzione di due componenti, la frazione molare di B è: $X_B = 1 - 0.71 = 0.29$
Le tensioni di vapore di ogni componente sulla soluzione sono:

$$P_A = X_A P_A^\circ = (0.71)(95 \text{ mmHg}) = 67 \text{ mmHg}$$

$$P_B = X_B P_B^\circ = (0.29)(42 \text{ mmHg}) = 12 \text{ mmHg}$$

10.149 Il processo desiderato è il passaggio dell'acqua pura da una soluzione più concentrata (acqua marina) al solvente puro. Questo è un esempio di osmosi inversa, e deve essere applicata una pressione esterna tale da superare la pressione osmotica dell'acqua marina. Ciò che esercita la pressione qui è l'acqua stessa, la cui pressione aumenta all'aumentare della profondità. La pressione osmotica dell'acqua marina è:

$$\pi = MRT$$

$$\pi = (0.70 M)(0.0821 \text{ L}\cdot\text{atm/mol}\cdot\text{K})(293 \text{ K})$$

$$\pi = 16.8 \text{ atm}$$

La pressione dell'acqua sulla membrana dipende dal peso dell'acqua su di essa, cioè dalla profondità. $P = \rho gh$ e l'acqua fresca inizierà a passare attraverso la membrana quando $P = \pi$. Sostituendo $\pi = P$ nell'equazione abbiamo:

$$\pi = \rho gh \quad \text{e} \quad h = \frac{\pi}{g\rho}$$

Prima di sostituire nell'equazione per calcolare h , abbiamo bisogno di convertire la pressione da atm in pascal, e la densità in kg/m^3 . Queste conversioni ci permetteranno di avere un'altezza espressa in metri.

$$16.8 \text{ atm} \times \frac{1.01325 \times 10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ atm}} = 1.70 \times 10^6 \text{ Pa}$$

$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$ e $1 \text{ N} = 1 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$. Quindi possiamo scrivere $1.70 \times 10^6 \text{ Pa}$ come $1.70 \times 10^6 \text{ kg} \cdot \text{m/s}^2$.

$$\frac{1.03 \text{ g}}{1 \text{ cm}^3} \times \frac{1 \text{ kg}}{1000 \text{ g}} \times \left(\frac{100 \text{ cm}}{1 \text{ m}}\right)^3 = 1.03 \times 10^3 \text{ kg/m}^3$$

$$h = \frac{\pi}{g\rho} = \frac{1.70 \times 10^6 \frac{\text{kg}}{\text{m}\cdot\text{s}^2}}{\left(9.81 \frac{\text{m}}{\text{s}^2}\right)\left(1.03 \times 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}\right)} = 168 \text{ m}$$

10.150 La tensione di vapore totale dipende dalle tensioni di vapore di A e B nella miscela, che a loro volta dipendono dalle tensioni di vapore di A e B puri. Con la tensione di vapore delle due miscele note, una coppia di equazioni simultanee può essere scritta in termini di tensioni di vapore di A e B puri. Teniamo 2 cifre significative in più in questi calcoli per evitare errori di arrotondamento. Per la soluzione contenente 1.2 moli di A e 2.3 moli di B.

$$X_A = \frac{1.2 \text{ mol}}{1.2 \text{ mol} + 2.3 \text{ mol}} = 0.3429$$

$$X_B = 1 - 0.3429 = 0.6571$$

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B = X_A P_A^\circ + X_B P_B^\circ$$

Sostituendo in P_{totale} e le frazioni molari calcolate abbiamo: $331 \text{ mmHg} = 0.3429 P_A^\circ + 0.6571 P_B^\circ$

Calcolando P_A^0 ,

$$P_A^0 = \frac{331 \text{ mmHg} - 0.6571P_B^0}{0.3429} = 965.3 \text{ mmHg} - 1.916P_B^0 \quad (1)$$

$$X_A = \frac{1.2 \text{ mol}}{1.2 \text{ mol} + 3.3 \text{ mol}} = 0.2667$$

$$X_B = 1 - 0.2667 = 0.7333$$

$$P_{\text{total}} = P_A + P_B = X_A P_A^0 + X_B P_B^0$$

Ora, consideriamo la soluzione con la mole aggiuntiva di B. Sostituendo in P_{totale} e le frazioni molari calcolate abbiamo: $347 \text{ mmHg} = 0.2667P_A^0 + 0.7333P_B^0$ (2)

Sostituendo l'Equazione (1) nell'Equazione (2) otteniamo:

$$347 \text{ mmHg} = 0.2667(965.3 \text{ mmHg} - 1.916P_B^0) + 0.7333P_B^0$$

$$0.2223P_B^0 = 89.55 \text{ mmHg}$$

$$P_B^0 = 402.8 \text{ mmHg} = 4.0 \times 10^2 \text{ mmHg}$$

Sostituiamo il valore di P_B^0 nell'Equazione (1) per calcolare P_A^0

$$P_A^0 = 965.3 \text{ mmHg} - 1.916(402.8 \text{ mmHg}) = 193.5 \text{ mmHg} = 1.9 \times 10^2 \text{ mmHg}$$

10.151 Partendo da $n = kP$ e sostituendo nell'equazione dei gas ideali ($PV = nRT$), troviamo:

$$PV = (kP)RT$$

$$V = kRT$$

Questa equazione mostra che il volume di un gas che si scioglie in una determinata quantità di solvente dipende dalla *temperatura*, non dalla pressione del gas.

10.152 Per calcolare il punto di congelamento della soluzione, abbiamo bisogno della molalità e la costante di abbassamento crioscopico dell'acqua (vedi la Tabella 12.2 del testo). Calcoliamo prima la molarità della soluzione usando l'Equazione (12.10) del testo: $\pi = MRT$. La molalità della soluzione può essere poi determinata dalla molarità.

$$M = \frac{\pi}{RT} = \frac{10.50 \text{ atm}}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K})(298 \text{ K})} = 0.429 \text{ M}$$

Assumiamo di avere 1 L (1000 mL) di soluzione. La massa di 1000 mL di soluzione è:

$$\frac{1.16 \text{ g}}{1 \text{ mL}} \times 1000 \text{ mL} = 1160 \text{ g soln}$$

La massa del solvente (H_2O) è: massa H_2O = massa soluzione – massa soluto

$$\text{massa H}_2\text{O} = 1160 \text{ g} - \left(0.429 \text{ mol glucose} \times \frac{180.2 \text{ g glucose}}{1 \text{ mol glucose}} \right) = 1083 \text{ g} = 1.083 \text{ kg}$$

La molalità della soluzione è:

$$\text{molalità} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{kg solvente}} = \frac{0.429 \text{ mol}}{1.083 \text{ kg}} = 0.396 \text{ m}$$

L'abbassamento crioscopico è: $\Delta T_f = K_f m = (1.86^\circ\text{C/m})(0.396 \text{ m}) = 0.737^\circ\text{C}$

La soluzione congelerà a $0^\circ\text{C} - 0.737^\circ\text{C} = -0.737^\circ\text{C}$