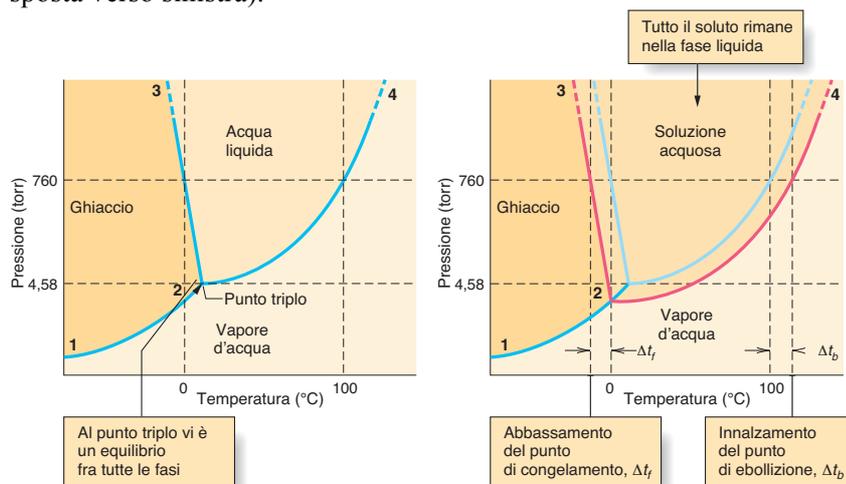


Brady Senese Pignocchino Chimica.blu © Zanichelli 2014
Soluzione degli esercizi – Capitolo 15

Esercizio	Risposta
PAG 340 ES 1	<p>Il <i>solvente</i> è in genere il componente della soluzione presente in quantità maggiore. L'acqua viene considerata solvente anche se è in piccole quantità.</p> <p>Per <i>soluto</i> si intende la sostanza disciolta nel solvente.</p> <p>La <i>concentrazione</i> esprime il rapporto tra quantità di soluto e quantità di solvente o di soluzione.</p> <p>La <i>dissoluzione</i> è il processo con cui si ottiene una soluzione liquida, mescolando solvente e soluti.</p>
PAG 340 ES 2	<p>Una soluzione è</p> <ol style="list-style-type: none"> <i>concentrata</i> quando il rapporto fra le quantità di soluto e di solvente è elevato; <i>diluita</i> quando il rapporto fra le quantità di soluto e di solvente è piccolo; <i>satura</i> quando, a una data temperatura, non è possibile sciogliere in essa altro soluto; <i>insatura</i> quando, a una data temperatura, può disciogliere altro soluto; <i>sovrasatura</i> quando contiene una quantità di soluto maggiore rispetto alla solubilità del soluto stesso per una data temperatura.
PAG 340 ES 3	<p>La <i>dissociazione</i> è il fenomeno a cui danno luogo i composti ionici quando vengono sciolti in acqua; essa consiste nella separazione degli ioni, che entrano in soluzione come particelle solvate, indipendenti le une dalle altre.</p> <p>La <i>ionizzazione</i> è invece propria delle sostanze molecolari, i cui atomi sono uniti da legami covalenti polari che si spezzano a contatto con l'acqua. Per esempio, dalla molecola H—Cl si formano gli ioni H⁺ e Cl⁻, che non esistevano prima del contatto con il solvente.</p>
PAG 340 ES 4	<p>La <i>frazione molare</i> è il rapporto fra il numero di moli di un componente di una miscela e il numero totale di moli della stessa. La somma delle frazioni molari di tutti i componenti deve essere, per definizione, uguale a 1.</p> <p>La <i>percentuale molare</i> è il numero che si ottiene moltiplicando per 100 il valore della frazione molare.</p> <p>La <i>molalità</i> è data dal numero di moli di soluto contenute in 1 kg di solvente.</p> <p>La <i>molarità</i> è data dal numero di moli di soluto disciolte in 1 L di soluzione.</p>
PAG 340 ES 5	<p>La <i>concentrazione molare</i> collega la quantità del soluto, espressa in numero di moli, al volume della soluzione espresso in litri.</p> <p>La <i>concentrazione molale</i> collega la quantità del soluto, espressa in numero di moli, alla massa del solvente in kilogrammi.</p>
PAG 340 ES 6	<p>La molalità rimane costante al variare della temperatura; il valore della molarità, invece, cambia (anche se di poco) a causa della variazione di volume, conseguenza del fenomeno della dilatazione termica.</p>
PAG 340 ES 7	<p>La molarità sarà maggiore di 1 perché la massa della soluzione in kg sarà maggiore del suo volume in litri, essendo la densità del solvente maggiore di 1.</p>

PAG 340 ES 8	Quantità di soluto presente in una certa quantità di solvente o soluzione alla saturazione a una data temperatura. Generalmente si esprime in grammi di soluto per 100 g di solvente.
PAG 340 ES 9	Quando una reazione si svolge in soluzione, può accadere che uno dei prodotti ottenuti sia poco solubile, per cui si separa dalla soluzione formando un solido che prende il nome di precipitato.
PAG 340 ES 10	Si allontaneranno.
PAG 341 ES 11	Il termine <i>precipitato</i> si riferisce al solido che si separa da una soluzione e si deposita sul fondo del recipiente come fase a sé stante. Un precipitato si forma spontaneamente per evaporazione del solvente.
PAG 341 ES 12	350 g
PAG 341 ES 13	NaBr
PAG 341 ES 14	I gas, mescolandosi grazie al moto disordinato delle loro particelle, danno origine al sistema statisticamente più probabile.
PAG 341 ES 15	I fattori che determinano la solubilità del soluto nel solvente sono: a) la maggiore probabilità dello stato miscelato; b) la possibilità che si formino, fra le molecole del solvente e del soluto, interazioni di forza simili a quelle esistenti fra le molecole del solvente allo stato puro e fra le molecole del soluto, anch'esso allo stato puro.
PAG 341 ES 16	Significa che possiamo miscelare metanolo e acqua in qualunque rapporto e ottenere sempre una soluzione omogenea. Stabilendo legami a idrogeno fra CH ₃ OH e H ₂ O.
PAG 341 ES 17	Significa che i due liquidi rimangono separati. Le molecole presenti nella benzina sono apolari e quindi non possono stabilire forti interazioni attrattive con le molecole di acqua.
PAG 341 ES 18	I legami che si stabiliscono fra gli ioni (K ⁺ e Cl ⁻) e le molecole d'acqua sono più forti dei legami a idrogeno presenti nel solvente. Per questo motivo gli ioni vengono dislocati uno a uno dal reticolo cristallino e solvatati.
PAG 341 ES 19	Hydration refers to the orientation and attraction of the water molecules that are closest to a solute molecule. Generally, electrolytes.
PAG 341 ES 20	I composti idrofili.
PAG 341 ES 21	Perché KCl è un composto ionico mentre CCl ₄ è un liquido apolare, quindi non è possibile la formazione di interazioni intermolecolari attrattive.
PAG 341 ES 22	I ₂ e CCl ₄ sono simili in quanto sono entrambi molecole apolari e quindi si mescolano facilmente. H ₂ O è molto polare e quindi non interagisce con I ₂ .
PAG 341 ES 23	La molecola dell'etanolo (vedi pag. 319) presenta, oltre al gruppo polare —OH, una componente apolare che può interagire con sostanze apolari, come lo iodio, tramite deboli forze di London.
PAG 341 ES 24	Gli elettroliti sono sostanze che, sciolte in acqua, generano soluzioni che conducono la corrente elettrica. I non elettroliti formano soluzioni acquose che non conducono la corrente elettrica.
PAG 341 ES 25	Perché sono presenti particelle cariche che possono muoversi liberamente in soluzione. Nel caso di un non elettrolita le molecole di soluto non sono cariche. Uno ione è idratato in quanto è circondato da un certo numero di molecole di acqua fortemente interagenti con esso.
PAG 341 ES 26	La dissociazione è il fenomeno cui danno luogo i composti ionici quando vengono disciolti in acqua, e consiste nella separazione degli ioni che entrano in soluzione come particelle solvate, indipendenti le une dalle altre.

PAG 341 ES 27	La differenza tra elettroliti forti e deboli si rileva da misure di conducibilità elettrica di soluzioni di cui è nota la concentrazione.
PAG 341 ES 28	Se l'elettrolita è debole, gli ioni prodotti dalla ionizzazione possono ricongiungersi per formare la molecola da cui hanno avuto origine. Nel caso di elettroliti forti, gli ioni prodotti per dissociazione o ionizzazione tendono a rimanere tali in soluzione.
PAG 341 ES 29	Nell'acqua fredda la concentrazione dell'ossigeno è più alta, essendo maggiore la sua solubilità.
PAG 341 ES 30	A una data temperatura, la concentrazione di un gas sciolto in un liquido è proporzionale alla pressione parziale del gas sulla soluzione.
PAG 341 ES 31	Al diminuire della pressione atmosferica con la quota, diminuisce la pressione parziale dell'ossigeno con conseguente minore solubilità del gas nell'acqua (legge di Henry).
PAG 341 ES 32	CO ₂ e NH ₃ sono più solubili in acqua di N ₂ perché reagiscono parzialmente con H ₂ O, formando ioni HCO ₃ ⁻ e NH ₄ ⁺ rispettivamente.
PAG 341 ES 33	Perché SO ₂ reagisce con l'acqua producendo ioni H ⁺ : SO ₂ + H ₂ O → H ⁺ + HSO ₃ ⁻ .
PAG 341 ES 34	Perché al momento dell'apertura avviene una brusca caduta di pressione che porta a una rapida diminuzione della solubilità dei gas disciolti, con fuoriuscita di gas.
PAG 341 ES 35	Le proprietà colligative non dipendono dalla natura chimica del soluto, ma solo dalla quantità relativa delle particelle di soluto e solvente.
PAG 341 ES 36	Perché le molecole di soluto vicine alla superficie ostacolano parzialmente l'evaporazione delle molecole di solvente, mentre non influenzano la ricondensazione di quelle allo stato di vapore.
PAG 341 ES 37	La pressione di vapore totale è data dalla somma dei prodotti fra le pressioni di vapore di ogni liquido volatile puro per la sua frazione molare in soluzione: $P_{tot} = X_A P_A^o + X_B P_B^o$
PAG 341 ES 38	Perché la struttura del ghiaccio non consente la presenza di molecole o ioni estranei.
PAG 341 ES 39	Perché la presenza del soluto abbassa la pressione di vapore della soluzione rispetto all'acqua pura. Questo comporta un aumento del punto di ebollizione (la curva liquido-vapore si sposta verso destra) e una diminuzione del punto di congelamento (la curva solido-liquido si sposta verso sinistra).



PAG 341 ES 40	Le membrane per dialisi e quelle osmotiche sono semipermeabili e possono essere attraversate solo da specie chimiche di piccole dimensioni. Impermeabile.
PAG 342 ES 41	Le membrane per dialisi si lasciano attraversare da molecole di acqua e da altre piccole specie come gli ioni. Le membrane osmotiche lasciano passare solo le molecole di acqua.
PAG 342 ES 42	Passaggio selettivo di ioni o piccole molecole attraverso una membrana.
PAG 342 ES 43	Perché le molecole di solvente sono più numerose dove la soluzione è più diluita o dove il solvente è puro.
PAG 342 ES 44	Quella meno concentrata.
PAG 342 ES 45	Glucosio al 10%.
PAG 342 ES 46	Una soluzione è ipertonica se produce una pressione osmotica superiore a quella dei liquidi cellulari. È ipotonica se la sua pressione osmotica è minore.
PAG 342 ES 47	Perché i composti ionici si dissociano e questo fa aumentare il numero di particelle presenti in soluzione.
PAG 342 ES 48	NaCl al 10%
PAG 342 ES 49	Na ₂ CO ₃ 0,50 <i>m</i>
PAG 342 ES 50	Soluzioni, dispersioni colloidali, sospensioni. Nelle soluzioni.
PAG 342 ES 51	La dimensione delle particelle.
PAG 342 ES 52	Una sospensione.
PAG 342 ES 53	Gli urti tra la fase dispersa e le molecole del mezzo disperdente e la presenza di cariche elettriche di ugual segno sulla superficie delle microparticelle.
PAG 342 ES 54	Emulsione.
PAG 342 ES 55	Una sostanza che stabilizza un'emulsione. La caseina nel latte.
PAG 342 ES 56	L'effetto Tyndall consiste nella dispersione della luce causata dalla fase dispersa di un colloide, con dimensioni comprese fra 1 nm e 1000 nm. Nelle soluzioni il fenomeno non si verifica perché le particelle del soluto hanno diametro minore.
PAG 342 ES 57	Il moto browniano è causato dal movimento irregolare delle particelle disperse che urtano con le molecole della fase disperdente.
PAG 342 ES 58	Una dispersione di un solido in un liquido. Con l'aggiunta di un sale.
PAG 342 ES 59	Far passare un sottile fascio luminoso attraverso il liquido.
PAG 342 ES 60	a) 1,00 M; b) $5,77 \times 10^{-1}$ M
PAG 342 ES 61	a) 1,46 g; b) 16,2 g
PAG 342 ES 62	a) 3,33 M; b) 0,150 M
PAG 342 ES 63	6,13 g
PAG 342 ES 64	$V(L) = \text{mol}/0,25 \text{ mol/L}$; numero moli HCl (mol) = $0,25 \text{ mol/L} \times V(L)$
PAG 342 ES 65	In quota: mol% O ₂ = 21%; mol% N ₂ = 79% A livello del mare: mol% O ₂ = 21%; mol% N ₂ = 79% La composizione dell'aria non cambia. In quota, la pressione parziale dell'ossigeno è insufficiente ad assicurare gli scambi gassosi.
PAG 342 ES 66	3,35 <i>m</i>
PAG 342 ES 67	0,144 <i>m</i> (mol/kg)
PAG 342 ES 68	$m = 0,133 \text{ mol/kg}$; $X_{\text{glucosio}} = 2,39 \times 10^{-3}$; $\%m/m = 2,34\%$

PAG 342 ES 69	$m = 0,197 \text{ mol/kg}$; $\%m/m = 1,14\%$; $\text{mol}\% = 0,354\%$; $M = 0,197 \text{ mol/L}$ A solvent must have a density close to 1 g/mL for this to happen. Also, the volume of the solvent must not change appreciably on addition of the solute.
PAG 343 ES 70	5,44 g
PAG 343 ES 71	$\text{mol}\% = 5,28\%$; $m = 3,09 \text{ mol/kg}$
PAG 343 ES 72	$M = 0,359 \text{ mol/L}$; $X \text{ NaNO}_3 = 6,49 \times 10^{-3}$
PAG 343 ES 73	$\text{LiCl} \rightarrow \text{Li}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{BaCl}_2 \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ $\text{Al}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$ $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-}$ $\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$
PAG 343 ES 74	$\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ $\text{CrCl}_3 \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{Cl}^-$ $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$
PAG 343 ES 75	$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{HCN} \rightarrow \text{H}^+ + \text{CN}^-$ $\text{HClO} \rightarrow \text{H}^+ + \text{ClO}^-$
PAG 343 ES 76	0,038 g/L
PAG 343 ES 77	Il rapporto concentrazione/pressione è lo stesso.
PAG 343 ES 78	0,020 g/L
PAG 343 ES 79	0,039 g/(L atm)
PAG 343 ES 80	22,8 torr
PAG 343 ES 81	16,3 torr
PAG 343 ES 82	69,4 torr
PAG 343 ES 83	$\text{mol}\% \text{ benzene} = 30\%$; $\text{mol}\% \text{ toluene} = 70\%$
PAG 343 ES 84	$X_{\text{soluto}} = 0,029$; $n_{\text{soluto}} = 2,99 \times 10^{-2}$; $M_{\text{soluto}} = 2,8 \times 10^2 \text{ g/mol}$
PAG 343 ES 85	314,3 g/mol
PAG 343 ES 86	101 °C; -3,7 °C
PAG 343 ES 87	101 °C; -3,7 °C
PAG 343 ES 88	552 g in 1 kg di acqua
PAG 343 ES 89	101 °C
PAG 343 ES 90	152,1 g/mol
PAG 343 ES 91	23,6 g/mol
PAG 343 ES 92	127 g/mol; $\text{C}_8\text{H}_4\text{N}_2$
PAG 343 ES 93	$1,8 \times 10^6 \text{ g/mol}$
PAG 344 ES 94	$2,00 \times 10^3 \text{ g/mol}$
PAG 344 ES 95	16,5 torr

PAG 344 ES 96	25,1 g																								
PAG 344 ES 97	$1,3 \times 10^4$ torr																								
PAG 344 ES 98	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Ione</th> <th>Molalità</th> <th>π</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Cloruro</td> <td>0,566</td> <td>13,9</td> </tr> <tr> <td>Sodio</td> <td>0,486</td> <td>11,9</td> </tr> <tr> <td>Magnesio</td> <td>0,055</td> <td>1,35</td> </tr> <tr> <td>Solfato</td> <td>0,029</td> <td>0,710</td> </tr> <tr> <td>Calcio</td> <td>0,011</td> <td>0,269</td> </tr> <tr> <td>Potassio</td> <td>0,011</td> <td>0,269</td> </tr> <tr> <td>Bicarbonato</td> <td>0,002</td> <td>0,0489</td> </tr> </tbody> </table> <p>Pressione osmotica dell'acqua di mare = 28,4 atm; La pressione minima per l'osmosi inversa deve essere maggiore di 28,4 atm.</p>	Ione	Molalità	π	Cloruro	0,566	13,9	Sodio	0,486	11,9	Magnesio	0,055	1,35	Solfato	0,029	0,710	Calcio	0,011	0,269	Potassio	0,011	0,269	Bicarbonato	0,002	0,0489
Ione	Molalità	π																							
Cloruro	0,566	13,9																							
Sodio	0,486	11,9																							
Magnesio	0,055	1,35																							
Solfato	0,029	0,710																							
Calcio	0,011	0,269																							
Potassio	0,011	0,269																							
Bicarbonato	0,002	0,0489																							
PAG 344 ES 99	-1,1 °C																								
PAG 344 ES 100	<p>Le moli di soluto sono 0,750; per il calcolo delle moli del solvente si divide la massa, pari a 1000 g, per la massa molare, 18,016 g/mol. Il numero delle moli di acqua risulta così 55,5. A questo punto, si calcola la frazione molare del soluto dividendo le moli di soluto per il numero delle moli totali.</p> <p>Frazione molare.</p>																								
PAG 344 ES 101	<p>Usando la legge di Raoult determiniamo la frazione molare di H₂O. Conosciamo la massa dell'acqua e quindi possiamo determinare il numero di moli di solvente e, dalla frazione molare, il numero delle moli di glicerolo.</p> <p>Per innalzare la pressione di vapore dobbiamo diluire la soluzione. Determiniamo la X_{solvente} per la $P = 29,00$ torr e, dall'espressione della frazione molare, il numero totale di moli della nuova soluzione.</p> <p>Per differenza otteniamo il numero delle moli di solvente che possiamo trasformare in grammi con la massa molare.</p> <p>La quantità di acqua da aggiungere si ottiene sottraendo il valore iniziale di 150 g.</p> <p>Massa di acqua da aggiungere = 170 g</p>																								
PAG 344 ES 102	<p>0,00043 mol; 0,0017 mol; quantità di azoto che si libera durante la risalita = 0,0013 mol; volume liberato = 33 mL.</p>																								
PAG 344 ES 103	145 g/mol																								
PAG 344 ES 104	<p>C = 70,54%; H = 13,78%; O = 15,68%; C₆H₁₄O; formula minima e formula molecolare coincidono.</p>																								
PAG 344 ES 105	<p>22 mol; $1,2 \times 10^3$ mL</p>																								