

Errata corrige III Edizione_Ristampa_Eserciziario EdiSES

Capitolo 3

Esercizio numero 34 a pagina 52; nello svolgimento al punto b), modificare l'ultima riga e scrivere:

V sviluppato di $\text{NH}_3 = \frac{1}{4} \times 0,110 \text{ (mol)} \times 22,4 \text{ (L/mol)} = 0,616 \text{ L}$

A pagina 49 scrivere: Esercizi sulle ossido-riduzioni: bilanciamento in soluzione acida e basica; rapporti ponderali nelle redox al posto di

Esercizi sulle ossido-riduzioni in soluzione acida e basica.
Rapporti ponderali nelle redox

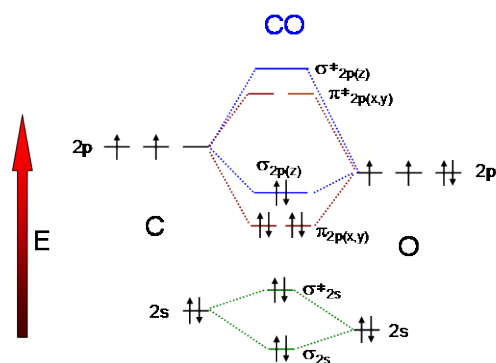
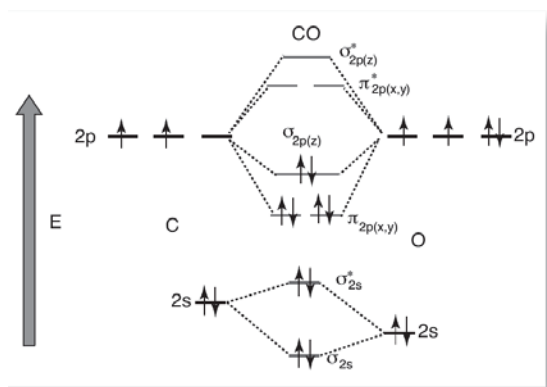
In fondo a pagina 55 riscrivere la frase:

N.B. Altri esempi di redox saranno mostrati al termine di questo capitolo e saranno affrontati nel Capitolo 10 a pagina 228 e nel Capitolo 11, dedicato ai fenomeni elettrochimici.

Capitolo 4

Errata sul libro a pagina 66, esercizio 3

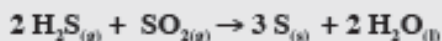
Corretta da file inviato per la I Edizione del 2013



Capitolo 5

Esercizio numero 14 a pagina 92:

14) In un gas naturale è presente idrogeno solfuro H_2S per il 2,50% in volume. Questo pericoloso inquinante può essere eliminato tramite il seguente processo chimico:



Supponendo che il rendimento (resa) del processo sia pari al 90%, calcolare da quale volume (L) di gas naturale, misurato alla pressione di 1 atm e alla temperatura di 15 °C, bisogna partire per ottenere 2,00 kg di S. Qual è il volume di anidride solforosa, SO_2 , necessario per eliminare completamente il solfuro di idrogeno?

SVOLGIMENTO

$$n \text{ di S} = 2000 \text{ (g)} / 32,06 \text{ (g/mol)} = 62,38 \text{ mol}$$

$$n \text{ di H}_2\text{S} = 2/3 \times n \text{ di zolfo} / 0,90 = 2/3 \times 62,38 \text{ (mol)} / 0,90 = 46,21 \text{ mol}$$

$$V \text{ di H}_2\text{S} = (46,21 \times 0,08206 \times 288 / 1) \text{ (L)} = 1092 \text{ L}$$

$$V \text{ di gas naturale} = (1092 \times 100 / 2,5) \text{ (L)} = 43680 \text{ L}$$

$$V \text{ di SO}_2 = (1092 / 2) \text{ (L)} = 546 \text{ L, applicando il principio di Avogadro.}$$

Esercizio numero 15 a pagina 92:

15) Si bruciano 32,0 g di CH_4 con il doppio della quantità stechiometrica richiesta di ossigeno: i prodotti della reazione sono $\text{CO}_{2(g)}$ e $\text{H}_2\text{O}_{(g)}$. Sapendo che i gas di combustione sono raccolti in un pallone del volume di 6,00 L alla temperatura di 127 °C, calcolare la pressione totale nel recipiente, le frazioni molari e le pressioni parziali dei componenti della miscela finale.

Scrivere nel testo alla prima riga: della quantità stechiometrica di ossigeno richiesto:

Esercizio 27 a pagina 97:

27) Calcolare la densità in g/L di: (a) aria secca e (b) aria satura di umidità, alla pressione di 1 atm e alla temperatura di 30 °C, temperatura alla quale la tensione di vapore dell'acqua è uguale a 0,0419 atm.

Riscrivere lo svolgimento alla prima riga del punto (b):

(b) La frazione molare del vapore d'acqua è 0,0419 e quella dell'aria è 0,9581

Ora: (b) La frazione molare del vapore d'acqua è 0,0419 e quella dell'aria priva di umidità è 0,9581:

Esercizio numero 32 a pagina 99:

32) Il "gas illuminante", introdotto per l'illuminazione pubblica in Inghilterra sul finire del XVIII secolo, era costituito in volume dal 50% di idrogeno, dal 35% di metano, dal 10% di monossido di carbonio e dal 5% di etilene. Calcolare, alla pressione di 1 atm e alla temperatura di 20 °C, il volume di aria, composta per il 20% da O_2 , necessario per la combustione completa di 1,00 m^3 di gas illuminante.

Riscrivere lo svolgimento alla riga ottava: n di $\text{C}_2\text{H}_4 = [41,6 - (20,8 + 14,6 + 4,16)] \text{ mol} \approx 2,1 \text{ mol}$

Al posto di $\text{CH}_{4(g)} + 3/2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$ scrivere: $\text{CH}_{4(g)} + 2 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{CO}_{2(g)} + 2 \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Poi riscrivere le ultime 4 righe:

Moli (n) di O_2 necessarie per la combustione completa:

$$n = (20,8/2 + 14,6 \times 2 + 4,16/2 + 2,1 \times 3) \text{ mol} \approx 48 \text{ mol}$$

$$V_{\text{aria}} = [(48 \times 0,08206 \times 293 \times 5)] = 5770 \text{ L} \approx 5,8 \text{ m}^3$$

Si ricordi che 0,20 è la frazione molare (χ) di O_2 nell'aria.

Esercizio numero 36 a pagina 101:

36) Un volume di 17 L (100 °C ed 1 atm) di una miscela di SO_2 ed SO_3 presenta una massa pari a 37 g. Determinare la composizione della miscela espressa in percentuale in volume.

Riscrivere lo svolgimento tra parentesi:

[Bisogna impostare un sistema di due equazioni lineari: n della miscela = 0,555 mol, $\text{SO}_2 = 83,3\%$, $\text{SO}_3 = 16,7\%$; anche se non richiesta la % in massa vale: $\text{SO}_2 = 80\%$, $\text{SO}_3 = 20\%$]

Capitolo 6

Esercizio numero 9 a pagina 108:

- 9) Determinare il calore che si libera quando si brucia una miscela gassosa di 2,0 m³ composta dal 70% in volume di vapori di alcol etilico e dal 30% in volume di vapori di metanolo, misurati alla pressione di 1,0 atm e temperatura di 20 °C. Calcolare inoltre, nelle stesse condizioni di pressione e temperatura, il volume di aria (m³) necessario per la combustione della miscela e il volume di anidride carbonica in m³ che si sviluppa. Considerare allo stato aeriforme l'acqua formata dalla combustione.

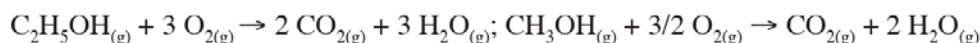
Alla quarta riga e seguenti dello svolgimento scrivere:

$$\Delta H^0_{\text{comb}} = -1277 \text{ kJ/mol di etanolo}; \Delta H^0_{\text{comb}} = -676 \text{ kJ/mol di metanolo}$$

$$\text{Da cui si ricava: } Q_{\text{totale svolto}} = 9,12 \times 10^4 \text{ kJ}$$

SVOLGIMENTO

Le reazioni di combustione sono:



n di miscela = 83,1 mol: n di C₂H₅OH = 58,2 mol e n di CH₃OH = 24,9 mol

$$\Delta H^0_{\text{comb}} = -1325,3 \text{ kJ/mol di etanolo}; \Delta H^0_{\text{comb}} = -689,3 \text{ kJ/mol di metanolo}$$

da cui si ricava:

$$Q_{\text{totale sviluppato}} = 9,43 \times 10^4 \text{ kJ}$$

Esercizio numero 10 a pagina 109; togliere teoricamente nella terza riga del testo

- 10) Si vogliono riscaldare 2000 L di acqua da 15 °C a 65 °C utilizzando la combustione di una miscela gassosa di CH₄ e di C₂H₆ (composizione in volume della miscela: 30% CH₄, 70% C₂H₆): quanti m³ di miscela, misurati a 1,00 atm e a 0 °C, si devono teoricamente bruciare? Considerare una dispersione di calore pari al 25%.

Esercizio numero 14 a pagina 111; nella prima riga dello svolgimento in fondo tra parentesi scrivere:

(problema 13 e non problema 1)

SVOLGIMENTO

Si deve calcolare il ΔU della reazione, sapendo che ΔH⁰_{comb} = -2878 kJ/mol di butano (problema 1).

Esercizio numero 24 a pagina 115; nella seconda riga del testo scrivere alla fine del testo:

(La temperatura di congelamento della soluzione si calcolerà con le Proprietà Colligative delle Soluzioni, Capitolo 9)

- 24) Il "ghiaccio istantaneo" consiste nella dissoluzione del nitrato d'ammonio (NH₄NO₃) in acqua. Calcolare la T_{finale} idealmente raggiungibile da una busta di ghiaccio istantaneo contenente 200 g di nitrato d'ammonio e 400 mL di H₂O inizialmente alla temperatura di 20 °C, considerando il c_p della soluzione pari a 4,184 J/g · K.

Esercizio numero 29 a pagina 117; ecco la soluzione da aggiungere dopo quella già presente

- 29) Prevedere (nessun calcolo) il segno di $\Delta H_{\text{qualitativo}}$ per le seguenti reazioni in fase gassosa:
 (a) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2\text{Cl}$
 (b) $\text{H}_2\text{C}=\text{CHCl} \rightarrow \text{HCl} + \text{HC}\equiv\text{CH}$
 Dare una motivazione logica in base ai legami interessati.

SVOLGIMENTO

(a) $\sum E_{\text{legami rotti}} < \sum E_{\text{legami formati}} \Rightarrow \Delta H_{\text{qual}} < 0$ (b) $\sum E_{\text{legami rotti}} > \sum E_{\text{legami formati}} \Rightarrow \Delta H_{\text{qual}} > 0$

a) Si rompono 1 legame π e 1 legame σ e si formano 2 legami σ

b) Si rompono 2 legami σ e si formano 1 legame π e 1 legame σ

- 45) Un proiettile di piombo della massa di 20,0 g alla T_{iniz} di 20 °C viene scagliato contro una parete indeformabile. Considerando che idealmente tutto il calore venga dissipato dal proiettile, calcolare la velocità minima che deve avere affinché il proiettile si vaporizzi completamente al momento dell'impatto. Dati utili: c_p di $\text{Pb}_{(s)} = 26,8 \text{ J/mol}$; c_p di $\text{Pb}_{(l)} = 30,0 \text{ J/mol}$.

Sostanza	T_{fus} (°C)	ΔH_{fus}^0 (J/g)	ΔH_{fus}^0 (kJ/mol)	T (°C)	ΔH_{vap}^0 (J/g)	ΔH_{vap}^0 (kJ/mol)
Pb	327,5	23,0	4,77	1749	866,3	179,5

Riscrivere le ultime 4 righe:

$$Q = Q_{\text{tot}} = [0,0965 \times 26,8 \times (327,5 - 20)] \text{ J} + (0,0965 \times 4,77 \times 1000) \text{ J} + [0,0965 \times 30,0 \times (1749 - 327,5)] \text{ J} + (0,0965 \times 179,5 \times 1000) \text{ J} = 24819 \text{ J}$$

$$20 \text{ g} = 0,020 \text{ kg} \Rightarrow Q_{\text{tot}} = E_{\text{cinetica}} = \frac{1}{2} mv^2 \Rightarrow v = [(2 \times Q_{\text{tot}})/m]^{1/2} = [(2 \times 24819)/0,020]^{1/2} \text{ (m/s)} = 1575 \text{ m/s}$$

Capitolo 7

Le basi da cui partire a pagina 126: aggiungere l'asterisco anche accanto all'equilibrio in:

Tra la costante di equilibrio e l'energia libera sussiste la seguente relazione:

$$\Delta G_{\text{reaz}}^0 = -RT \ln K_{\text{eq}} \text{ all'equilibrio}$$

$$\Delta G = RT \ln(Q/K_{\text{eq}}) \text{ lontano dall'equilibrio*}$$

Si ha che se $Q < K_{\text{eq}}$, $\Delta G < 0$ e la reazione procede da sinistra a destra.

Pagina 127 Esercizio 2: scrivere \times al posto del meno tra 303 (K) e $[-0,1633 \text{ (kJ/K)}]$ in:

$$\Delta G_{\text{reaz}}^0 = \Delta H_{\text{reaz}}^0 - T \Delta S_{\text{reaz}}^0 = -285,8 \text{ (kJ)} - 303 \text{ (K)} - [-0,1633 \text{ (kJ/K)}] = -236,3 \text{ kJ} \Rightarrow \text{la quantità}$$

Pagina 130, Esercizio 8: **attenzione** al segno meno davanti al risultato di ΔS^0 reazione di formazione dell'urea:

$-0,457 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}$ è il risultato corretto.

8) L'urea $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ è un importante prodotto commerciale (concimi, prodotto di partenza per polimeri, creme varie, SCR riduzione selettiva catalitica: pagina 54, punto d) che si prepara dalla reazione:



Determinare il ΔG^0 della reazione a 1 atm e a 80 °C.

[Per l'urea, a $T = 298 \text{ K}$, si ha: $\Delta H_f^0 = -333,5 \text{ kJ/mol}$; $\Delta G_f^0 = -197,3 \text{ kJ/mol}$]

Svolgimento:

La reazione di formazione dell'urea è: $C_{(s, \text{grafite})} + \frac{1}{2} O_{2(g)} + N_{2(g)} + 2 H_{2(g)} \rightarrow CO(NH_2)_{2(s)}$

$$\Delta S_{\text{reazione di formazione dell'urea}}^0 = (\Delta H_f^0 - \Delta G_f^0) / T = [-333,5 - (-197,3)] \text{ (kJ/mol)} / 298 \text{ (K)} = -0,457 \text{ kJ/mol}\cdot\text{K}$$

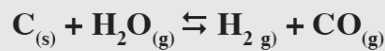
Da questo valore si ricava per differenza l'entropia molare standard dell'urea a 1 atm e a 298 K, conoscendo le entropie molari standard delle altre specie chimiche coinvolte nella reazione di formazione:

$$S^0 = (561,1 - 457) \text{ (J/K)} / 1 \text{ (mol)} = 104,1 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$$

ΔG^0 a 353 K è uguale a $\Delta H_{\text{reaz}}^0 - T\Delta S_{\text{reaz}}^0 = -134,02 \text{ (kJ)} - 353 \text{ (K)} \times (-0,42523 \text{ kJ/K}) = +16,1 \text{ kJ} \Rightarrow$ la reazione non è termodinamicamente favorita a 353 K, con reagenti e prodotti allo stato standard.

Pagina 133 Esercizio 16: togliere alla seconda riga del testo: espresse nel SI

16) Per la reazione all'equilibrio



la K_{eq} a 600 °C risulta minore di quella a 700 °C. Scrivere la costante di equilibrio della reazione in funzione delle pressioni parziali espresse nel SI, individuare in base a considera-

Nello Svolgimento, alla penultima riga, scrivere: T ($K_{\text{eq}} < 1$), negativo ad alte T ($K_{\text{eq}} > 1$) al posto di

T ($K_{\text{eq}} > 1$), negativo ad alte T ($K_{\text{eq}} < 1$): la re-

Pagina 133 Esercizio 17: scrivere nel testo le pressioni parziali in atm e non in bar

me evolve la reazione quando p di HCl = 1,0 bar, p di O₂ = 1,0 bar, p di H₂O = 1,0 bar e p di Cl₂ = 2,0 bar. Qual è il valore del ΔG in queste condizioni?

Pagina 140 Esercizio 30: scrivere nella terza riga del testo, dopo a volume costante, termostato alla temperatura di 298 K. Scrivere dopo è all'equilibrio? (Dato utile: ΔG_f^0 a T = 298 K per AsH_{3(g)} vale 69 kJ/mol)

30) Il gas tossico arsina, AsH₃, si decompone secondo la reazione:

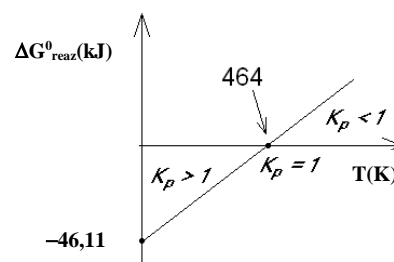


In un reattore a volume costante si introduce As in eccesso, H₂ alla pressione parziale di 1,40 atm e AsH₃ alla pressione parziale di 1,04 atm. Il sistema in queste condizioni iniziali è all'equilibrio?

Discutere inoltre se e come si sposta l'equilibrio a temperatura costante in seguito a:

- (a) una diminuzione di volume;
- (b) un'aggiunta di As_(s, grigio).

Pagina 147, Esercizio 39: questa è la figura corretta

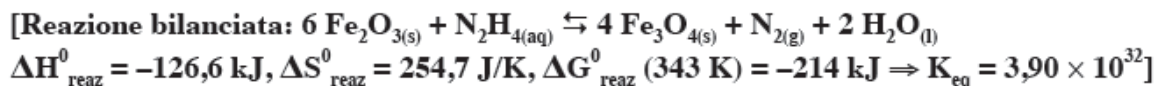


Nel testo **dell'esercizio 42)**, a pagina 148, va indicato il pedice 2 di Fe in FeO₃: **la formula corretta è Fe₂O₃**, come da soluzione sotto il testo. **Nella seconda riga della soluzione scrivere: ΔG^0_{reaz} a 343 K =**

42) L'idrazina viene usata anche per controllare la corrosione di caldaie grazie alla reazione:



La ruggine viene così ridotta a magnetite che forma uno strato nero protettivo che impedisce ulteriore formazione di ruggine. Dopo aver bilanciato la reazione, calcolare il ΔG^0_{reaz} e la K_{eq} alla temperatura del bollitore pari a 70 °C. [Dati per N₂H_{4(aq)}: $\Delta H^0_f = 34,3$ kJ/mol; $S^0 = 138$ J/K · mol]



Capitolo 7, pagina 150, Esercizio 46: nel testo, al posto di termostato alla temperatura di 1273 K, scrivere termostato alla temperatura di 1123 K

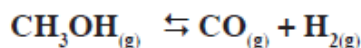
46) Sia data la seguente reazione all'equilibrio:



Alla temperatura di 1123 K tale reazione ha una K_p di 1,23. Determinare le quantità (moli) dei prodotti ottenuti e la pressione totale all'equilibrio, quando in un reattore del volume di 100,0 L, termostato alla temperatura di 1273 K, sono stati posti inizialmente 600 g di CaCO₃ e 28,0 g di N₂.

Capitolo 7, pagina 150, Esercizio 47: riscrivere la reazione e correggere la risposta tra parentesi quadrata

47) 1,00 mol di metanolo gassoso (CH₃OH) viene introdotta in un reattore del volume di 100,0 L a 727 °C. Si stabilisce l'equilibrio dopo che il 60% del metanolo si è decomposto in CO e H₂. Si stabilisce il seguente equilibrio:



Dai dati forniti nel testo, si calcoli la K_{eq} e il ΔG^0 della reazione alla temperatura indicata.



[La pressione iniziale del metanolo è pari a 0,82 atm. All'equilibrio si ha che la pressione parziale di CH₃OH vale 0,33 atm e che le pressioni parziali di CO e H₂ valgono rispettivamente 0,49 atm e 0,98 atm $\Rightarrow K_{\text{eq}} = p(\text{CO}) \times p^2(\text{H}_2) / p(\text{CH}_3\text{OH}) = 1,4 \Rightarrow \Delta G^0_{\text{reaz}}$ a 1000 K = -2797 J]

Capitolo 8

Pagina 160, Esercizio 11: riscrivere l'ultima riga dello svolgimento

Per la reazione diretta si ha:

$$k(T_2)/k(T_1) = A \exp(-E_a/RT_2) / A \exp(-E_a/RT_1) = \exp[(E_a/R) \times (1/T_1 - 1/T_2)] \propto \exp(E_a)$$

Per la reazione inversa si ha:

$$k'(T_2)/k'(T_1) = A \exp(-E'_a/RT_2) / A \exp(-E'_a/RT_1) = \exp[(E'_a/R) \times (1/T_1 - 1/T_2)] \propto \exp(E'_a)$$

Perciò subisce un'accelerazione maggiore, per una uguale variazione di temperatura, la reazione diretta, poiché $E_a > E'_a$.

Pagina 162, Esercizio 15: sostituire l'esercizio presente con questo nuovo esercizio

15) Il seguente equilibrio di dissociazione è una reazione del secondo ordine: $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)}$.

La sua costante cinetica vale 0,54 L/mol·s a 573 K: calcolare in quanto tempo la concentrazione molare di diossido d'azoto passa da 1,24 M a 0,56 M?

Svolgimento:

L'equazione cinetica è la seguente: $-(1/2)d[A]/dt = k[A]^2$ da cui si ricava che $1/[A] = 1/[A]_0 + 2kt$ e di conseguenza il tempo in secondi: $t = (1/2k) \times (1/[A] - 1/[A]_0) = (1/2 \times 0,54) \times (1/0,56 - 1/1,24) = 0,91$ s

N.B. Spesso il fattore 2, nell'equazione precedente, è incorporato nella k e l'equazione cinetica assume la seguente espressione: $1/[A] = 1/[A]_0 + kt$

Capitolo 9

A pagina 184 cancellare questa parte nelle Basi da cui partire:



Nota sulle proprietà colligative delle soluzioni elettrolitiche

Se i soluti subiscono dissociazione, le formule devono essere opportunamente modificate: se si hanno elettroliti forti in acqua, si deve semplicemente considerare un effetto proporzionale. Ad esempio NaCl 1×10^{-3} M in H_2O , l'effetto sarà proporzionale a 2×10^{-3} M.

Il problema è più complesso se si lavora con elettroliti deboli. Si consideri, per esempio, un acido organico, come l'acido acetico. Nel caso di misure ebullioscopiche o crioscopiche i ΔT saranno maggiori del previsto nel caso di tali elettroliti:

$$\Delta T = K \times m \times [1 + \alpha (v - 1)]$$

Per la stessa ragione, in caso di misure della pressione osmotica, occorrerà tenere conto dell'aumento del numero di particelle effettive.

Per alcuni soluti è possibile che ci sia associazione, con una conseguente diminuzione del numero di particelle e perciò della molalità o della molarità; il fenomeno si presenta spesso quando, ad esempio, un acido organico Y, come l'acido acetico CH_3COOH , viene sciolto in un solvente apolare e può dare luogo a legami idrogeno intermolecolari. Si ha perciò in soluzione una percentuale di associazione di un composto Y in dimeri Y_2 .

Sostituire con questa nuova parte:

Se i soluti subiscono dissociazione, le formule devono essere opportunamente modificate: se si hanno elettroliti forti in acqua, si deve semplicemente considerare un effetto proporzionale.

Ad esempio per NaCl $1,0 \times 10^{-3}$ M in H_2O , l'effetto sarà proporzionale a $2,0 \times 10^{-3}$ M.

Il problema è più complesso se si lavora con elettroliti deboli. Si consideri, per esempio, un acido organico, come l'acido acetico. Nel caso di misure ebullioscopiche o crioscopiche i ΔT saranno maggiori del previsto nel caso di tali elettroliti: $\Delta T = K \times m \times [1 + \alpha (v - 1)]$

Per la stessa ragione, in caso di misure di pressione osmotica, occorrerà tenere conto dell'aumento del numero di particelle effettive.

Per alcuni soluti è possibile che ci sia associazione, con una conseguente diminuzione del numero di particelle e perciò della molalità o della molarità; il fenomeno si presenta spesso quando, ad esempio, un acido organico Y, come l'acido acetico CH_3COOH , viene sciolto in un solvente apolare e può dare luogo a legami idrogeno intermolecolari. Si ha perciò in soluzione una percentuale di associazione di un composto Y in dimeri Y_2 .

Se due soluzioni danno valori uguali di una delle proprietà colligative, daranno valori uguali anche delle altre: due soluzioni isotoniche, ovvero ad uguale pressione osmotica, sono anche isopiestiche, ovvero possiedono uguale pressione di vapore e quindi uguali ΔT_{eb} e ΔT_{cr} .

In una soluzione di soluti ionici le particelle di soluto non sono distribuite in maniera completamente casuale: nelle vicinanze di ioni positivi ci sono soprattutto ioni negativi. Le interazioni elettriche derivanti fanno sì che la soluzione non si comporti idealmente: alcuni di questi ioni in soluzione sono soggetti ad associazione (coppia ionica). Alcuni cationi e anioni collidono e in un dato istante si associano: durante il breve tempo in cui sono a contatto, essi si comportano come se fossero una singola particella e ciò tende a ridurre la molalità o la molarità effettiva della soluzione. Ad esempio, l'abbassamento del punto di congelamento è più piccolo di quello calcolato e la pressione

osmotica è minore della calcolata. Per una soluzione acquosa di KBr il valore ideale dovrebbe essere 2. In verità per soluzioni 0,10 m di KBr il valore reale vale 1,88 e per soluzioni acquose 1,0 m vale 1,77: le cause sono appunto le associazioni tipiche delle soluzioni più concentrate, ove gli ioni sono più vicini tra loro e collidono più frequentemente.

Pagina 191, Esercizio 36: scrivere K_{cr} al posto di k_c nella terza riga dello Svolgimento:

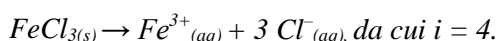
SVOLGIMENTO

Nonostante a $-20\text{ }^\circ\text{C}$ (e 1 atm per completezza) l'acqua pura sia presente come solido (ghiaccio), la presenza di alcool (etanolo) ha l'effetto di ridurne la frazione molare, determinandone un abbassamento crioscopico. Dalle tabelle si ricava che la k_c dell'acqua vale $1,86\text{ }^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol}$.

Pagina 192, Esercizio 38: riscritto il punto (c) dello Svolgimento:

- 38) Quale delle tre soluzioni presenterà la T di inizio ebollizione più elevata a $P = 1\text{ atm}$? (Considerare comportamenti ideali.)
- (a) 171 g di zucchero da cucina (saccarosio, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) in 500 g di H_2O
 - (b) 5,5% in massa di NaCl in H_2O
 - (c) FeCl_3 1 M, $d = 1,1\text{ g/cm}^3$

(c) FeCl_3 è un elettrolita forte che possiede $M = 162\text{ g/mol}$



Essendo $d = 1,1\text{ g/cm}^3$, si ha che $1,0\text{ L} \equiv 1100\text{ g}$, da cui si ricava che si hanno 162 g di soluto, FeCl_3 , in 1100 g di soluzione.

$$m \text{ di solvente (g)} = m \text{ di soluzione (g)} - m \text{ di soluto (g di } \text{FeCl}_3) = 1100\text{ (g)} - 162\text{ (g)} = 938\text{ g}$$

da cui si ricava la molalità (mol/kg) della soluzione: $1\text{ (mol)} / 0,938\text{ (kg)} = 1,07\text{ m (molale)}$

$$\Delta T_{eb}(c) = K_{eb} \times m \times 4 = (0,512 \times 1,07 \times 4)\text{ }^\circ\text{C} = 2,19\text{ }^\circ\text{C}, \text{ ovvero } T_{eb}(c) = T_{eb} + \Delta T_{eb} = 102,2\text{ }^\circ\text{C}$$

La soluzione (c) possiede la temperatura di inizio ebollizione più elevata.

Pagina 193, Esercizio 40:

- 40) La temperatura standard di fusione dell'argento è pari a $960,8\text{ }^\circ\text{C}$. Noto il valore della costante crioscopica dell'argento (K_{cr} di Ag = $34,5\text{ }^\circ\text{C kg/mole}$), calcolare la temperatura di fusione di una lega Ag/Cu al 15% in massa di Cu. **[i = 1; 865,0 °C]**

nella II riga del testo riscrivere: K_{cr} di Ag = $34,5\text{ (}^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol)}$.

Infine è stato scritto lo svolgimento dell'esercizio:

Il solvente è Ag, metallo in componente maggiore nella lega: Cu è il soluto.

$$n \text{ di Cu} = 15,0\text{ (g)} / 63,5\text{ (g)} = 0,236\text{ mol}$$

$$m \text{ (molalità)} = 0,236\text{ (mol)} / 0,085\text{ (kg)} = 2,78\text{ mol/kg}$$

$$\Delta T_{cr} = 34,5\text{ (}^\circ\text{C} \cdot \text{kg/mol)} \times 2,78\text{ (mol/kg)} = 95,9\text{ }^\circ\text{C}$$

$$T_{cr} = T_{fus} = 965\text{ (}^\circ\text{C)} - 95,9\text{ (}^\circ\text{C)} = 869,1\text{ }^\circ\text{C}$$

Capitolo 10

Pagina 208, Esercizio 24: aggiungere alla fine del testo [Dato utile: K_{ps} (NaCl) a $100\text{ }^\circ\text{C} = 37,70$]

- 24) Il Mar Morto può essere considerato una soluzione satura di NaCl. Calcolare la massa (g) di NaCl che è possibile ottenere dall'evaporazione completa di 1000 L di acqua del Mar Morto a $25\text{ }^\circ\text{C}$.

Pagina 212, Esercizio 29: riscritto il testo dell'esercizio

29) Qual è il contenuto massimo (g) di calcare (carbonato di calcio) sciolto in 1000 L di acqua pura a 25 °C?

29) Qual è il contenuto massimo (g) di calcare (carbonato di calcio) sciolto in 1000 L di acqua pura a 290 K, senza considerare l'idrolisi dello ione carbonato? [Dato utile: $K_{ps}(\text{CaCO}_3)$ a 290 K = $8,7 \times 10^{-9}$]

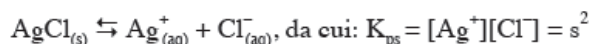
Pagina 212, Esercizio 33: aggiungere alla fine del testo [Dato utile: $K_{ps}(\text{AgCl})$ a 100 °C = $2,15 \times 10^{-9}$]

33) Calcolare la solubilità in mg/L dell'AgCl a 25 °C. Supponendo di partire da 1,0 L di una soluzione satura di AgCl, senza corpo di fondo e inizialmente a 100 °C, quale massa (g) di AgCl_(s) si forma portando la soluzione a 25 °C?

Togliere nello svolgimento terza riga la dimensione (mol/L)² dopo il valore di K_{ps}

SVOLGIMENTO

L'AgCl è un sale poco solubile che in acqua si dissocia secondo l'equilibrio:



Dalle tabelle si ha che K_{ps} a 100 °C = $2,15 \times 10^{-9}$ (mol/L)²; K_{ps} a 25 °C = $1,56 \times 10^{-10}$

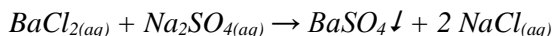
Pagina 212, Esercizio 32: è stata riscritto l'esercizio e lo svolgimento

32) A 100 mL di una soluzione acquosa 0,050 M di BaCl₂ si aggiungono 200 mL di una soluzione acquosa 0,10 M di Na₂SO₄. Si chiede:

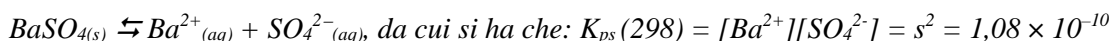
a) di verificare se la precipitazione è completa; b) di calcolare quanti grammi di solfato di bario sono precipitati.

Svolgimento:

In soluzione si ha la formazione di BaSO₄ secondo la reazione scritta in forma neutra:



BaSO₄ è un sale poco solubile che in acqua si dissocia secondo l'equilibrio:



n di BaCl₂ = n di BaSO₄ = n di Na₂SO₄ necessarie per la precipitazione = $0,050$ (mol/L) / $0,100$ (L) = $0,0050$ mol;

n di Na₂SO₄ aggiunte = $0,10$ (mol/L) × $0,200$ (L) = $0,020$ mol aggiunte

Si ha perciò un eccesso di Na₂SO₄:

n di Na₂SO₄ in eccesso = $(0,020 - 0,0050)$ (mol) = $0,015$ mol

V totale di soluzione = $(100+200)$ (mL) = 300 mL

Il solfato di sodio, Na₂SO₄, è un sale molto solubile e in soluzione acquosa sarà completamente dissociato secondo la reazione:



$[\text{Na}_2\text{SO}_4]$ in eccesso = $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,015$ (mol) / $0,300$ (L) = $0,050$ M

Essendo il BaSO₄ poco solubile, è possibile trascurare gli ioni SO₄²⁻ provenienti dalla sua dissociazione, ovvero considerarli derivanti integralmente dal solfato di sodio; pertanto sapendo che $[\text{Ba}^{2+}] = s$ e sostituendo tale valore nel prodotto di solubilità si ha:

$K_{ps} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = s \times 0,050 = 1,08 \times 10^{-10} \Rightarrow s = (1,08 \times 10^{-10}) / 0,050 = 2,16 \times 10^{-9} (M) \Rightarrow$
 $2,16 \times 10^{-9} \ll 1,0 \times 10^{-5} \Rightarrow$ pertanto la precipitazione è da considerarsi completa.

Sapendo che M di $BaSO_4 = 233,38$ g/mol, si ha che: n precipitate di $BaSO_4 \approx n$ iniziali di $BaCl_2$
 massa precipitata di $BaSO_4$ è uguale a: $m = 0,0050$ (mol) \times $233,38$ (g/mol) = $1,167$ g di precipitato.

Pagina 218, Esercizio 49: è stato riscritto l'esercizio e lo svolgimento

49) Calcolare la solubilità del fluoruro di calcio (fluorite) in una soluzione acquosa 2,0 M di HCl (l'acido è completamente ionizzato), sapendo che la K_{ps} di CaF_2 vale $1,46 \times 10^{-10}$ e K_a di HF vale $3,5 \times 10^{-4}$.

Svolgimento:

L'equilibrio di solubilità è il seguente: $CaF_{2(s)} \rightleftharpoons Ca^{2+}_{(aq)} + 2 F^{-}_{(aq)}$,

seguito dalla reazione di idrolisi: $F^{-}_{(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)} \rightleftharpoons HF_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

Moltiplicando per due il secondo equilibrio e sommando, si ha la seguente reazione di dissoluzione del sale (con y si indica la solubilità della fluorite):

	$CaF_{2(s)}$	+	$2 H_3O^{+}_{(aq)}$	\rightleftharpoons	$Ca^{2+}_{(aq)}$	+	$2 HF_{(aq)}$
i)			2,0		/		/
v)			-2y		+y		+2y
e)			2,0 - 2y		y		2y

$K_{totale} = K_{ps} / K_a^2 = 1,2 \times 10^{-3} = (y) \times (2y)^2 / (2,0 - 2y)^2 \Rightarrow y \approx 9,9 \times 10^{-2}$ mol/L

Le concentrazioni molari delle altre specie all'equilibrio sono:

$[HF] = 2y = 0,198$ M e $[F^-] = \sqrt{K_{ps} / y} = 3,84 \times 10^{-5}$ M

Capitolo 11

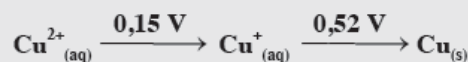
Pagina 240, Esercizio 18: scrivere nella prima riga del testo: Una lastra metallica di superficie totale 0,25 cm² al posto di

18) Una lastra metallica di 0,25 m² di superficie deve essere cromata: a tale scopo essa viene

Pagina 253, Esercizio 25: scrivere nello svolgimento: $E^0(Cu^{2+}/Cu) = (0,52 + 0,15) (V) / 2 = 0,34$ V al posto di

$E^0(Cu^{2+}/Cu) = 0,52$ V + $0,15$ V/2 = $0,337$ V, ovvero $0,34$ V.

25) Il diagramma di Latimer per il rame è il seguente:



- (a) Discutere, giustificando la risposta, se lo ione Cu^+ è stabile o disproporziona in acqua.
- (b) Spiegare come si può dimostrare da questi dati che $E^0(Cu^{2+}/Cu) = 0,34$ V.
- (c) Indicare quale tra i riducenti nelle coppie redox sotto indicate è in grado di ridurre Cu^{2+} a Cu.
- (d) Calcolare la costante di equilibrio K_{eq} della reazione al punto (c).
 [Dati: $E^0(Sn^{4+}/Sn^{2+}) = 0,15$ V ; $E^0(I_2/I^-) = 0,53$ V ; $E^0(Fe^{3+}/Fe^{2+}) = 0,77$ V ;
 $E^0(Mg^{2+}/Mg) = -2,37$ V]

Pagina 250, Esercizio 41: scritta la soluzione estesa dell'esercizio

[Le prime due, perché $\text{NO}_3^- (\text{aq}) + 4 \text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq}) + 3 \text{e}^- \rightleftharpoons \text{NO} (\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$ con $E^0 = 0,96 \text{ V}$

a) $E = 0,96 + 0,059/3 \log (1,0 \times 10^{-4}) \times (1,0 \times 10^{-4})^4 / 1 = 0,57 \text{ V} < E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$

b) $E^0 = 0,00 \text{ V} < E^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$]

Pagina 250, Esercizio 45: togliere in dato utile la dimensione $(\text{mol/L})^2$ dopo il valore della K_{ps}

Pagina 255, Esercizio 65: nel testo alla seconda riga al posto di **A h** scrivere **Ah**; nel testo alla quarta riga al posto di **€MW h** scrivere **€MWh**; nella soluzione alla quarta riga scrivere:

$Y = 901 \text{ Ah}$; Costo dell'elettrolisi = $6 \text{ (V)} \times 901 \text{ (Ah)} \times 60 \times 10^{-6} \text{ (€Wh)} = 0,32 \text{ €}$

Capitolo 12

Pagina 266, Esercizio 9(b): scrivere al posto di *N*-fenilbenzilammina “*N*-benzilammina”

- 9) Rappresentare le strutture corrispondenti ai nomi seguenti:
- (a) 4-benzilanilina
 - (b) *N*-fenilbenzilammina

Appendice A

Chimica Generale

Scrivere sotto **Chimica Generale**: Molte tabelle sono state tratte da testi in lingua inglese, ove il decimale è indicato con il punto e non con la virgola tipica delle convenzioni non anglosassoni.

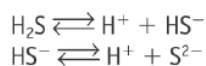
Scrivere al posto di

.....
TABELLA A.1 Calori specifici e capacità termiche di alcune sostanze comuni a 25 °C

TABELLA A.1 Capacità termica specifica e capacità termiche molari di alcune sostanze comuni a 25 °C

.....
TABELLA A.5 Costanti di ionizzazione di acidi deboli a 25 °C (continua)

Solfidrico



$$K_1 = 1 \times 10^{-7}$$

$$K_2 = 1 \times 10^{-19}$$

$$\rightarrow K_2 = 1 \times 10^{-13}$$

TABELLA A.11 Scrivere su tutte le 4 pagine E^0 (volt): il pallino è posto troppo in alto