

ESERCIZI STECHIOMETRICI (con risultato)

Differenze di qualche unità sull'ultima cifra del risultato potrebbero essere dovute a una diversa approssimazione dei calcoli

NB: *Qualsiasi problema relativo alla risoluzione degli esercizi potrà essere discusso con il docente unicamente durante gli orari di ricevimento.*

Costanti generali usate negli esercizi

$$N_A = 6,0221 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$F = 96485 \text{ C}$$

$$R = 8,2058 \times 10^{-2} \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} = 8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

temperatura e pressione standard dei gas (TPS): 0 °C; 1 atm

volume molare dei gas (0 °C e 1 atm) = 22,414 L

$$(RT/F) \ln x \text{ (25 °C)} = 5,9161 \times 10^{-2} \log x \text{ (in Volt mol}^{-1}\text{)}$$

Stechiometria dei composti

- 1) Calcolare quanti grammi di idrogeno sono presenti in 0,745 g di acetone (CH_3COCH_3).
{7,74×10⁻² g}
- 2) In quanti grammi di $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ sono presenti 2,53 g di fosforo?
{7,27 g}
- 3) Un ossido dell'uranio contiene il 89,9% del metallo. Determinare la formula minima del composto.
{U₃O₅}
- 4) Un campione di una specie chimica contiene 0,193 g di potassio, 0,0693 g di azoto e 0,237 g di ossigeno. Determinare la formula minima del composto.
{KNO₃}
- 5) Un ossoacido dello zolfo contiene il 54,74% di ossigeno ed il 43,89% di zolfo. Calcolarne la formula minima.
{H₂S₂O₅}
- 6) 1,000 g di rame, scaldato in presenza di diossigeno, si trasforma in 1,251 g di ossido. Stabilirne la formula.
{CuO}
- 7) Calcolare il peso molecolare di $\text{C}_2^2\text{H}_4^{18}\text{O}_2$, trascurando i decimali.
{68 u}
- 8) Una miscela di $^1\text{H}_2\text{O}$ e di $^2\text{H}_2\text{O}$ ha peso molecolare medio di 18,418 u. Sapendo che la massa atomica di ^1H è 1,008 u e quella di ^2H è 2,015 u, calcolare la composizione percentuale della miscela.
{ $^1\text{H}_2\text{O}$ 80%; $^2\text{H}_2\text{O}$ 20%}
- 9) 45,0 g di una sostanza gassosa esercitano una pressione di 1,52 atm in un recipiente di 7,50 L a 30,0 °C. Calcolare il peso molecolare della sostanza.
{98,0 u}
- 10) Sapendo che una sostanza gassosa ha formula minima CH_3O e che 4,65 g di essa in un recipiente di 5,00 L a 420 °C esercitano una pressione di 0,850 atm, stabilire la formula molecolare della sostanza.
{C₂H₆O₂}
- 11) Un composto contiene 2,49% di H, 38,24% di P e 59,27% di O ed ha PM = 161,97 u. Determinarne la formula molecolare.
{H₄P₂O₆}
- 12) Un alogenuro di bario contiene il 46,21% del metallo. Stabilire quale è l'alogeno.
{bromo}
- 13) Calcolare il grado di ossidazione del vanadio in un suo ossido che contiene il 38,58% di ossigeno.
{+4}
- 14) Calcolare il grado di ossidazione del ferro nell'ossido ottenuto dalla reazione stechiometrica tra 6,0 mol di ferro e 4,0 mol di ossigeno molecolare.
{+8/3}
- 15) 2,45 g di potassio reagiscono stechiometricamente con 2,01 g di diossigeno. Il prodotto che si forma è un ossido, un perossido od un superossido?
{superossido}
- 16) Quale è l'elemento il cui triossido (g.o. del metallo = +6) ha peso molecolare pari a 100 u?
{Cr}
- 17) Un ossido di azoto gassoso ha una densità di 1,34 g/L a TPS. Quale ossido è?
{NO}

Soluzioni: concentrazioni e miscele

- 1) 35,00 g di metanolo (CH_3OH) vengono mescolati con 35,15 g di acqua. Calcolare le frazioni molari dei due componenti nella soluzione.
{ $x(\text{CH}_3\text{OH}) = 0,359$; $x(\text{H}_2\text{O}) = 0,642$ }

- 2) 350 g di una soluzione acquosa contengono 5,31 g di solfato di sodio. Calcolare la molalità del sale. {0,108 m}
- 3) La soluzione al 15,0%p/p di acido cloridrico ha densità 1,19 g/mL. Calcolare la molarità dell'acido. {4,90 M}
- 4) Una miscela gassosa contiene il 30,0%p/p di difluoro ed il rimanente di dicloro. Sapendo che 3,10 g della miscela occupano 1,70 L a 25 °C, calcolare le pressioni parziali dei due gas. { $p(\text{F}_2) = 0,35 \text{ atm}$; $p(\text{Cl}_2) = 0,44 \text{ atm}$ }
- 5) Quale volume (a TPS) di acido cloridrico gassoso deve essere sciolto in acqua per ottenere 1,50 L di una soluzione 1,50 M? {50,4 L}
- 6) Quanti grammi di cloruro di sodio solido bisogna aggiungere a 3,00 L di cloruro di calcio 0,200 M affinché la concentrazione finale di Cl^- sia 0,500 M? {17,5 g}
- 7) Quale è la concentrazione degli ioni sodio nella soluzione contenente 0,25 mol/L di monoidrogenofosfato di sodio e 0,25 mol/L di cloruro di sodio? {0,75 M}
- 8) In una soluzione di solfato sodico vi sono $3,6 \times 10^{17}$ ioni per millilitro. Calcolare la concentrazione molare del sale. { $2,0 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ }
- 9) In una miscela gassosa di N_2 , O_2 e H_2 le pressioni parziali sono $p(\text{N}_2) = 0,350 \text{ atm}$, $p(\text{O}_2) = 0,200 \text{ atm}$ e $p(\text{H}_2) = 0,450 \text{ atm}$. Calcolare la percentuale in peso di N_2 nella miscela. {57,3%}
- 10) Trascurando l'idrolisi degli ioni, calcolare la concentrazione molare degli ioni ammonio in una soluzione ottenuta sciogliendo 18,40 g di solfato neutro d'ammonio in 5,0 L di acqua. {0,056 m}
- 11) Una soluzione di nitrato di alluminio contiene 1,00 g del sale in 2,00 L. Quale è la concentrazione degli ioni nitrato nella soluzione? { $7,04 \times 10^{-3} \text{ M}$ }
- 12) Calcolare quanti grammi di fosfato neutro di sodio bisogna sciogliere in 500 mL di acqua affinché la concentrazione degli ioni sodio nella soluzione sia 0,15 m. {4,10 g}
- 13) Quanti grammi di cloruro tallico bisogna sciogliere in 2,5 L di soluzione affinché la concentrazione degli ioni cloruro sia 0,33 M? {85,5 g}
- 14) Quanta acqua bisogna aggiungere a 150 mL di soluzione 0,10 M di cloruro di sodio affinché la concentrazione finale del sale sia 0,030 M? {350 mL}
- 15) 5,0 L di acqua vengono aggiunti a 2,0 L di soluzione acquosa 0,20 M di cloruro di sodio. Calcolare la concentrazione del sale nella soluzione finale. {0,057 M}
- 16) A quale volume si devono diluire 30,0 mL di acido cloridrico 5,50 M per avere una soluzione 0,85 M dell'acido? {0,19 L}
- 17) Quale volume di una soluzione 2,60 M di cloruro di bario contiene lo stesso numero di ioni di 4,10 L di soluzione 1,75 M di nitrato di litio? {1,84 L}
- 18) Calcolare la concentrazione molare dello ione cloruro in una soluzione ottenuta mescolando 250 mL di cloruro di sodio 0,010 M con 150 mL di cloruro di bario 0,020 M. {0,021 M}
- 19) Una soluzione 0,50 M di acido cloridrico viene preparata mescolando una soluzione 1,00 M dell'acido ed una 0,10 M. In quale rapporto devono essere i volumi di queste soluzioni? { $V_1/V_2 = 0,80$ }
- 20) 10,0 L di una soluzione 0,20 M di cloruro di sodio vengono preparati mescolando una soluzione 0,10 M ed una 0,50 M del sale. Calcolare i volumi necessari delle due soluzioni originarie. {2,5 L}
- 21) Quale volume di soluzione 0,100 M di nitrato di bario deve essere aggiunto a 5,00 L di nitrato di sodio 0,050 M affinché la concentrazione finale degli ioni nitrato sia 0,100 M? {2,5 L}
- 22) Volumi uguali di una soluzione 0,010 M di perclorato di sodio e di una soluzione 0,020 M dello stesso sale vengono mescolati tra loro. Calcolare la concentrazione del sale nella soluzione finale. {0,015 M}
- 23) 0,200 L di una soluzione 0,100 M di nitrato di bario vengono mescolati con 0,100 L di una soluzione di nitrato di sodio. Calcolare la concentrazione molare di questa soluzione, sapendo che la concentrazione degli ioni nitrato nella soluzione finale è 0,175 M. {0,125 M}
- 24) Calcolare le concentrazioni degli ioni sodio, magnesio e cloruro in una soluzione ottenuta mescolando 355 mL di cloruro di sodio 0,030 M, 250 mL di cloruro di magnesio 0,020 M e 400 mL di acqua.

Soluzioni: proprietà colligative

- 1) A 100 °C la tensione di vapore dell'acqua in una soluzione acquosa è 0,83 atm. Calcolare la frazione molare del soluto. {0,17}
- 2) La tensione di vapore dell'acqua a 20 °C è 17,535 Torr. Calcolare di quanto essa viene abbassata quando 10,0 g di glucosio ($C_6H_{12}O_6$) vengono aggiunti a 100,0 g di acqua. {0,174 Torr}
- 3) Calcolare la tensione di vapore a 100 °C dell'acqua in una soluzione costituita da 100 g di acqua e 25,0 g di fluoruro di litio. {0,742 atm}
- 4) Ad una certa temperatura, la tensione di vapore di C_6H_6 puro è 76,5 Torr. Sciogliendo 2,00 g di un soluto non-elettrolita in 100 g di C_6H_6 , la tensione di vapore di quest'ultimo si riduce a 75,5 Torr. Calcolare il peso molecolare del soluto. {118 u}
- 5) Ad una certa temperatura, la tensione di vapore dell'acqua è 0,200 atm e quella dell'etanolo è 0,360 atm. Quale è la pressione totale della miscela dei gas in equilibrio con una soluzione liquida equimolecolare delle due sostanze? {0,280 atm}
- 6) Quale è la tensione di vapore dell'acqua a 100 °C in una soluzione contenente 52,0 mol di acqua e 2,0 mol di zucchero? {0,963 atm}
- 7) Una soluzione contenente 1,285 g di un soluto non-elettrolita in 118 g di solvente ha un abbassamento crioscopico di 0,235 °C. Sapendo che il peso molecolare del soluto è 64,04 u, calcolare la costante crioscopica del solvente. {1,38 °C kg mol⁻¹}
- 8) Una soluzione acquosa 0,10 m congela a -0,37 °C. Stabilire se il soluto è un elettrolita o no. $k_{cr} = 1,86$ °C kg mol⁻¹. {elettrolita}
- 9) Una soluzione viene preparata sciogliendo 0,500 mol di $Al_2(SO_4)_3$ in 838 g di acqua. Supponendo che il soluto sia un elettrolita forte, calcolare la differenza tra la temperatura di ebollizione della soluzione e quella dell'acqua pura. $k_{eb}(H_2O) = 0,52$ °C kg mol⁻¹. {1,55 °C}
- 10) Quanti grammi di cloruro di magnesio bisogna aggiungere a 100 g di acqua per portare la temperatura di ebollizione ($P = 1$ atm) a 100,38 °C? ($k_{eb}(H_2O) = 0,51$ °C kg mol⁻¹) {2,4 g}
- 11) La soluzione acquosa ($k_{cr} = 1,86$ °C kg mol⁻¹) 0,010 m di un elettrolita forte congela a -0,056 °C. In quanti ioni si dissocia il soluto? {3}
- 12) La soluzione acquosa ($k_{cr} = 1,86$ °C kg mol⁻¹) 0,010 m di un sale di sodio congela a -0,056 °C. Stabilire quale è la carica ionica dell'anione del sale. {2-}
- 13) Una soluzione contenente 3,00 g di un non-elettrolita in 100 g di acqua ($k_{cr} = 1,86$ °C kg mol⁻¹) congela a -0,279 °C. Calcolare il peso molecolare del soluto. {200 u}
- 14) La soluzione contenente 0,848 g di un cloruro alcalino in 2,00 L di acqua congela a -0,0372 °C. Calcolare il peso formula del sale e dire quale è il metallo. ($k_{cr}(H_2O) = 1,86$ °C kg mol⁻¹) {42,4 u; litio}
- 15) Una soluzione acquosa congela a -2,47 °C. Quale è la sua temperatura di ebollizione alla pressione di 1,0 atm? $k_{cr}(H_2O) = 1,86$ °C kg mol⁻¹; $k_{eb}(H_2O) = 0,52$ °C kg mol⁻¹. {100,69 °C}
- 16) Una soluzione acquosa di cloruro di sodio congela alla stessa temperatura di una soluzione 0,0010 M di nitrato di calcio. Quale è la sua concentrazione molare? {1,5×10⁻³ mol/L}
- 17) Stabilire quale delle seguenti soluzioni acquose ha la più bassa temperatura di congelamento: a) $Ca(NO_3)_2$ 0,15 m; b) KNO_3 0,20 m; HNO_3 0,10 m. { $Ca(NO_3)_2$ }
- 18) Calcolare la temperatura di congelamento di una soluzione acquosa ($k_{cr} = 1,86$ °C kg mol⁻¹) 0,10 m di un acido debole monoprotico dissociato per il 10%. {-0,20 °C}
- 19) Una soluzione acquosa ($k_{cr} = 1,86$ °C kg mol⁻¹) contenente 0,110 mol di un elettrolita debole binario in 442 mL di acqua presenta un abbassamento crioscopico di 0,765 °C. Calcolare il grado di dissociazione dell'elettrolita. {0,65}
- 20) Quanti grammi di solfato sodico bisogna aggiungere a 2,00 L di acqua per ottenere una soluzione con $\pi = 250$ torr a 20,0 °C? {1,30 g}
- 21) Quante molecole di soluto non elettrolita sono presenti in 0,50 mL di una soluzione che ha una pressione osmotica di 0,80 atm a 30,0 °C? {9,7×10¹⁸}
- 22) Una soluzione acquosa di cloruro di calcio ha una pressione osmotica di 0,320 atm a 25,0 °C. Quale è la concentrazione molare del soluto?

- 23) 2000 mL di una soluzione contengono 15,0 g di un soluto non-elettrolita ed hanno una pressione osmotica di $2,55 \text{ atm}$ a $20,0^\circ\text{C}$. Calcolare il peso molecolare del soluto. $\{4,36 \times 10^{-3} \text{ M}\}$
- 24) La pressione osmotica a $25,0^\circ\text{C}$ di una soluzione satura di carbonato di calcio è $0,0179 \text{ atm}$. Calcolare il prodotto di solubilità del sale. $\{70,7 \text{ u}\}$
- 25) Stabilire quale delle seguenti soluzioni ha (a parità di temperatura) la pressione osmotica più alta: NaNO_3 $0,032 \text{ M}$; CaBr_2 $0,027 \text{ M}$; K_3PO_4 $0,018 \text{ M}$. $\{1,34 \times 10^{-7} (\text{mol/L})^2\}$
- 26) Quale è la concentrazione del sale in una soluzione di solfato di sodio che ha, a parità di temperatura, la stessa pressione osmotica di una soluzione $0,0200 \text{ M}$ di fosfato di sodio? $\{\text{CaBr}_2\}$
- 27) L'acqua di mare contiene circa 35 g/L di soluti. Supponendo che siano costituiti solo da cloruro di sodio, calcolare la pressione minima che bisogna applicare all'acqua di mare per convertirla in acqua dolce tramite osmosi inversa a 20°C . $\{2,67 \times 10^{-2} \text{ M}\}$
- $\{29 \text{ atm}\}$

Stechiometria delle reazioni

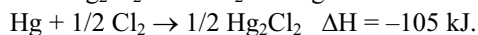
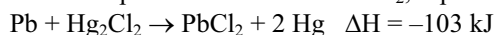
- 1) Quanti grammi di KI sono necessari per ridurre $15,3 \text{ g}$ di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ nella reazione da bilanciare $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$? $\{51,8 \text{ g}\}$
- 2) Quanti grammi di P_4O_6 sono necessari per produrre $20,0 \text{ g}$ di P_2I_4 nella reazione da bilanciare $\text{P}_4\text{O}_6 + \text{I}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{I}_4 + \text{P}_4\text{O}_{10}$? $\{9,65 \text{ g}\}$
- 3) Quale volume (a TPS) di PH_3 gassosa si ottiene da $10,0 \text{ g}$ di Ca_3P_2 nella reazione da bilanciare $\text{Ca}_3\text{P}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{PH}_3$? $\{2,46 \text{ L}\}$
- 4) Quanti litri (a TPS) di SO_2 gassosa occorrono per produrre $15,0 \text{ g}$ di zolfo nella reazione da bilanciare $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4$? $\{31,4 \text{ L}\}$
- 5) Quanti grammi di zolfo si ottengono facendo reagire $2,50 \text{ L}$ di KMnO_4 $3,0 \times 10^{-2} \text{ M}$ nella reazione da bilanciare $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S} + \text{MnS} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$? $\{6,0 \text{ g}\}$
- 6) Quanti grammi di perclorato di sodio si ottengono da $55,0 \text{ g}$ di cloro nella reazione da bilanciare $\text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NaClO}_4 + \text{H}_2\text{O}$? $\{23,7 \text{ g}\}$
- 7) Quanti litri di L di HS^- $0,100 \text{ M}$ occorrono per produrre $5,00 \text{ g}$ di Cu_2S nella reazione da bilanciare $\text{Cu}^{2+} + \text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}_2\text{S} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$? $\{0,393 \text{ L}\}$
- 8) Quanti grammi di KMnO_4 occorrono per produrre $50,0 \text{ L}$ (a TPS) di Cl_2 nella reazione da bilanciare $\text{KMnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$? $\{141 \text{ g}\}$
- 9) Data la reazione da bilanciare $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$, calcolare la concentrazione molale dell'acido in una soluzione ottenuta mescolando $25,0 \text{ g}$ di P_4O_{10} con $10,0 \text{ L}$ di acqua. (trascurare l'acqua consumata dalla reazione). $\{3,52 \times 10^{-2} \text{ m}\}$
- 10) Bilanciare la reazione $\text{Zn} + \text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O}$, e calcolare quanti grammi di ione ammonio si ottengono da 10 g di riducente. $\{0,92 \text{ g}\}$
- 11) Bilanciare la reazione $\text{NO} + \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{Fe} + \text{H}^+$, e calcolare quanti grammi di ossidante reagiscono con $10,0 \text{ g}$ di riducente. $\{9,31 \text{ g di Fe}^{2+}\}$
- 12) Calcolare la quantità in grammi di $\text{Al}(\text{OH})_3$ che si ottiene dalla reazione da bilanciare $\text{Al}^{3+} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NH}_4^+$, quando si mescolano $0,897 \text{ L}$ (a TPS) di NH_3 gassosa con $40,0 \text{ mL}$ di soluzione $0,500 \text{ M}$ di Al^{3+} . $\{1,04 \text{ g}\}$
- 13) Quanti grammi di SO_2 si ottengono facendo reagire $67,5 \text{ g}$ di S_2Cl_2 con $10,0 \text{ g}$ di H_2O nella reazione da bilanciare $\text{S}_2\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_2 + \text{HCl} + \text{S}$? $\{16,0 \text{ g}\}$
- 14) Quante moli di solfato neutro di sodio si formano nella reazione tra $25,0 \text{ mL}$ di acido solforico $0,020 \text{ M}$ e $30,0 \text{ mL}$ di idrossido di sodio $0,050 \text{ M}$? $\{5,0 \times 10^{-4} \text{ mol}\}$
- 15) Quanti grammi di HCl si ottengono facendo reagire $4,50 \text{ L}$ (a TPS) di PCl_5 gassoso con $10,0 \text{ g}$ di H_2O nella reazione da bilanciare $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{HCl}$? $\{25,2 \text{ g}\}$
- 16) $2,50 \text{ L}$ di HNO_3 $0,010 \text{ M}$ vengono fatti reagire con $0,25 \text{ g}$ di rame nella reazione da bilanciare $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$. Quale volume (a TPS) di NO gassoso si ottiene?

- 17) 10,0 g di P_2O_5 vengono mescolati con 15,0 g di $Ca_3(PO_4)_2$ per dare la reazione da bilanciare $Ca_3(PO_4)_2 + P_2O_5 + H_2O \rightarrow Ca(H_2PO_4)_2$. Quale dei due reagenti è quello in difetto? $\{5,9 \times 10^{-2} \text{ L}\}$
- 18) 8,0 mmol di Cu^{2+} vengono aggiunte a 50,0 mL di soluzione 0,200 M di I^- . Calcolare la concentrazione di Cu^{2+} presente nella soluzione dopo che la reazione da bilanciare $Cu^{2+} + I^- \rightarrow CuI_{(s)} + I_2$ è avvenuta. $\{P_2O_5\}$
- 19) Nella reazione da bilanciare $PCl_5 + H_2O \rightarrow POCl_3 + HCl$ occorre una quantità maggiore di PCl_5 per produrre 25,0 g di $POCl_3$ oppure per produrre 6,75 L (a TPS) di HCl gassoso? $\{6,0 \times 10^{-2} \text{ M}\}$
- 20) Calcolare il peso equivalente dell'acido nitrico relativo alla reazione da bilanciare $Cu + HNO_3 + H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + NO + H_2O$. $\{POCl_3\}$
- 21) L'acido nitrico, usato come ossidante, ha peso equivalente 12,6 u. A quale specie chimica si riduce? $\{21,00 \text{ u}\}$
- 22) 5,00 g di ione permanganato ossidano 2,14 g di perossido di idrogeno a diossigeno. A quale grado di ossidazione si riduce il permanganato? $\{N_2\}$
- 23) 0,729 g di un metallo, reagendo con diossigeno, formano 1,209 g di ossido. Quale è il peso equivalente del metallo? $\{+4\}$
- 24) 6,0 g di carbonio reagiscono stechiometricamente con 5,60 L (a TPS) di diossigeno. Quale è il prodotto di questa reazione? $\{12,2 \text{ u}\}$
- 25) A quale composto viene ossidato il dicloro nella reazione da completare $10 MnO_4^- + 3 Cl_2 + 2 H_2O \rightarrow 10 MnO_2 + 6 \dots + 4 OH^-$? $\{CO\}$
- 26) Due moli di atomi di un metallo reagiscono stechiometricamente con 212,7 g di cloro per formare un cloruro. Stabilire il grado di ossidazione del metallo nel sale. $\{ClO_3^-\}$
- 27) Quale composto stabile si forma quando diazoto e diidrogeno reagiscono stechiometricamente tra loro nel rapporto 7:1 in peso? $\{+3\}$
- 28) Quanti grammi di solfuro d'ammonio solido bisogna decomporre a $H_2S_{(g)}$ e $NH_{3(g)}$ in un recipiente di 10,0 L a 100 °C per avere una pressione totale di 1,50 atm? $\{N_2H_4\}$
- $\{11,1 \text{ g}\}$

Termodinamica

- 1) Per la reazione $2 Hg + O_2 \rightarrow 2 HgO$, $\Delta H = +181 \text{ kJ}$. Quanti grammi di ossido si ottengono quando si fornisce al sistema 5,0 kJ di calore? $\{12 \text{ g}\}$
- 2) L'entalpia di combustione del metano è -890 kJ/mol . Calcolare la quantità di calore prodotta quando vengono bruciati 10,0 m³ (a TPS) del gas. $\{3,97 \times 10^5 \text{ kJ}\}$
- 3) Bruciando 50,0 kg di carbonio vengono liberate $1,64 \times 10^6 \text{ kJ}$ di calore. Calcolare il valore dell'entalpia di formazione di CO_2 . $\{-394 \text{ kJ/mol}\}$
- 4) Valutare la differenza tra energia interna ed entalpia di vaporizzazione per il processo $H_2O_{(l)} \rightarrow H_2O_{(g)}$ a 100 °C. $\{3,10 \text{ kJ}\}$
- 5) La reazione $2 N_2O_{5(s)} \rightarrow 2 N_{2(g)} + 5 O_{2(g)}$ ha $\Delta H = +86,2 \text{ kJ}$ a 25,0 °C. Calcolare ΔU della reazione, assumendo che i gas si comportino in modo ideale. $\{+68,8 \text{ kJ}\}$
- 6) Sapendo che l'entalpia di formazione di H_2O è -285 kJ/mol e quella di CO_2 è -393 kJ/mol , stabilire se si produce più calore facendo reagire con ossigeno 1,0 g di idrogeno od 1,0 g di carbonio. $\{\text{idrogeno}\}$
- 7) Sapendo che le energie libere standard di formazione di $C_6H_{12}O_6$, CO_2 e H_2O sono rispettivamente -911 , -393 e -238 kJ/mol , calcolare ΔG per la reazione $C_6H_{12}O_{6(s)} + 6 O_{2(g)} \rightarrow 6 CO_{2(g)} + 6 H_2O_{(l)}$. $\{-2,88 \times 10^3 \text{ kJ}\}$
- 8) Sapendo che le entalpie di formazione di FeO e di Al_2O_3 sono rispettivamente -267 e -1676 kJ/mol , calcolare la quantità di calore prodotto quando si formano 20,0 g di Fe nella reazione $3 FeO + 2 Al \rightarrow 3 Fe + Al_2O_3$. $\{435 \text{ kJ}\}$
- 9) L'entalpia di formazione della fosfina è $+5,4 \text{ kJ/mol}$. Calcolare il calore sviluppato quando 340 g di fosfina danno luogo alla reazione (a P costante) $4 PH_3 \rightarrow P_4 + 6 H_2$. $\{226 \text{ kJ}\}$

10) Calcolare l'entalpia di formazione di PbCl_2 , sapendo che:



{-313 kJ}

Cinetica

- 1) La costante cinetica della reazione $2 \text{A} \rightarrow \text{prodotti}$ è $0,012 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Calcolare la concentrazione di A dopo 150 s di reazione, sapendo che la concentrazione iniziale era 0,30 M.
{0,19 mol/L}
- 2) La costante cinetica di una reazione è $3,4 \times 10^{-3} \text{ min}^{-1}$. Calcolare la concentrazione del reagente dopo 2,00 ore di reazione, sapendo che quella iniziale era 0,30 M.
{0,20 mol/L}
- 3) In una reazione del 1° ordine, la concentrazione iniziale del reagente è 0,250 M e dopo 40 min è 0,088 M. Calcolare la costante cinetica della reazione.
{ $2,6 \times 10^{-2} \text{ min}^{-1}$ }
- 4) Una reazione del 1° ordine ha tempo di dimezzamento di 2,30 s. Quanto tempo è necessario per ridurre la concentrazione del reagente ad 1/8 del suo valore iniziale?
{6,90 s}
- 5) Una reazione del 1° ordine ha tempo di dimezzamento $t_{1/2} = 35,0 \text{ min}$. Quanto tempo occorre perché si consumi il 93,75% del reagente?
{808 min}

Equilibri omogenei

- 1) Un recipiente contiene diazoto 0,30 M, diidrogeno 0,20 M ed ammoniaca 0,10 M. Stabilire in quale direzione deve evolvere la reazione $\text{N}_{2(\text{g})} + 3 \text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(\text{g})}$, $K_c = 0,52 \text{ L}^2 \text{mol}^{-2}$.
{a sinistra}
- 2) Una miscela costituita da 1,00 mol di H_2S , 0,200 mol di H_2 e 0,800 mol di S_2 in un recipiente di 2,00 L costituisce uno stato di equilibrio per la reazione $2 \text{H}_2\text{S}_{(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{H}_{2(\text{g})} + \text{S}_{2(\text{g})}$. Calcolare il valore di K_c .
{ $1,60 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$ }
- 3) Calcolare quanti grammi di N_2 devono essere presenti, insieme a 7,00 mol di H_2 ed a 8,00 mol di NH_3 , in un recipiente di 15,0 L affinché il sistema sia in equilibrio rispetto alla reazione $\text{N}_{2(\text{g})} + 3 \text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(\text{g})}$, $K_c = 12,9 (\text{mol/L})^{-2}$.
{90,8 g}
- 4) La reazione $\text{N}_{2(\text{g})} + 3 \text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_{3(\text{g})}$ ha $K_p = 0,32 \text{ atm}^{-2}$ a 400°C . Calcolare quante moli di N_2 sono in equilibrio con 0,25 mol di H_2 e 0,30 mol di NH_3 in un recipiente di 10,0 L.
{0,59 mol}
- 5) Un recipiente contiene inizialmente N_2O_4 alla pressione di 0,500 atm. Calcolare la composizione del sistema quando l'equilibrio $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(\text{g})}$ ($K_p = 0,125 \text{ atm}$) è raggiunto.
{ $p(\text{N}_2\text{O}_4) = 0,39 \text{ atm}$; $p(\text{NO}_2) = 0,22 \text{ atm}$ }
- 6) Quante moli di I_2 possono essere ottenute da 5,0 mol di HI per mezzo dell'equilibrio $2 \text{HI}_{(\text{g})} \rightleftharpoons \text{I}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})}$, $K = 6,25$?
{2,1 mol}
- 7) 0,84 mol di una sostanza A e 1,35 mol di una sostanza B vengono poste in soluzione; si calcoli il numero di moli di C presenti quando l'equilibrio $\text{A}_{(\text{sol})} + \text{B}_{(\text{sol})} \rightleftharpoons 2 \text{C}_{(\text{sol})}$, $K = 0,0175$, è raggiunto.
{0,13 mol}
- 8) Data la reazione in soluzione acquosa $\text{Cu}^{2+} + \text{Fe}^{2+} \rightleftharpoons \text{Cu}^+ + \text{Fe}^{3+}$, $K = 2,00$, calcolare quante moli di Cu^{2+} bisogna aggiungere a 0,200 mol di Fe^{2+} per convertirne la metà in Fe^{3+} .
{0,150 mol}
- 9) 0,815 mol di N_2O_4 vengono introdotte in un recipiente di 10,0 L a $85,0^\circ \text{C}$. Calcolare quale è la pressione totale nel recipiente quando l'equilibrio $\text{N}_2\text{O}_{4(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(\text{g})}$, $K_p = 0,17 \text{ atm}$, è raggiunto.
{2,69 atm}
- 10) Ponendo in un recipiente da 5,0 L 2,00 mol di NO, 2,00 mol di O_2 e 2,00 mol di NO_2 , quando l'equilibrio $2 \text{NO}_{(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{2(\text{g})}$ è raggiunto sono scomparse 0,30 mol di O_2 . Calcolare K_c .
{10 L/mol}
- 11) 0,200 mol di CO_2 e 0,030 mol di H_2 vengono introdotte in un recipiente di 5,70 L a 1018 K. Quando l'equilibrio $\text{CO}_{2(\text{g})} + \text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons \text{CO}_{(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$ è raggiunto, la pressione parziale di CO è 0,315 atm. Calcolare K_p e K_c .
{ $K_p = K_c = 0,32$ }
- 12) Br_2 viene introdotto in un recipiente vuoto alla pressione di 0,80 atm ed alla temperatura di 500 K. Quando l'equilibrio $\text{Br}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{Br}_{(\text{g})}$ è raggiunto, sono presenti $9,76 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$ di Br. Calcolare K_p .
{0,27 atm}
- 13) $6,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$ di Br_2 vengono introdotte in un recipiente di 2,80 L a 1798 K. Quando l'equilibrio $\text{Br}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons 2 \text{Br}_{(\text{g})}$ è raggiunto, la pressione totale è 0,449 atm. Calcolare K_p .
{0,255 atm}

- 14) La costante dell'equilibrio $\text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{Cl}_{(g)}$ è $K_c = 1,2 \times 10^{-6} \text{ mol/L}$. Stabilire quante moli di cloro atomico sono presenti in un recipiente di 10,0 L contenente Cl_2 $1,0 \times 10^{-2} \text{ M}$.
{1,1 × 10⁻³ mol}
- 15) 1,0 mol di diiodio, posta in un recipiente di 5,00 L, si dissocia in atomi per lo 0,68%. Calcolare la K_c dell'equilibrio.
{3,6 × 10⁻⁵ mol/L}
- 16) Se K_c per la reazione $\text{A}_{(g)} + \text{B}_{(g)} \rightleftharpoons \text{C}_{(g)}$ è 4,0 L/mol e K_c per la reazione $2 \text{A}_{(g)} + \text{D}_{(g)} \rightleftharpoons \text{C}_{(g)}$ è 6,0 L²mol⁻², quale è il valore di K_c per la reazione $\text{C}_{(g)} + \text{D}_{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{B}_{(g)}$?
{0,38}

Equilibri eterogenei

- 1) Quanti grammi di NH_4Cl si possono dissociare in un recipiente di 10,0 L secondo la reazione $\text{NH}_4\text{Cl}_{(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(g)} + \text{HCl}_{(g)}$, $K_c = 3,60 \times 10^{-3} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$?
{32,1 g}
- 2) La costante dell'equilibrio $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_{3(s)} \rightleftharpoons \text{Fe}_2\text{O}_{3(s)} + 3 \text{CO}_{2(g)}$ è $K_c = 0,80 \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$. Stabilire se 200 g di carbonato ferrico posti in un recipiente di 5,00 L si decompongono completamente o no.
{completamente}
- 3) La costante dell'equilibrio $\text{H}_2\text{S}_{(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2(g)} + \text{S}_{(s)}$ è $K = 1,6 \times 10^{-2}$. Quanti grammi di zolfo sono presenti, ad equilibrio raggiunto, quando 5,50 g di H_2S vengono posti in un recipiente di 10,0 L?
{0,081 g}
- 4) Quanti grammi di CO_2 si formano da 10,0 g di CaCO_3 in un recipiente di 10,0 L a 427 °C, in conseguenza della reazione $\text{CaCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$ ($K_p = 0,100 \text{ atm}$)?
{0,766 g}
- 5) 3,00 mol di carbonio e 2,00 mol di diossido di carbonio vengono posti in un recipiente di 2,00 L. Calcolare la composizione del sistema quando l'equilibrio $\text{C}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{(g)}$, $K_c = 0,50 \text{ mol/L}$, è raggiunto.
{2,41 mol di C; 1,41 mol di CO₂; 1,18 mol di CO}
- 6) Calcolare la minima quantità di NH_4HS che bisogna porre in un recipiente di 10,0 L a 350 °C, affinché venga raggiunto uno stato di equilibrio per la reazione $\text{NH}_4\text{HS}_{(s)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S}_{(g)} + \text{NH}_{3(g)}$, $K_p = 7,50 \text{ atm}^2$.
{27,4 g}
- 7) Fluoruro di ammonio solido viene posto in un recipiente vuoto. Calcolare la pressione parziale dell'ammoniaca quando l'equilibrio $\text{NH}_4\text{F}_{(s)} \rightleftharpoons \text{NH}_{3(g)} + \text{HF}_{(g)}$ ($K_p = 1,6 \times 10^{-7} \text{ atm}^2$) è raggiunto.
{4,0 × 10⁻⁴ atm}
- 8) 1,00 mol di CO, 1,00 mol di CO_2 e 0,50 mol di C vengono introdotte in un recipiente di 10,0 L. Quando l'equilibrio $\text{C}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{(g)}$ è raggiunto, sono presenti 0,25 mol di C. Calcolare K_c .
{0,30 mol/L}
- 9) 0,50 mol di C, 0,60 mol di CO e 0,20 mol di CO_2 vengono introdotte in un recipiente di 5,00 L. Quando l'equilibrio $\text{C}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{(g)}$ è raggiunto, sono scomparse 0,20 mol di CO. Calcolare K_c .
{0,11 mol/L}
- 10) 20,0 g di carbonato di berillio, posti in un recipiente di 2,00 L, si decompongono per il 50,0%. Calcolare la costante dell'equilibrio $\text{BeCO}_{3(s)} \rightleftharpoons \text{BeO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$.
{7,25 × 10⁻² mol/L}
- 11) $2,40 \times 10^{-2} \text{ mol}$ di O_2 e 10,0 g di argento vengono posti in un recipiente di 10,0 L a 400 K. Calcolare la quantità di Ag_2O presente quando lo stato finale della reazione $4 \text{Ag}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{Ag}_2\text{O}_{(s)}$ ($K_p = 25 \text{ atm}^{-1}$) è raggiunto.
{5,47 g}
- 12) La costante dell'equilibrio $\text{C}_{(s)} + 2 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_{4(g)}$ è $K_p = 4,94 \text{ atm}^{-1}$ a 750 K. Calcolare la quantità massima (in grammi) di metano che può essere presente in un recipiente di 1,50 L contenente diidrogeno alla pressione parziale di 0,800 atm.
{1,24 g}
- 13) La costante dell'equilibrio $\text{C}_{(s)} + 2 \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{CH}_{4(g)}$ è $K_p = 8,5 \text{ atm}^{-1}$ a 700 K. Calcolare la quantità minima (in grammi) di diidrogeno che può essere presente in un recipiente di 2,0 L contenete metano alla pressione parziale di 0,80 atm.
{0,022 g}

Prodotto di solubilità

- 1) Una soluzione satura di HgBr_2 ($K_{ps} = 1,3 \times 10^{-21} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$) contiene $1,2 \times 10^{-5} \text{ mol/L}$ di ione mercurico. Calcolare la concentrazione molare degli ioni bromuro.
{1,0 × 10⁻⁸ mol/L}
- 2) Il prodotto di solubilità di SrF_2 in acqua è $K_{ps} = 2,8 \times 10^{-9} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$. Calcolare la solubilità del sale in g/L.
{0,11 g/L}
- 3) La solubilità del solfuro d'argento(I) in acqua è $2,00 \times 10^{-4} \text{ g/L}$. Calcolare il prodotto di solubilità del sale.
{3,20 × 10⁻¹¹ mol³/L³}
- 4) Calcolare la quantità massima di solfato di sodio che si può aggiungere a 2,00 L di una soluzione $1,00 \times 10^{-3} \text{ M}$ di solfato di calcio ($K_{ps} = 2,00 \times 10^{-5} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$) senza che precipiti il sale.
{5,40 g}

- 5) Il prodotto di solubilità del solfato di bario è $1,0 \times 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$. Se 0,200 g del sale vengono mescolati con 10,0 L di acqua, quanto di esso rimane indissolto?
{0,177 g}
- 6) Calcolare la minima quantità di acqua necessaria per sciogliere 1,00 g di ioduro di piombo(II) ($K_{ps} = 8,3 \times 10^{-9} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$).
{1,70 L}
- 7) Quanti grammi di cloruro di sodio devono essere aggiunti a 20,0 L di soluzione $1,0 \times 10^{-4} \text{ M}$ di nitrato d'argento per renderla satura rispetto al cloruro di argento ($K_{ps} = 1,2 \times 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$) senza che si abbia precipitazione del sale.
{ $1,4 \times 10^{-3} \text{ g}$ }
- 8) Sapendo che $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ ha $K_{ps} = 2,1 \times 10^{-33} \text{ mol}^5 \text{ L}^{-5}$, calcolare la concentrazione massima di ione fosfato che può essere presente in una soluzione in cui $[\text{Ca}^{2+}] = 2,0 \times 10^{-7}$.
{ $5,1 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ }
- 9) Calcolare quanti grammi di PbCrO_4 ($K_{ps} = 1,77 \times 10^{-14} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$) si possono sciogliere in 100 L di una soluzione $1,00 \times 10^{-6} \text{ M}$ di Na_2CrO_4 .
{ $5,5 \times 10^{-4} \text{ g}$ }
- 10) Calcolare la solubilità in mol/L di PbI_2 in una soluzione $6,00 \times 10^{-2} \text{ M}$ di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. $K_{ps}(\text{PbI}_2) = 1,39 \times 10^{-8} (\text{mol/L})^3$
(trascurare gli ioni Pb^{2+} provenienti da PbI_2)
{ $2,41 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$ }
- 11) 50 mL di nitrato di calcio $5,0 \times 10^{-4} \text{ M}$ vengono mescolati a 50 mL di fluoruro di sodio $2,0 \times 10^{-4} \text{ M}$. Stabilire se si ha precipitazione di fluoruro di calcio, $K_{ps} = 1,7 \times 10^{-10} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$.
{non precipita}
- 12) Quanto solfato di piombo ($K_{ps} = 1,30 \times 10^{-8} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$) precipita quando si mescolano 10,0 mL di cloruro di piombo $1,00 \times 10^{-3} \text{ M}$ con 90,0 mL di solfato di sodio $5,00 \times 10^{-4} \text{ M}$?
{ $6,62 \times 10^{-6} \text{ mol}$ }
- 13) Il prodotto di solubilità di $\text{Fe}(\text{OH})_2$ è $K_{ps} = 1,64 \times 10^{-14} (\text{mol/L})^3$. Calcolare il pH di una soluzione satura dell'idrossido.
{9,5}
- 14) Il pH di una soluzione acquosa satura di idrossido ferroso è 9,40. Calcolare il prodotto di solubilità del composto.
{ $7,9 \times 10^{-15} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$ }
- 15) Per iniziare la precipitazione di $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 2,00 \times 10^{-11} \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}$) in 208 mL di una soluzione di MgCl_2 è stato necessario aggiungere $2,14 \times 10^{-3} \text{ mol}$ di NaOH. Quale era la concentrazione iniziale del sale nella soluzione?
{ $1,89 \times 10^{-7} \text{ mol/L}$ }

Acidi o basi forti

- 1) Quanti grammi di acido nitrico sono presenti in 3,7 L di una soluzione che ha pH = 3,20?
{0,15 g}
- 2) Calcolare quante moli di acido cloridrico sono presenti in 2,50 L di una sua soluzione che ha pH = 3,52.
{ $7,55 \times 10^{-4} \text{ mol}$ }
- 3) Quale volume di acqua bisogna aggiungere a 2,00 L di una soluzione $3,0 \times 10^{-4} \text{ M}$ di acido nitrico per portare il pH a 3,80?
{1,8 L}
- 4) Ad una soluzione di acido perclorico che ha pH = 2,70 viene aggiunto un ugual volume di acqua. Quale è il pH della soluzione finale?
{3,00}
- 5) Quanti grammi di idrossido di bario sono contenuti in 3,0 L di una sua soluzione che ha pH = 11,70?
{1,3 g}
- 6) Aggiungendo acqua a 2,0 L di soluzione 0,010 M di idrossido di sodio, si ottiene una soluzione che ha pH = 11,70. Quale è il volume dell'acqua aggiunta?
{2,0 L}
- 7) 6,00 g di un idrossido alcalino, sciolti in 2,00 L di soluzione formano una soluzione con pH = 13,10. Quale è il peso molecolare dell'idrossido?
23,8 u
- 8) Una soluzione contenente 8,57 g/L di una base forte ha pH = 13,00. Quale è il peso equivalente della base?
{85,7 u}
- 9) Ad una soluzione 0,20 M di idrossido di bario vengono aggiunti 500 mL di acqua ed il pH finale è 13,00. Calcolare il volume della soluzione di idrossido.
{0,17 L}
- 10) Calcolare il pH di una soluzione contenente 2,50 g di acido cloridrico e 3,50 g di acido nitrico in 3,0 L.
{1,38}
- 11) 1,0 L di acido cloridrico $1,0 \times 10^{-5} \text{ M}$ viene mescolato con 1,0 L di acido perclorico $3,0 \times 10^{-5} \text{ M}$. Calcolare il pH finale della soluzione.
{4,70}
- 12) Una soluzione contiene 0,600 g di acido cloridrico e 0,750 g di acido nitrico in 3,00 L. Calcolarne il pOH.
{11,98}
- 13) 300 mL di una soluzione $1,00 \times 10^{-3} \text{ M}$ di idrossido di sodio vengono mescolati con 200 mL di idrossido di potassio $2,00 \times 10^{-3} \text{ M}$. Quale è il pH finale?

- 14) Quanti grammi di acido nitrico bisogna aggiungere a 2,0 L di una soluzione di acido perclorico che ha pH = 2,50 per abbassarne il pH fino a 2,00? {11,15}
- 15) Quale volume di soluzione acquosa 0,010 M di acido nitrico bisogna aggiungere a 3,00 L di acido cloridrico 0,050 M affinché il pH finale sia 1,70? {0,86 g}
- {9,0 L}

Acido o base debole

- 1) Calcolare il pH di una soluzione 0,100 M di CH_3COOH ($K_a = 1,80 \times 10^{-5}$). {2,88}
- 2) Calcolare il pH di una soluzione $1,00 \times 10^{-4}$ M di NH_3 ($K_b = 1,80 \times 10^{-5}$). {9,54}
- 3) Calcolare il pH di una soluzione $3,00 \times 10^{-9}$ M di NH_3 ($K_b = 1,80 \times 10^{-5}$). {7,0}
- 4) Calcolare il pH di una soluzione $5,50 \times 10^{-2}$ M di $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$ ($K_a(\text{CH}_3\text{COOH}) = 1,80 \times 10^{-5}$). {8,89}
- 5) Il pH di una soluzione 0,230 M di un acido debole è 2,30. Calcolare K_a . {1,12 $\times 10^{-4}$ }
- 6) Una soluzione di HNO_2 ($K_a = 4,7 \times 10^{-4}$) ha pH = 3,20. Calcolare la concentrazione iniziale dell'acido. {1,5 $\times 10^{-3}$ M}
- 7) La seconda costante di dissociazione acida dell'acido solforico è $K_2 = 1,2 \times 10^{-2}$ mol/L: Quale è il pH di una soluzione 0,0010 M di idrogenosolfato di sodio? {3,03}
- 8) Una soluzione di NaCN ha $[\text{CN}^-] = [\text{HCN}]$. Calcolare la concentrazione iniziale del sale ($K_a(\text{HCN}) = 5,0 \times 10^{-10}$). {4,0 $\times 10^{-5}$ M}
- 9) Una soluzione di HNO_2 ($K_a = 4,7 \times 10^{-4}$) ha pH = 3,20. Calcolare il grado di dissociazione. {0,42}
- 10) Una soluzione di HF ($K_a = 5,60 \times 10^{-4}$) ha $\alpha = 0,52$. Calcolare il pH. {3,29}
- 11) Una soluzione $2,00 \times 10^{-4}$ M di una base ha $\alpha = 0,14$. Calcolare il pH. {9,45}
- 12) Una soluzione $1,50 \times 10^{-7}$ M di una base ha $\alpha = 0,10$. Calcolare il pH. {7,0}
- 13) Calcolare la percentuale di ione ipoclorito idrolizzato in una soluzione $2,00 \times 10^{-4}$ M di ipoclorito di sodio ($K_a(\text{HClO}) = 3,0 \times 10^{-8}$ mol/L). {4,0%}
- 14) Calcolare di quanto varia il pH diluendo con un ugual volume di acqua una soluzione 0,100 M di NH_3 . $K_b = 1,80 \times 10^{-5}$. {da 11,12 a 10,97}
- 15) $2,0 \times 10^{-3}$ mol di NH_3 ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$) vengono sciolte in 2,0 L di soluzione tampone a pH = 9,85. Calcolare $[\text{NH}_4^+]$. {2,0 $\times 10^{-4}$ M}

Due acidi (basi): forte + debole

- 1) Calcolare il pH di una soluzione contenente 1,00 mol/L di HF ($K_a = 5,60 \times 10^{-4}$) e $5,00 \times 10^{-2}$ mol/L di HCl. {1,23}
- 2) Calcolare il pH di una soluzione contenente 1,00 mol/L di HCN ($K_a = 5,00 \times 10^{-10}$) e $5,00 \times 10^{-2}$ mol/L di HCl. {1,30}
- 3) Quale è il pH di una soluzione che contiene 0,100 mol/L di KCN e $1,00 \times 10^{-4}$ mol/L di KOH? $K_a(\text{HCN}) = 5,00 \times 10^{-10}$. {11,16}
- 4) Quanti grammi di NaOH bisogna aggiungere a 10,0 L di NaF 0,10 M per portare il pH a 8,90? $K_a(\text{HF}) = 5,60 \times 10^{-4}$. {3,1 $\times 10^{-3}$ g}
- 5) Quanti grammi di NaIO bisogna aggiungere a 2,00 L di NaOH $1,00 \times 10^{-3}$ M per portare il pH a 11,35? $K_a(\text{HIO}) = 2,30 \times 10^{-11}$. {2,54 g}
- 6) Alla soluzione $1,25 \times 10^{-2}$ M di un acido debole, $K_a = 1,00 \times 10^{-2}$, viene aggiunto HCl fino a che il pH si riduce a 1,82. Quale è la concentrazione di HCl? {1,01 $\times 10^{-2}$ }
- 7) Se si aggiunge NaOH 4×10^{-4} M alla soluzione di una base debole che ha pH = 9,81, il pH sale a 10,62. Quale era la concentrazione iniziale della base debole? {1,33 $\times 10^{-4}$ M}

Coppia acido/base coniugati

- 1) Calcolare il pH di una soluzione contenente inizialmente HBrO $2,0 \times 10^{-3}$ M ($K_a = 2,1 \times 10^{-9}$) e NaBrO $1,0 \times 10^{-4}$ M

- 2) 5,00 g di cloruro di ammonio vengono aggiunti a 1,00 L di soluzione 0,100 M di ammoniaca ($K_b = 1,80 \times 10^{-5}$ mol/L).
Quale è il pH finale? {7,38}
- 3) NaF viene aggiunto a una soluzione 0,012 M di HF ($K_a = 5,60 \times 10^{-4}$) fino a che il pH è 4,00. Quale è la concentrazione del sale aggiunto? {9,28}
- {0,067 M}

Acido + base: stechiometria

- 1) Quanti grammi di idrossido di sodio sono necessari per convertire 3,5 L di acido fosforico 0,50 M in monoidrogenofosfato di sodio? {1,4×10² g}
- 2) Quanti grammi di idrossido di calcio occorrono per salificare 650 mL di acido nitrico 0,250 M? {6,02 g}
- 3) 0,040 g di acido cloridrico neutralizzano 150 mL di una soluzione di idrossido di calcio. Quale era il pH iniziale della soluzione dell'idrossido? {11,86}
- 4) 0,600 g di un acido triprotico vengono neutralizzati da 80,0 mL di idrossido di potassio 0,200 M. Calcolare il peso molecolare dell'acido. {113 u}
- 5) 4,08 g di un acido vengono neutralizzati da 100 mL di idrossido di bario 0,150 M. Calcolare il peso equivalente dell'acido. {136 u}
- 6) Scrivere e bilanciare la reazione acido-base tra acido solforoso e idrossido di calcio, sapendo che il peso equivalente dell'acido è 82,09 u.
 $\text{Ca(OH)}_2 + 2 \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Ca(HSO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- 7) 0,0200 g di idrossido di sodio reagiscono stechiometricamente con 20,5 mL di una soluzione di acido fosforico per formare fosfato neutro di sodio. Quale è la concentrazione molare della soluzione? {8,13×10⁻³ mol/L}
- 8) 0,29 g di un idrossido vengono neutralizzati da 100 mL di acido cloridrico 0,10 M. Si tratta dell'idrossido di magnesio o dell'idrossido di potassio? {di magnesio}
- 9) Quale composto si forma quando 10,00 g di idrossido di bario reagiscono stechiometricamente con 9,57 g di acido fosforoso? {Ba(H₂PO₄)₂}
- 10) Dalla reazione tra 10,0 g di acido solforico e 5,7 g di idrossido di potassio si ottiene il sale neutro o quello acido? {il sale acido}
- 11) Stabilire quali sono i prodotti della reazione tra 4,00 g di idrossido di sodio e 4,90 g di acido fosforico. {Na₂HPO₄ + 2 H₂O}

Acido + base forti: pH

- 1) Calcolare il pH di una soluzione contenente 17,14 g di idrossido di bario e 3,65 g di acido cloridrico in 2,00 L. {12,70}
- 2) $1,00 \times 10^{-3}$ mol di acido cloridrico e $5,00 \times 10^{-4}$ mol di idrossido di bario vengono sciolti insieme in 3,0 L di soluzione. Calcolare il pH. {7,0}
- 3) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 200 mL di idrossido di sodio 0,035 M con 350 mL di acido nitrico $8,5 \times 10^{-3}$ M. {11,86}
- 4) Quanti grammi di acido cloridrico bisogna aggiungere a 3,00 L di idrossido di potassio $1,0 \times 10^{-3}$ M affinché il pH finale sia 2,70? {0,33 g}
- 5) Calcolare il volume di acido perclorico 0,0845 M necessario per neutralizzare 250 mL di una soluzione di base forte che ha pH = 11,10. {3,73×10⁻³ L}
- 6) Quanti grammi di acido nitrico bisogna aggiungere a 2,5 L di soluzione $2,0 \times 10^{-3}$ M di idrossido di sodio affinché il pH finale sia 11,00? {0,16 g}
- 7) Quale volume di soluzione $5,00 \times 10^{-3}$ M di idrossido di sodio deve essere aggiunto a 2,00 L di acido iodidrico $1,00 \times 10^{-2}$ M per ottenere un pH finale pari a 10,50? {4,38 L}
- 8) Se si aggiungono 3,12 g di idrossido di sodio a 0,350 L di una soluzione di acido perclorico, il pH finale è 7,0. Calcolare la concentrazione della soluzione dell'acido. {0,223 mol/L}

- 9) 50 mL di acido cloridrico 0,10 M vengono aggiunti a 27 mL di idrossido di litio 1,00 M. Quanti grammi di acido bisogna ancora aggiungere alla miscela per portare il suo pH a 7,0? {0,80 g}
- 10) Stabilire il numero di gruppi OH presenti in un idrossido, sapendo che 2,00 mol di esso vengono neutralizzate da 602,8 g di acido perclorico. {3}

Acido + base: forte + debole

- 1) Calcolare il pH di una soluzione contenente NaF 0,0200 M e HCl 0,0200 M. $K_a(\text{HF}) = 5,60 \times 10^{-4}$. {2,51}
- 2) Quale è il pH della soluzione ottenuta mescolando 50,0 mL di ammoniaca 0,10 M ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$ mol/L) con 25,0 mL di acido cloridrico 0,20 M? {5,22}
- 3) Una soluzione contenente quantità equimolecolari di HCl e di NH_3 ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$) ha pH = 5,20. Calcolare la concentrazione iniziale dell'acido. {7,1 $\times 10^{-2}$ M}
- 4) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 0,050 mol di Na_2HPO_4 ($K_a(\text{HPO}_4^{2-}) = 4,4 \times 10^{-13}$) e 0,054 mol di NaOH in 2,0 L di soluzione. {12,22}
- 5) Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 0,040 mol di HNO_2 ($K_a = 4,7 \times 10^{-4}$) a 1,0 L di $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,010 M. {3,33}
- 6) Calcolare il pH di una soluzione contenente 0,050 mol di Na_2HPO_4 ($K_a(\text{HPO}_4^{2-}) = 4,4 \times 10^{-13}$) e 0,030 mol di NaOH in 2,00 L. {12,53}
- 7) Una soluzione contenente inizialmente 0,30 mol di una base debole monoprotica e 0,17 mol di HCl ha pH = 10,40. Calcolare K_b della base. {3,3 $\times 10^{-4}$ }

Tamponi

- 1) 0,060 mol di NaOH e 0,140 mol di NH_4Cl ($K_a(\text{NH}_4^+) = 5,6 \times 10^{-10}$) vengono sciolte in 2,00 L di acqua. Stabilire se la soluzione ha proprietà tampone e calcolarne il pH. {si; 9,13}
- 2) Quanti grammi di solfato d'ammonio bisogna aggiungere a 1,00 L di una soluzione 1,00 M di ammoniaca ($K_b = 1,80 \times 10^{-5}$ mol/L) per avere un tampone a pH = 9,26? {65,3 g}
- 3) Scegliere tra le coppie acido/base indicate sotto quella più adatta a formare una soluzione tampone a pH = 7,52 e calcolare le concentrazioni minime dell'acido e della sua base coniugata necessarie per tamponare l'aggiunta di 0,01 mol/L di una base.
 $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$ $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ mol/L;
 $\text{NH}_3\text{OH}^+/\text{NH}_2\text{OH}$ $K_a = 1,0 \times 10^{-6}$ mol/L;
 $\text{HCrO}_4^-/\text{CrO}_4^{2-}$ $K_a = 3,2 \times 10^{-7}$ mol/L;
 $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$ $K_a = 6,2 \times 10^{-8}$ mol/L;
 $\text{H}_3\text{BO}_3/\text{B}(\text{OH})_4^-$ $K_a = 5,8 \times 10^{-10}$ mol/L;
{ H_2PO_4^- 0,021 M e HPO_4^{2-} 0,044 M}
- 4) Una soluzione tampone ottenuta mescolando HCl e NH_3 ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$) ha pH = 9,56. Calcolare il rapporto tra le concentrazioni iniziali dell'acido e della base. {0,33}

Elettrochimica: semireazioni e potenziali

- 1) Quale è la concentrazione molare di Fe^{2+} in una semicella $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}$ che ha un potenziale di riduzione pari a -0,48 V? $E^\circ(\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}) = -0,44$ V {4,4 $\times 10^{-2}$ mol/L}
- 2) Il potenziale di riduzione della semicella $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}$ 0,020 M è +0,29 V. Calcolare il potenziale standard della coppia. { $E^\circ = +0,34$ V}
- 3) A quale pH un elettrodo a idrogeno con $p(\text{H}_2) = 1$ atm ha un potenziale di riduzione uguale a -0,18 V? {pH = 3,05}
- 4) Calcolare il potenziale di riduzione della semireazione $\text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + 4 \text{e}^- \rightleftharpoons 4 \text{OH}^-$ in acqua pura e con $p(\text{O}_2) = 1$ atm ($E^\circ = +0,40$ V). { $E = +0,81$ V}
- 5) Una semicella contenente acido perclorico e acido cloridrico in ugual concentrazione ha un potenziale di +1,27 V. Calcolare il pH della soluzione sapendo che il potenziale standard $E^\circ(\text{ClO}_4^-, \text{Cl}^-)$ è +1,39 V. {pH = 2,03}

- 6) Quale è il potenziale di un elettrodo costituito da un pezzo di argento immerso in una soluzione satura di AgI ($K_{ps} = 1,8 \times 10^{-10} \text{ mol}^2 \text{ L}^{-2}$; $E^\circ(\text{Ag}^+, \text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$) $\{E = +0,51 \text{ V}\}$
- 7) Il potenziale della coppia redox $\text{Zn}^{2+}, \text{Zn}$ in una soluzione satura di ZnCO_3 è $-0,905 \text{ V}$. Calcolare il prodotto di solubilità del sale. $E^\circ(\text{Zn}^{2+}, \text{Zn}) = -0,760 \text{ V}$ $\{1,4 \times 10^{-10} (\text{mol/L})^2\}$

Elettrochimica: pile e f.e.m.

- 1) Calcolare la forza elettromotrice della pila $\text{Pt} | \text{Mn}^{3+}, \text{Mn}^{2+} || \text{Mn}^{2+}, \text{MnO}_4^- | \text{Pt}$ in condizioni standard ($\text{pH} = 0$) ed indicare quale reazione avviene. $E^\circ(\text{Mn}^{3+}, \text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$; $E^\circ(\text{MnO}_4^-, \text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$. $\{\text{f.e.m.} = 0; \text{non avviene nessuna reazione}\}$
- 2) Calcolare la forza elettromotrice della pila $\text{Pt} | \text{Cr}^{3+}, \text{Cr}^{2+} || \text{Cr}^{3+}, \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} | \text{Pt}$ in condizioni standard ($\text{pH} = 0$) ed indicare quale reazione avviene. $E^\circ(\text{Cr}^{3+}, \text{Cr}^{2+}) = -0,41 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}, \text{Cr}^{3+}) = +1,23 \text{ V}$. $\{\text{f.e.m.} = +1,64 \text{ V}; \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6 \text{Cr}^{2+} + 14 \text{H}^+ \rightarrow 8 \text{Cr}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}\}$
- 3) Calcolare la f.e.m. della pila $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} 1,0 \text{ M} || \text{Fe}^{3+} 0,1 \text{ M}, \text{Fe}^{2+} 0,2 \text{ M} | \text{Pt}$. $E^\circ(\text{Zn}^{2+}, \text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$. $\{+1,51 \text{ V}\}$
- 4) Stabilire quale reazione avviene nella pila $\text{Pt} | \text{Fe}^{3+} 0,1 \text{ M}, \text{Fe}^{2+} 0,001 \text{ M} || \text{Hg}^{2+} 0,01 \text{ M} | \text{Hg}$ sapendo che $E^\circ(\text{Hg}^{2+}, \text{Hg}) = +0,92 \text{ V}$ e $E^\circ(\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$. $\{2 \text{Fe}^{3+} + \text{Hg} \rightarrow 2 \text{Fe}^{2+} + \text{Hg}^{2+}\}$
- 5) Stabilire quale è l'anodo della pila $\text{Ag} | \text{AgNO}_3 0,10 \text{ M} || \text{CuSO}_4 1 \times 10^{-5} \text{ M} | \text{Cu}$. $E^\circ(\text{Ag}^+, \text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}, \text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$ $\{\text{Cu} | \text{Cu}^{2+}\}$
- 6) Calcolare la concentrazione molare dello ione rameico necessaria affinché la pila $\text{Pt} | \text{H}_{2(\text{g})} 1 \text{ atm} | \text{H}^+ 1 \text{ M} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$ abbia una forza elettromotrice pari a $+0,30 \text{ V}$. $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$. $\{4,4 \times 10^{-2} \text{ mol/L}\}$
- 7) Una pila $\text{Ni} | \text{Ni}^{2+} || \text{Co}^{2+} | \text{Co}$ ha una forza elettromotrice uguale a zero. Calcolare il rapporto fra le concentrazioni molari di Ni^{2+} e Co^{2+} presenti rispettivamente nelle due semicelle. $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,26 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Co}^{2+}/\text{Co}) = -0,28 \text{ V}$ $\{[\text{Ni}^{2+}]/[\text{Co}^{2+}] = 0,21\}$
- 8) Calcolare la massima concentrazione di Cr^{3+} per la quale nella pila $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} 0,10 \text{ M} || \text{Cr}^{3+} | \text{Cr}$ avviene la riduzione di Zn^{2+} sapendo che $E^\circ(\text{Cr}^{3+}/\text{Cr}) = -0,74 \text{ V}$ e $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$. $\{2,9 \times 10^{-3} \text{ mol/L}\}$
- 9) Calcolare la forza elettromotrice della pila $\text{Ag} | \text{Ag}^+ 0,010 \text{ M} || \text{Ag}^+ 0,020 \text{ M} | \text{Ag}$. $\{+0,018 \text{ V}\}$
- 10) Una pila a concentrazione $\text{Cu} | \text{Cu}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$ ha f.e.m. = $0,03 \text{ V}$. Calcolare il rapporto tra le concentrazioni di Cu^{2+} nel catodo e nell'anodo. $\{10,4\}$

Elettrochimica: reazioni redox

- 1) Calcolare la costante dell'equilibrio $\text{Fe}^{3+} + \text{Cu}^+ \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}^{2+}$ in base ai potenziali di riduzione $E^\circ(\text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$ e $E^\circ(\text{Cu}^{2+}, \text{Cu}^+) = +0,15 \text{ V}$. $\{3,2 \times 10^{10}\}$
- 2) Calcolare la costante di equilibrio per la reazione di disproporzione dello ione rameoso: $2 \text{Cu}^+ \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{Cu}^{2+}$. $E^\circ(\text{Cu}^{2+}, \text{Cu}^+) = +0,15 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^+, \text{Cu}) = +0,52 \text{ V}$. $\{1,9 \times 10^6 \text{ M}^{-1}\}$
- 3) La reazione $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} + \text{H}_{2(\text{g})} \rightleftharpoons \text{Sn}_{(\text{s})} + 2 \text{H}^+_{(\text{aq})}$ si trova in uno stato di equilibrio a 25°C quando $[\text{H}^+] = 3,8 \times 10^{-3}$, $[\text{Sn}^{2+}] = 1,0$ e $p(\text{H}_2) = 1 \text{ atm}$. Calcolare il potenziale standard di riduzione della coppia redox $\text{Sn}^{2+}, \text{Sn}$. $\{E^\circ = -0,14 \text{ V}\}$
- 4) Dire in che senso procede la reazione $2 \text{Cr}^{3+} + \text{Fe} \rightleftharpoons 2 \text{Cr}^{2+} + \text{Fe}^{2+}$ se $[\text{Cr}^{3+}] = [\text{Cr}^{2+}] = [\text{Fe}^{2+}] = 0,1 \text{ M}$. $E^\circ(\text{Cr}^{3+}, \text{Cr}^{2+}) = -0,41 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}, \text{Fe}) = -0,44 \text{ V}$. $\{\text{a destra}\}$
- 5) In base ai potenziali standard di riduzione stabilire quale delle seguenti coppie redox, $\text{Al}^{3+}, \text{Al}$; I_2, I^- e $\text{SnO}_2, \text{Sn}^{2+}$ è in grado di ossidare il rame a ione rameico. $E^\circ(\text{Al}^{3+}, \text{Al}) = -1,66 \text{ V}$; $E^\circ(\text{I}_2, \text{I}^-) = +0,54 \text{ V}$; $E^\circ(\text{SnO}_2, \text{Sn}^{2+}) = -0,09 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34 \text{ V}$. $\{\text{I}_2, \text{I}^-\}$

Elettrolisi

- 1) 500 mL di una soluzione 5,00 M di nitrato di argento vengono elettrolizzati con una corrente di 10,0 A. Calcolare il tempo necessario per ridurre la concentrazione dello ione argento a 0,500 M. $\{2,17 \times 10^4 \text{ s}\}$
- 2) 10,0 g di ione stannico vengono ridotti elettroliticamente da 16260 C di elettricità. A quale grado di ossidazione viene ridotto lo stagno? $\{+2\}$

- 3) Il perclorato di potassio si ottiene per ossidazione elettrolitica di una soluzione di cloruro di potassio. Quanti coulomb sono necessari per produrne 10,0 kg?
{ $5,57 \times 10^7$ C}
- 4) 27500 coulomb depositano tutto il nichel contenuto in una soluzione di NiCl_2 . Quanti grammi di sale erano inizialmente presenti?
{18,5 g}
- 5) Difluoro viene prodotto per ossidazione elettrolitica dello ione fluoruro. Quale volume (a TPS) di difluoro si ottiene con 6,40 F di corrente elettrica?
{71,7 L}
- 6) Quanti faraday di corrente occorrono per ridurre elettroliticamente a rame metallico tutto lo ione rameico contenuto in 2,50 L di soluzione 0,800 M di solfato rameico?
{4,00 F}
- 7) Una corrente di 100 A deposita in 3 ore, 45 min e 10 s 126 g di alluminio da una soluzione contenente un sale di alluminio. Calcolare il PE dell'alluminio ed il suo stato di ossidazione nel sale.
{9 u; +3}
- 8) 3,36 g di un metallo vengono ottenuti per riduzione elettrolitica del suo catione trivalente con una corrente di 3,00 A per 200 min. Stabilire di quale metallo si tratta.
{Al}
- 9) Per elettrolizzare 46,1 g di un alogenuro di sodio fuso occorre far passare una corrente di 3,00 A per 4,00 ore. Stabilire quale è l'alogeno.
{bromo}
- 10) Nell'elettrolisi di una soluzione di cloruro d'argento vengono prodotti argento metallico e dicloro. Quale volume di dicloro (a TPS) si ottiene insieme a 10,0 g di argento?
{1,04 L}
- 11) Durante l'elettrolisi di una soluzione acquosa di NaCl si ottengono all'anodo 120 L, misurati a TPS, di Cl_2 . Calcolare i grammi della sostanza prodotta simultaneamente al catodo.
{10,8 g di H_2 }
- 12) Si elettrolizza acqua acida e nel circuito passano 10,0 A per 1,00 ore. Sapendo che i gas prodotti agli elettrodi occupano il volume di 1,00 L a 25,0 °C, calcolare le loro pressioni parziali.
{ $p(\text{H}_2) = 4,57$ atm; $p(\text{O}_2) = 2,27$ atm}
- 13) Una soluzione satura di AgCl in acqua, senza corpo di fondo, fu sottoposta ad elettrolisi. Calcolare il K_{ps} di AgCl sapendo che per ridurre tutto lo ione argento contenuto in 3,05 L di soluzione satura sono stati necessari 3,91 coulomb.
{ $1,76 \times 10^{-10}$ (mol/L)²}
- Una soluzione contenente Pb^{2+} 0,0100 M e avente pH = 4,0 viene elettrolizzata. Stabilire se al catodo viene ridotto Pb^{2+} oppure H^+ . $E^\circ(\text{Pb}^{2+}, \text{Pb}) = -0,13$ V.
{ Pb^{2+} }