

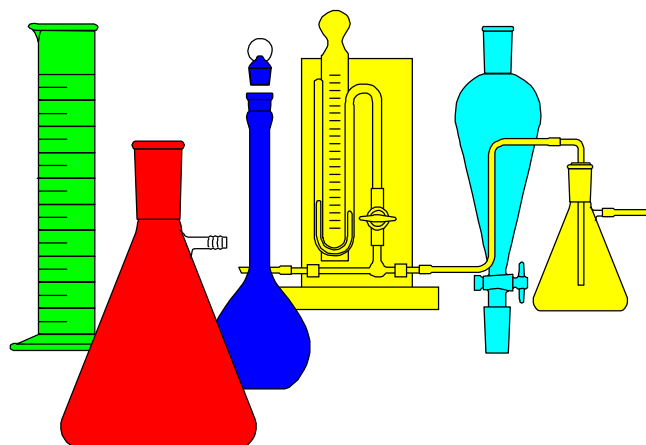
# Raccolta di esercizi di Stechiometria

## tratti da compiti in classe

Anni Scolastici 1991–92, 1992–93, 1993–94

I.T.I.S.V.E.M. Valdagno

Gennaio 1994



---

Edizioni Peridròro

[pslavi@interplanet.it](mailto:pslavi@interplanet.it)

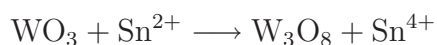
# Indice

<b>1</b>	<b>Stechiometria</b>	<b>2</b>
<b>2</b>	<b>Soluzioni</b>	<b>8</b>
<b>3</b>	<b>Equilibrio</b>	<b>13</b>
<b>4</b>	<b>Calcoli sul pH</b>	<b>17</b>
<b>5</b>	<b>Idrolisi</b>	<b>24</b>
<b>6</b>	<b>Miscele di acidi e basi. Tamponi</b>	<b>29</b>
<b>7</b>	<b>Solubilità</b>	<b>35</b>
<b>A</b>	<b>Risposte</b>	<b>41</b>
A.1	Capitolo 1 . . . . .	41
A.2	Capitolo 2 . . . . .	43
A.3	Capitolo 3 . . . . .	44
A.4	Capitolo 4 . . . . .	45
A.5	Capitolo 5 . . . . .	48
A.6	Capitolo 6 . . . . .	49
A.7	Capitolo 7 . . . . .	51

# Capitolo 1

## Stechiometria

**1–1** Bilanciare la seguente reazione redox che avviene in ambiente acido:



*R.*

**1–2** Bilanciare le seguenti reazioni:



*R.*

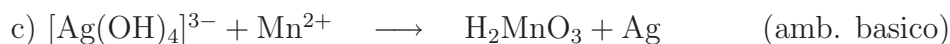
**1–3** Bilanciare la seguente reazione:



*R.*

**1–4** Bilanciare le seguenti reazioni:





*R.*

1–5 Bilanciare la seguente reazione scritta in forma molecolare:



*R.*

1–6 Bilanciare la seguente reazione ionica sapendo che essa avviene in ambiente *basico*:



*R.*

1–7 Assegnare gli opportuni coefficienti stechiometrici alla seguente reazione:



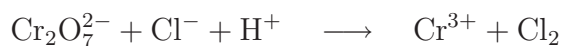
*R.*

1–8 Calcolare la quantità in grammi di arseniato di argento,  $\text{Ag}_3\text{AsO}_4$  (P.M.=462.5) che si ottiene facendo reagire 0.2 Kg di nitrato di argento,  $\text{AgNO}_3$  (P.M.=169.8) con un eccesso di arseniato di sodio secondo la reazione:



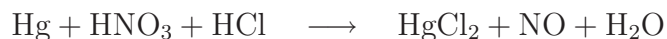
*R.*

1–9 Calcolare quanti grammi di  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  (P.M.=294.18) occorrono per ossidare 0.35 g di acido cloridrico (P.M.=36.46) a cloro secondo la reazione:



*R.*

**1–10** Bilanciare la seguente reazione scritta in forma molecolare:



*R.*

**1–11** Assegnare gli opportuni coefficienti stechiometrici alla seguente reazione:



*R.*

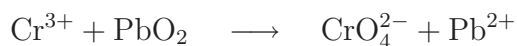
**1–12** I nitrati si ricercano in laboratorio sfruttando la seguente reazione:



Bilanciare l'equazione redox sapendo che essa avviene in ambiente basico.

*R.*

**1–13** I sali di cromo(III) vengono ossidati a cromati dal biossido di piombo in ambiente basico secondo la reazione:



Calcolare quanti grammi di biossido di piombo (P.M.=239.2) reagiscono con 21.43 g di cloruro di cromo(III) (P.M.=156.1) puro al 60% .

*R.*

**1–14** Calcolare la quantità in grammi di  $\text{MnO}_2$ , (P.M.=86.9) che si ottiene da 43 g di  $\text{Na}_2\text{MnO}_4$ , P.M.=164.9 se avviene la seguente reazione:



se la resa della reazione è pari al 90% .

*R.*

**1–15** Un campione contenente acido ossalico,  $(\text{COOH})_2$ , P.M.=90, del peso di 30 g viene trattato con 20 g di permanganato di potassio,  $\text{KMnO}_4$ , P.M.=158. Avviene la seguente reazione, in ambiente acido:



Sapendo che tutto il permanganato di potassio è stato consumato nella reazione, calcolare la percentuale di acido ossalico nel campione.

*R.*

**1–16** I sali di molibdeno si possono ossidare sfruttando la seguente reazione:



Bilanciare l'equazione redox sapendo che essa avviene in ambiente basico.

*R.*

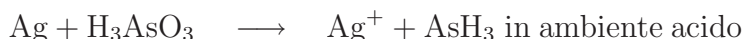
**1–17** Il cloro viene preparato in laboratorio per trattamento di biossido di manganese con acido cloridrico secondo la reazione:



Calcolare quanto biossido di manganese puro all'85% occorre per preparare 20 g di cloro.

*R.*

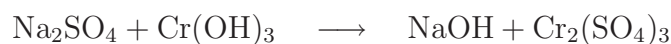
**1–18** L'arsina,  $\text{AsH}_3$ , si può produrre attraverso la seguente reazione:



Calcolare quanta arsina può essere sintetizzata partendo da 10 g di argento e 13 g di  $\text{H}_3\text{AsO}_3$ . L'arsenico nell'arsina ha lo stesso Numero di Ossidazione dell'azoto nell'ammoniaca.

*R.*

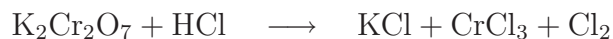
**1–19** Il solfato di sodio reagisce con l'idrossido di cromo secondo la reazione:



Trovare i grammi di idrossido di sodio che si ottengono per reazione di 14.2 g di solfato di sodio con 12.3 g di idrossido di cromo.

*R.*

**1–20** Calcolare quanti grammi di bicromato di potassio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) occorrono per ossidare 0.35 g di acido cloridrico a cloro elementare secondo la reazione:



*R.*

**1–21** Il cloruro ferroso viene ossidato dall'acido nitrico in presenza di acido cloridrico secondo la reazione:



Calcolare quanti grammi di cloruro ferroso puro al 70% occorrono per ottenere 10 g di ossido di azoto.

*R.*

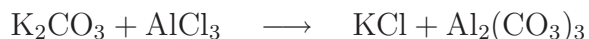
**1–22** La fosfina,  $\text{PH}_3$ , si può ottenere con la seguente reazione:



in ambiente acido. Calcolare la quantità di fosfina che si può ottenere partendo da 21 g di tallio e 9 g di  $\text{H}_3\text{PO}_3$ . Il fosforo nella fosfina ha lo stesso Numero di Ossidazione che l'azoto ha nell'ammoniaca.

*R.*

**1–23** Il carbonato di potassio reagisce con il cloruro di alluminio secondo la reazione:



Trovare i grammi di cloruro di potassio che si ottengono per reazione di 14 g di carbonato di potassio con 16 g di cloruro di alluminio.

*R.*

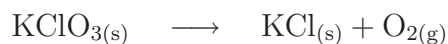
**1–24** Il mercurio viene ossidato dall'acido nitrico secondo la reazione:



Calcolare quanti grammi di mercurio sono necessari per far reagire 10.5 g di acido nitrico.

*R.*

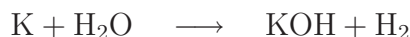
**1–25** 1.502 g di una miscela di cloruro di potassio e clorato di potassio vengono riscaldati a 400°C. Tutto il clorato si decompone con produzione di cloruro di potassio e ossigeno:



Sapendo che la massa rimasta è di 1.216 g, calcolare la composizione percentuale della miscela.

*R.*

**1–26** Il potassio metallico reagisce a contatto con l'acqua secondo lo schema di reazione:



Calcolare quanto idrogeno si forma per reazione di 5 g di potassio con 10 g di acqua.

*R.*

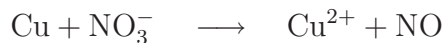
**1–27** Il nitrato d'argento reagisce con l'acido cloridrico per formare cloruro di argento:



Calcolare quanti grammi di HCl al 10 % occorrono per far reagire 2.8 g di AgNO<sub>3</sub>.

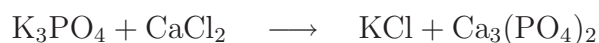
*R.*

**1–28** Calcolare quanti grammi di rame sono necessari per ottenere 20 g di ossido di azoto secondo la reazione in ambiente acido:



*R.*

**1–29** Calcolare i grammi di fosfato di calcio che si ottengono facendo reagire 22 g di fosfato di potassio con 12 g di cloruro di calcio secondo la reazione:



*R.*



## Capitolo 2

### Soluzioni

**2-1** Una soluzione di  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  si prepara sciogliendo 12.0 g di sale in 215 ml di acqua. Calcolare di questa soluzione:

- a) la molarità;
- b) la normalità come ossidante, se il prodotto di riduzione è  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ;
- c) la molalità, se la densità vale  $d=1.012 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ .

*R.*

**2-2** 730 di  $\text{NaOH}$  1.34 M vengono portati ad 1 l. Calcolare la concentrazione in %  $\frac{\text{p}}{\text{p}}$  della soluzione ottenuta se  $d=1.055 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ .

*R.*

**2-3** Una soluzione avente densità  $d = 1.0061 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  contiene 12.6 g di  $\text{NH}_4\text{Cl}$  in 471 ml. Calcolare per questa soluzione la molarità e la molalità.

*R.*

**2-4** Calcolare la normalità di una soluzione di  $\text{HNO}_3$  al 12 % in peso con densità  $d = 1.1934 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  se l'acido viene usato come ossidante e il prodotto di reazione è ossido di azoto.

*R.*

**2-5** Calcolare la molarità di una soluzione 4.5 m di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  con densità  $d = 1.3 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ .

*R.*

**2–6** Determinare la molarità finale di una soluzione ottenuta mescolando 207 ml di una soluzione di  $\text{BaCl}_2$  2.45 M con 125 ml di un'altra soluzione di  $\text{BaCl}_2$  12.05 M e diluendo infine con acqua fino a 500 ml.

*R.*

**2–7** Per preparare 500 ml di  $\text{HCl}$  0.25 M si ha a disposizione una soluzione di  $\text{HCl}$  al 34.18 % in peso con densità  $d = 1.17 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ . Calcolare quanti millilitri di quest'ultima soluzione si devono prelevare.

*R.*

**2–8** Una soluzione con densità  $d = 1.01 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  contiene 18.5 g di  $\text{KCl}$  in 389 ml. Calcolare per questa soluzione la molarità e la molalità.

*R.*

**2–9** Calcolare la normalità di una soluzione di  $\text{KMnO}_4$  al 10 % in peso con densità  $d = 1.151 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  se il sale viene usato come ossidante e il prodotto di reazione è lo ione manganoso.

*R.*

**2–10** Calcolare la molarità di una soluzione 6.7 m di  $\text{HNO}_3$  con densità  $d = 1.2 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ .

*R.*

**2–11** Determinare la molarità finale di una soluzione ottenuta mescolando 150 ml di una soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  6 M con 225 ml di un'altra soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  8 M e diluendo infine con acqua fino a 750 ml.

*R.*

**2–12** Per preparare 0.8 l di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  0.30 M si ha a disposizione una soluzione del sale al 31.0 % in peso con densità  $d = 1.34 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ . Calcolare quanti millilitri di quest'ultima soluzione si devono prelevare.

*R.*

**2–13** Si mescolano 230 ml di una soluzione 0.5 M di  $\text{NaOH}$  con 0.024 l di una soluzione al 23 % in peso di  $\text{NaOH}$  con densità  $d = 1.25 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  e si porta il volume a 1250 ml con acqua. Sapendo che la soluzione finale ha densità  $d = 1.11 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  e che l'idrossido di sodio

ha  $PM = 40$ , calcolare della soluzione finale la concentrazione in percento in peso e in molalità.

*R.*

**2-14** Calcolare la normalità di una soluzione 0.5 M di acido bromico,  $HBrO_3$ , P.M. = 129 se il composto viene usato come ossidante e il prodotto di riduzione è lo ione bromuro.

*R.*

**2-15** Una soluzione si prepara sciogliendo 50 g di metanolo,  $CH_3OH$ ,  $PM = 32$  in 250 ml di tetracloruro di carbonio,  $CCl_4$ ,  $PM = 154$ , densità  $d = 1.7 \frac{g}{ml}$ . Calcolare le frazioni molari dei due componenti.

*R.*

**2-16** Si mescolano 715 ml di una soluzione 0.7 M di  $HNO_2$  con 0.1 l di una soluzione al 13 % in peso di  $HNO_2$  con densità  $d = 1.12 \frac{g}{ml}$  e si porta il volume a 1781 ml con acqua. Sapendo che la soluzione finale ha densità  $d = 1.05 \frac{g}{ml}$  e che l'acido nitroso ha  $PM = 47$ , calcolare della soluzione finale la concentrazione in percento in peso e in molalità.

*R.*

**2-17** Calcolare la normalità di una soluzione 1.2 M di acido periodico,  $HIO_4$ ,  $PM = 192$  se il composto viene usato come ossidante e il prodotto di riduzione è lo ione ioduro.

*R.*

**2-18** Una soluzione si prepara sciogliendo 27 g di piridina,  $C_5H_5N$ ,  $PM = 79$  in 16 ml di benzene,  $C_6H_6$ ,  $PM = 72$ , densità  $d = 1.2 \frac{g}{ml}$ . Calcolare le frazioni molari dei due componenti.

*R.*

**2-19** Trovare il numero di grammi di soluto contenuti in 50 ml di soluzione di  $Li_2CO_3$  0,23 M se il peso molecolare del sale è 73,89.

*R.*

**2-20** Trovare quanti millilitri di una soluzione di  $AgNO_3$  1,9 M bisogna prelevare per preparare 0,5 l di soluzione al 2% in peso che ha densità  $d = 1.045 \frac{g}{ml}$ . Per il nitrato di argento, P.M.=169.87.

*R.*

**2-21** Sia data una soluzione di  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  (P.M.=162.01) con densità  $d = 1,085 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  che contiene 15 grammi di sale in 100 grammi di soluzione . Calcolare per questa soluzione:

- a) la molarità;
- b) la normalità come ossidante se il prodotto di reazione è cromo metallico;
- c) la molalità.

*R.*

**2-22** Si mescolano 34 ml di una soluzione di acido solforico al 10.56% in peso, densità  $d = 1.070 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  con 67 ml di una soluzione di acido solforico al 14.04% in peso, densità  $d = 1.095 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ . Trovare della soluzione finale la concentrazione espressa in  $\text{moli} \cdot \text{l}^{-1}$  sapendo che l'acido solforico ha P.M.=98.07.

*R.*

**2-23** Trovare il numero di grammi di soluto contenuti in 30 ml di soluzione di  $\text{K}_2\text{SO}_4$  0,48 M se il peso molecolare del sale è 174,26.

*R.*

**2-24** Trovare quanti millilitri di una soluzione di  $\text{BaCl}_2$  3,4 M bisogna prelevare per preparare 0.4 l di soluzione al 4% in peso che ha densità  $d = 1.091 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ . Per il cloruro di bario, P.M.=208,25.

*R.*

**2-25** Sia data una soluzione di  $\text{Na}_2\text{MnO}_4$  (P.M.=164.94) densità  $d = 1,125 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  che contiene 22 grammi di sale in 100 grammi di soluzione. Calcolare per questa soluzione:

- a) la molarità;
- b) la normalità come ossidante se il prodotto di reazione è manganese metallico;
- c) la molalità.

*R.*

**2–26** Si mescolano 81 ml di una soluzione di acido cloridrico al 23,29% in peso, densità  $d = 1.115 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  con 93 ml di una soluzione di acido cloridrico al 31.14% in peso, densità  $d = 1.155 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ . Trovare della soluzione finale la concentrazione espressa in  $\text{moli} \cdot \text{l}^{-1}$  sapendo che l'acido cloridrico ha P.M.=36,46.

*R.*

# Capitolo 3

## Equilibrio

**3–1** Calcolare il grado di dissociazione di un elettrolita AB, sapendo che una sua soluzione preparata con  $8.4 \cdot 10^{-2}$  moli di AB in 0.8 l contiene, all'equilibrio,  $7.3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{l}}$  di  $A^+$ .

*R.*

**3–2** Il grado di dissociazione dell'acido cianidrico (HCN) è  $6.3 \cdot 10^{-5}$  in una soluzione che contiene 2.703 g di acido in 1 l. Calcolare la concentrazione degli ioni  $H^+$  e la  $K_a$  dell'acido.

*R.*

**3–3** Dato l'equilibrio  $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$  con  $K_c = 1 \cdot 10^{-3}$ , calcolare la concentrazione iniziale e i grammi iniziali di HI, se la concentrazione all'equilibrio di  $H_2$  e di  $I_2$  è  $2.8 \cdot 10^{-3}$  M.  $H_2$  e  $I_2$  non sono presenti all'inizio della reazione.

*R.*

**3–4** Una miscela di 2 moli di  $N_2O_3$ , 1 mole di NO e 1.5 moli di  $NO_2$  in 5 l è all'equilibrio. Trovare i grammi dei tre componenti se alla miscela si aggiunge tutto l' $N_2O_3$  che si libera per reazione di 6.9 g di  $NaNO_2$  con HCl secondo l'equazione chimica non bilanciata:



L'equilibrio che si instaura nella miscela iniziale è il seguente:



*R.*

**3–5** Sapendo che il grado di dissociazione dell'elettrolita AB in una soluzione che ne contiene  $2.9 \cdot 10^{-2}$  moli in 0.5 l è  $\alpha = 8.17 \cdot 10^{-2}$ , calcolare la concentrazione in moli/l di  $A^+$  all'equilibrio.

*R.*

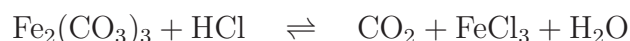
**3–6** Calcolare la concentrazione degli ioni  $\text{H}^+$  e il grado di dissociazione  $\alpha$  per un soluzione di acido fluoridrico (HF) che ne contiene 0.2 g in 1 l.  $K_a = 3.5 \cdot 10^{-6}$ .

*R.*

**3–7** Dato l'equilibrio  $2\text{IBr} \rightleftharpoons \text{I}_2 + \text{Br}_2$ , con  $K_c = 1 \cdot 10^{-3}$ , calcolare la concentrazione iniziale e i grammi iniziali di IBr, se la concentrazione all'equilibrio di  $\text{I}_2$  e di  $\text{Br}_2$  è  $2.8 \cdot 10^{-2}$  M.  $\text{I}_2$  e  $\text{Br}_2$  non sono presenti all'inizio della reazione.

*R.*

**3–8** Una miscela di 2 moli di  $\text{CO}_2$ , 1 mole di C e 1.5 moli di  $\text{O}_2$  in 5 l è all'equilibrio. Trovare i grammi dei tre componenti se alla miscela si aggiunge tutta la  $\text{CO}_2$  che si libera per reazione di 29.17 g di  $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$  con HCl secondo l'equazione chimica non bilanciata:

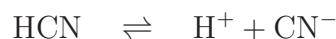


L'equilibrio che si instaura nella miscela iniziale è il seguente:



*R.*

**3–9** Il grado di dissociazione dell'acido cianidrico (HCN, P.M.=27) è  $6.3 \cdot 10^{-5}$  in una soluzione che contiene 1.8 g di acido in 0.5 l. Calcolare la concentrazione degli ioni  $\text{H}^+$  e la  $K_c$  dell'acido se questo si dissocia secondo l'equilibrio:



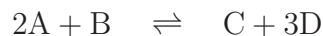
*R.*

**3–10** Il grado di dissociazione dell'acido fluoridrico (HF, P.M.=20) è  $3.4 \cdot 10^{-1}$  in una soluzione che contiene 0.1 g di acido in 0.5 l. Calcolare la concentrazione degli ioni  $\text{H}^+$  e la  $K_c$  dell'acido se questo si dissocia secondo l'equilibrio:



*R.*

**3–11** È dato l'equilibrio:



che si realizza in un recipiente di un litro. Calcolare la  $K_c$  per questo sistema sapendo che vengono introdotti all'inizio solo i composti A e B in concentrazione 1 molare ciascuno e che all'equilibrio  $[C]=0,3$  M.

*R.*

**3–12** L'acido iodico si dissocia parzialmente secondo l'equilibrio:



che ha  $K_c = 0,16$ . Calcolare la concentrazione degli ioni  $\text{H}^+$  all'equilibrio se in un recipiente di 0,8 litri si introducono 20 grammi di acido iodico sapendo che questo acido ha P.M.=176.

*R.*

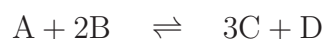
**3–13** Una miscela di 0,5 moli di  $\text{PCl}_5$ , 0,3 moli di  $\text{PCl}_3$  e 0,2 moli di  $\text{Cl}_2$  in un recipiente di 2,5 l è all'equilibrio. Trovare i grammi di  $\text{PCl}_5$  al nuovo equilibrio se alla miscela si aggiungono 0,1 moli di  $\text{PCl}_3$ . La reazione è la seguente:



Il peso molecolare di  $\text{PCl}_5$  vale 206.

*R.*

**3–14** È dato l'equilibrio:



che si realizza in un recipiente di un litro. Calcolare la  $K_c$  per questo sistema sapendo che vengono introdotti all'inizio solo i composti A e B in concentrazione 0,8 molare ciascuno e che all'equilibrio  $[D]=0,2$  M.

*R.*

**3–15** Una miscela di 1,2 moli di  $\text{PBr}_5$ , 0,8 moli di  $\text{PBr}_3$  e 0,7 moli di  $\text{Br}_2$  in un recipiente di 1,6 l è all'equilibrio. Trovare i grammi di  $\text{PBr}_5$  al nuovo equilibrio se alla miscela si aggiungono 0,2 moli di  $\text{Br}_2$ . La reazione è la seguente:

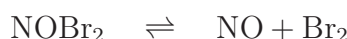




Il peso molecolare di  $\text{PBr}_5$  vale 431.

*R.*

**3–16** In un recipiente della capacità di 5 l si introducono 0.25 moli di  $\text{NOBr}_2$ . All'equilibrio, il 42 % di questo composto è dissociato secondo la reazione:



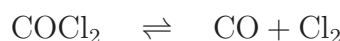
Calcolare il valore della  $K_c$  per l'equilibrio considerato.

*R.*

**3–17** 0.226 moli di  $\text{CO}$  (P.M.=28) più 0.155 moli di  $\text{Cl}_2$  (P.M.=70) e 0.232 moli di  $\text{COCl}_2$  (P.M.=98) vengono introdotte in un reattore di 10 l. Questa miscela è all'equilibrio. Calcolare la massa dei tre componenti se alla miscela iniziale vengono aggiunte tutte le moli di cloro che si liberano trattando 11.6 g di  $\text{NaCl}$  (P.M.=58) con permanganato di potassio in eccesso. La reazione che avviene è la seguente:



L'equilibrio che si instaura è il seguente:



*R.*

**3–18** In un reattore di 0.5 l si introducono  $8 \cdot 10^{-2}$  moli di idrogeno (P.M.=2) e un numero incognito di grammi di bromo (P.M.=160) Si instaura l'equilibrio:



per il quale  $K_c = 1.18$ . Calcolare quanti grammi di bromo si sono usati all'inizio se all'equilibrio sono presenti  $1.05 \cdot 10^{-1}$  moli di  $\text{HBr}$ .

*R.*

# Capitolo 4

## Calcoli sul pH

4–1 Una soluzione contiene 3.6 g di LiOH in 750 ml. Calcolare il pH di questa soluzione.

*R.*

4–2 Calcolare il pH di una soluzione preparata con 10.85 ml di HCl al 20.4% p/p, con densità  $d = 1.100 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ , portati a 0.5 l con acqua.

*R.*

4–3 Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 10 ml di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  0.12 M con 15 ml di NaOH 0.15 M.

*R.*

4–4 Calcolare il pH di una soluzione  $2.3 \cdot 10^{-8}$  M di NaOH.

*R.*

4–5 Una soluzione contiene 6.0 g di NaOH in 750 ml. Calcolare il pH di questa soluzione.

*R.*

4–6 Calcolare il pH di una soluzione preparata con 10.85 ml di  $\text{HNO}_3$  al 16.0% p/p, con densità  $d = 1.090 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ , portati a 0.5 l con acqua.

*R.*

4–7 Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 15 ml di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  0.12 M con 10 ml di NaOH 0.15 M.

*R.*

4–8 Calcolare il pH di una soluzione  $8.0 \cdot 10^{-8}$  M di KOH.

*R.*

4–9 Calcolare il pH e il grado di dissociazione di una soluzione 0.2 M di acido barbiturico (HBar), se  $K_a = 9.8 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

4–10 Calcolare il pH di una soluzione ottenuta diluendo 100 ml di una soluzione 0.7 M di papaverina (PapN) a 300 ml con acqua.  $K_b = 2.51 \cdot 10^{-8}$ .

*R.*

4–11 Calcolare quanti millilitri di acido o-clorofenilacetico (H-ClPhac) 6 M occorrono per preparare un litro di soluzione avente  $\text{pH}=3.15$ .  $K_a = 6.5 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

4–12 Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie presenti in una soluzione  $2 \cdot 10^{-2}$  M di acido ascorbico ( $\text{H}_2\text{Asc}$ ).  $K_{a1} = 8 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_{a2} = 1.6 \cdot 10^{-12}$ .

*R.*

4–13 Calcolare quale dev'essere la concentrazione di una soluzione di acido tellurico ( $\text{H}_2\text{TeO}_4$ ) perchè il pH sia 4.  $K_{a1} = 2 \cdot 10^{-8}$ ;  $K_{a2} = 6 \cdot 10^{-12}$ .

*R.*

4–14 Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie in una soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ottenuta diluendo 10 ml di una sua soluzione al 70% in peso,  $d = 1.61 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ , a un litro. Per l' $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $K_a = 1.2 \cdot 10^{-2}$ .

*R.*

4–15 Calcolare quale dev'essere la concentrazione di una soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  perchè abbia  $\text{pH}=0.5$ .  $K_a = 1.2 \cdot 10^{-2}$ .

*R.*

4–16 Calcolare il pH e il grado di dissociazione di una soluzione 0.3 M di acido lutidinico (HLut), se  $K_a = 7 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

4–17 Calcolare il pH di una soluzione ottenuta diluendo 150 ml di una soluzione 1.2 M di piridina (PyrN) a 500 ml con acqua.  $K_b = 2.3 \cdot 10^{-9}$ .

*R.*

4–18 Calcolare quanti millilitri di acido p-cianoferrossiacetico (H-Phenac) 2 M occorrono per preparare un litro di soluzione avente  $\text{pH}=3.2$ .  $K_a = 1.2 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

4–19 Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie presenti in una soluzione  $3 \cdot 10^{-2}$  M di acido aspartico ( $\text{H}_2\text{Asp}$ ).  $K_{a1} = 1.4 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_{a2} = 1.5 \cdot 10^{-10}$ .

*R.*

4–20 Calcolare quale dev'essere la concentrazione di una soluzione di acido tetraborico ( $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ ) perchè il pH sia 3.  $K_{a1} = 1 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_{a2} = 1 \cdot 10^{-9}$ .

*R.*

4–21 Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie in una soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ottenuta diluendo 20 ml di una sua soluzione al 60% in peso,  $d = 1.500 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ , a un litro. Per l' $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $K_a = 1.2 \cdot 10^{-2}$ .

*R.*

4–22 Calcolare il pH e il grado di dissociazione  $\alpha$  di una soluzione 0.3 M di m-nitroanilina, per la quale  $K_b = 2.3 \cdot 10^{-7}$ .

*R.*

4–23 Determinare il pH di una soluzione ottenuta diluendo 129 ml di una soluzione 0.4 M di acido norbornilico a 743 ml con acqua. L'acido ha una  $K_a = 5.8 \cdot 10^{-6}$

*R.*

4–24 Calcolare il pH di una soluzione ottenuta diluendo 34 ml di acido nitrico, P.M.=63.01, al 20 % ,  $d = 1.115 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  a 1.2 l con acqua.

*R.*

**4-25** Calcolare il pH di una soluzione  $3.6 \cdot 10^{-8}$  M di acido cloridrico.

*R.*

**4-26** Calcolare il pH e il grado di dissociazione  $\alpha$  di una soluzione 0.2 M di acido p-nitrobenzoico, che ha una  $K_a = 9.8 \cdot 10^{-6}$ .

*R.*

**4-27** Determinare il pH di una soluzione ottenuta diluendo 100 ml di una soluzione 0.7 M di 2,6-lutidina a 300 ml con acqua. La base ha  $K_b = 2.51 \cdot 10^{-8}$ .

*R.*

**4-28** Calcolare il pH di una soluzione ottenuta diluendo 76 ml di acido cloridrico (P.M.=36.50) al 9.51 % ,  $d = 1.045 \frac{g}{ml}$  a 976 ml con acqua.

*R.*

**4-29** Calcolare il pH di una soluzione  $8.9 \cdot 10^{-8}$  M di acido nitrico.

*R.*

**4-30** Calcolare il pH di una soluzione ottenuta diluendo 56 ml di HCl al 15, 48%  $\frac{p}{p}$  , densità  $d=1,075 \frac{g}{ml}$  e P.M.=36,5 fino al volume di 750 ml.

*R.*

**4-31** Calcolare quanti millilitri di una soluzione di  $Ba(OH)_2$  avente concentrazione 0,25 M si devono utilizzare per preparare 200 ml di soluzione a pH=12,5.

*R.*

**4-32** Determinare il pH e il grado di dissociazione  $\alpha$  per una soluzione al 6 %  $\frac{p}{p}$  di acido acetico, sapendo che questa soluzione ha densità  $d=1,007 \frac{g}{ml}$  e che l'acido acetico ha P.M.=60 e  $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**4-33** A 120 ml di acido ipocloroso 0,34 M si aggiungono 2 grammi di acido ipocloroso puro. Sapendo che l' $HClO$  ha P.M.=52 e  $K_a = 2,95 \cdot 10^{-8}$ , calcolare il pH e la concentrazione

di tutte le specie presenti all'equilibrio nella soluzione finale. Si supponga che il volume non vari a seguito dell'aggiunta fatta.

*R.*

**4-34** Calcolare il pH di una soluzione ottenuta diluendo 88 ml di  $\text{HNO}_3$  al 10,97%  $\frac{\text{p}}{\text{p}}$ , densità  $d=1,060 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  e P.M.=65,1 fino al volume di 920 ml.

*R.*

**4-35** Calcolare quanti millilitri di una soluzione di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  avente concentrazione 0,11 M si devono utilizzare per preparare 320 ml di soluzione a pH=13,2.

*R.*

**4-36** Determinare il pH e il grado di dissociazione  $\alpha$  per una soluzione al 4,6 %  $\frac{\text{p}}{\text{p}}$  di acido formico (HFor), sapendo che questa soluzione ha densità  $d=1,006 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  e che l'acido formico ha P.M.=46 e  $K_a = 1,21 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**4-37** A 120 ml di acido ipobromoso 0,45 M si aggiungono 4 grammi di acido ipobromoso puro. Sapendo che l' $\text{HBrO}$  ha P.M.=97 e  $K_a = 1,43 \cdot 10^{-7}$ , calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie presenti all'equilibrio nella soluzione finale. Si supponga che il volume non vari a seguito dell'aggiunta fatta.

*R.*

**4-38** Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie presenti in una soluzione 0,2 M di acido cromico ( $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ) sapendo che per questo acido  $K_{a1} = 1,77 \cdot 10^{-1}$  e  $K_{a2} = 3,02 \cdot 10^{-7}$ .

*R.*

**4-39** Trovare la concentrazione che una soluzione di  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  deve avere affinché il pH risulti 11,65. Per questa base si conoscono i seguenti dati:  $K_{b1} = 1 \cdot 10^{-3}$  e  $K_{b1} = 1,58 \cdot 10^{-8}$ . Calcolare inoltre la concentrazione di ioni  $\text{Pb}^{2+}$  presenti in soluzione.

*R.*

**4-40** Si prepara in laboratorio una soluzione di acido solforico prelevando 120 ml di soluzione 0,45 M e diluendo con acqua fino al volume finale di 750 ml. Calcolare il pH della soluzione così ottenuta sapendo che per l'acido solforico  $K_a = 1,2 \cdot 10^{-2}$ .

*R.*

4–41 Da misure pH–metriche risulta che una soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ha  $\text{pH}=0,48$ . Calcolare la concentrazione molare di questa soluzione.  $K_a = 1,2 \cdot 10^{-2}$ .

*R.*

4–42 Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie presenti in una soluzione 0,2 M di acido molibdico ( $\text{H}_2\text{MoO}_4$ ) sapendo che per questo acido  $K_{a1} = 1,58 \cdot 10^{-2}$  e  $K_{a2} = 6,31 \cdot 10^{-7}$ .

*R.*

4–43 Trovare la concentrazione che una soluzione di  $\text{Hg}(\text{OH})_2$  deve avere affinché il pH risulti 12,25. Per questa base si conoscono i seguenti dati:  $K_{b1} = 2 \cdot 10^{-3}$  e  $K_{b2} = 3,41 \cdot 10^{-8}$ . Calcolare inoltre la concentrazione di ioni  $\text{Hg}^{2+}$  presenti in soluzione.

*R.*

4–44 Si prepara in laboratorio una soluzione di acido solforico prelevando 180 ml di soluzione 0,25 M e diluendo con acqua fino al volume finale di 670 ml. Calcolare il pH della soluzione così ottenuta sapendo che per l'acido solforico  $K_a = 1,2 \cdot 10^{-2}$ .

*R.*

4–45 Da misure pH–metriche risulta che una soluzione di  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ha  $\text{pH}=0,64$ . Calcolare la concentrazione molare di questa soluzione.  $K_a = 1,2 \cdot 10^{-2}$ .

*R.*

4–46 Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 10 ml di NaOH 0.15 M con 15 ml di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  0.04 M e portando il volume a 236 ml con acqua.

*R.*

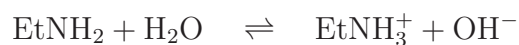
4–47 Determinare il pH di una soluzione ottenuta per diluizione di 1 ml di acido cloridrico  $1 \cdot 10^{-4}$  M fino a 2 l.

*R.*

4–48 Un volume di 120 ml di una soluzione 0.123 M di un acido debole HA si porta a 150 ml con acqua. Se la  $K_a = 0.023$ , calcolare il pH della soluzione finale.

*R.*

**4–49** Calcolare quale deve essere la concentrazione di una soluzione di Etilammina perchè il pH sia 10. L'etilammina ha una  $K_b = 5.6 \cdot 10^{-4}$  e si dissocia secondo la reazione:



*R.*

**4–50** Calcolare quanti millilitri di acido cloridrico (P.M.=36.46) al 20.08 %,  $d = 1.14 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  sono necessari per preparare 250 ml di una soluzione a pH=1.15.

*R.*

**4–51** Il grado di dissociazione  $\alpha$  per l'acido cianidrico, HCN in una sua soluzione 0.1 M vale  $6.3 \cdot 10^{-5}$ . Trovare il pH della soluzione.

*R.*

**4–52** Trovare a quale volume bisogna portare 50 ml di acido acetico 0.1 M per avere una soluzione a pH=3.25. Per questo acido,  $K_a = 1.74 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**4–53** Si sciolgono in 500 ml di acqua  $6.3 \cdot 10^{-7}$  g di acido nitrico (P.M.=63). Calcolare il pH della soluzione così ottenuta.

*R.*



# Capitolo 5

## Idrolisi

**5-1** Calcolare il pH e il percento di idrolisi di una soluzione 0.05 M di formiato di calcio ( $\text{Ca(For)}_2$ ), sapendo che per l'acido formico  $K_a = 1.77 \cdot 10^{-4}$ .

*R.*

**5-2** Calcolare la concentrazione che deve avere una soluzione di acrilato di sodio ( $\text{NaAcr}$ ) perchè il pH sia 8.71. Per l'acido acrilico,  $K_a = 5.6 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**5-3** Una soluzione di  $\text{NaNO}_2$  ha pH=9.00. Calcolare quanta acqua si deve aggiungere a 0.4 l di questa soluzione affinché il pH diventi 8.00. Per l'acido nitroso,  $K_a = 5 \cdot 10^{-4}$ .

*R.*

**5-4** Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie presenti in una soluzione 0.5 M di selenito di sodio,  $\text{Na}_2\text{SeO}_3$ . Per l'acido selenioso,  $K_{a1} = 3.5 \cdot 10^{-3}$  e  $K_{a2} = 5 \cdot 10^{-8}$ .

*R.*

**5-5** Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie presenti in una soluzione 0.3 M di solfito d'ammonio,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ , se per l'ammoniaca  $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$  e per l'acido solforoso  $K_{a1} = 3.5 \cdot 10^{-3}$  e  $K_{a2} = 5 \cdot 10^{-8}$ .

*R.*

**5-6** Il catione  $\text{Fe}^{3+}$  si idrolizza per dare  $\text{Fe(OH)}^{2+}$  e  $\text{H}_3\text{O}^+$ . Trovare il pH da realizzare perchè in soluzione il 95% del ferro presente sia sotto forma di  $\text{Fe}^{3+}$ . Per la reazione di idrolisi  $K_h = 6.8 \cdot 10^{-3}$ .

*R.*

**5–7** Calcolare il pH e il percento di idrolisi di una soluzione 0.1 M di butirrato di magnesio ( $\text{Mg}(\text{But})_2$ ), sapendo che per l'acido butirrico  $K_a = 1.44 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**5–8** Calcolare la concentrazione che deve avere una soluzione di furoato di potassio ( $\text{KFur}$ ) perchè il pH sia 8.15. Per l'acido furoico,  $K_a = 6.76 \cdot 10^{-4}$ .

*R.*

**5–9** Una soluzione di acetato di sodio ha  $\text{pH}=9.00$ . Calcolare quanta acqua bisogna aggiungere a 0.5 l di questa soluzione affinchè il pH diventi 8.00. Per l'acido acetico,  $K_a = 1.8 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**5–10** Calcolare il pH e la concentrazione delle specie presenti in una soluzione 0.4 M di ascorbato di sodio,  $\text{Na}_2\text{Asc}$ , sapendo che per l'acido ascorbico,  $K_{a1} = 8 \cdot 10^{-5}$  e  $K_{a2} = 1.6 \cdot 10^{-9}$ .

*R.*

**5–11** Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie presenti in una soluzione 0.1 M di germanato d'ammonio,  $(\text{NH}_4)_2\text{GeO}_3$ , sapendo che per l'ammoniaca  $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$  e per l'acido germanico  $K_{a1} = 2.6 \cdot 10^{-5}$  e  $K_{a2} = 2 \cdot 10^{-10}$ .

*R.*

**5–12** Una soluzione si prepara sciogliendo 2.5 g di KCN, P.M.=65.12 in 80 ml di acqua. Calcolare il pH di questa soluzione sapendo che una soluzione 0.12 M di acido cianidrico ha  $\text{pH}=5.113$ .

*R.*

**5–13** Si sciolgono in 123 ml di acqua 4.67 g di  $\text{LiClO}$ , P.M.=58.39. Calcolare il pH di questa soluzione sapendo che una soluzione 0.08 M di acido ipocloroso ha  $\text{pH}=4.313$ .

*R.*

**5-14** Calcolare il pH di una soluzione 0.1 M di silicato d'ammonio,  $(\text{NH}_4)_2\text{SiO}_3$ , sapendo che per l'ammoniaca  $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$  e per l'acido silicico  $K_{a1} = 2.6 \cdot 10^{-5}$  e  $K_{a2} = 2 \cdot 10^{-10}$ .

*R.*

**5-15** Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 3.5 g di  $\text{KHCO}_3$ , che ha P.M.=100.1, in 233.1 ml di acqua sapendo che l'acido carbonico ha  $K_{a1} = 4.3 \cdot 10^{-7}$  e  $K_{a2} = 5.6 \cdot 10^{-11}$ .

*R.*

**5-16** Calcolare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 4.8 g di  $\text{NaHSO}_3$ , che ha P.M.=104, in 200 ml di acqua sapendo che l'acido solforoso ha  $K_{a1} = 1.5 \cdot 10^{-2}$  e  $K_{a2} = 1.1 \cdot 10^{-7}$ .

*R.*

**5-17** Calcolare il pH che si realizza sciogliendo 10.3 g di fluoruro di alluminio,  $\text{AlF}_3$  in 76.4 ml di acqua. Per il sale, P.M.=83.97 e per l'acido fluoridrico  $K_a = 3.53 \cdot 10^{-4}$ .

*R.*

**5-18** Trovare quanti grammi di benzoato di sodio,  $\text{NaBenz}$ , sono sciolti in 250 ml di soluzione se questa ha pH=9. Il sale ha P.M.=144 e l'acido benzoico ha  $K_a = 6.3 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**5-19** Una soluzione di  $\text{NH}_4\text{Cl}$  ha pH=5.05. Trovare quanta acqua si deve aggiungere a 500 ml di questa soluzione perchè il pH diventi 5.5. Per l'ammoniaca,  $K_b = 1.79 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**5-20** Si hanno a disposizione 0.3 litri di soluzione di  $\text{NH}_4\text{Cl}$  a pH=5,2. Calcolare la quantità di acqua da aggiungere se serve una soluzione di  $\text{NH}_4\text{Cl}$  avente pH=5,5. L'ammoniaca ha  $K_b = 1,79 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**5-21** Nella ricerca del piombo con ione cromato si deve aggiungere dell'acetato di sodio per controllare il valore del pH. Calcolare il pH che si ottiene se si addizionano 5 gocce (0,25 ml) di soluzione di acetato di sodio 1 M a 2 ml di soluzione. Per l'acido acetico,  $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**5–22** Si devono preparare 2 litri di soluzione di benzoato di calcio,  $\text{Ca}(\text{Benz})_2$ , a  $\text{pH}=9$ . Calcolare quanti grammi di sale egli deve pesare per preparare la soluzione, sapendo che per il sale  $\text{P.M.}=282$  e che per l'acido benzoico  $K_a = 1 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**5–23** Nella preparazione della Soluzione degli Anioni si sciolgono 0,5 g di  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  in 50 ml di acqua. Calcolare il pH che si realizza e la concentrazione di  $\text{H}_2\text{CO}_3$  in soluzione se per l'acido carbonico  $K_{a1} = 4,5 \cdot 10^{-7}$ ,  $K_{a2} = 4,7 \cdot 10^{-11}$  e sapendo che il carbonato di sodio ha  $\text{P.M.}=106$ .

*R.*

**5–24** Trovare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 50 millilitri di soluzione 1 M di  $\text{NH}_4\text{NO}_2$  a 150 millilitri di acqua. Si conoscono i seguenti dati:

1. per l'acido nitroso,  $K_a = 1 \cdot 10^{-4}$
2. per l'ammoniaca,  $K_b = 1 \cdot 10^{-5}$

*R.*

**5–25** Calcolare la concentrazione di  $\text{Ba}(\text{HSO}_4)_2$  tale per cui il pH risulti 1,15. Per l'acido solforico,  $K_a = 1,2 \cdot 10^{-2}$ .

*R.*

**5–26** Determinare il valore del pH per una soluzione 0,5 M di  $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ , se si conoscono i seguenti valori per l'acido solforoso:

1.  $K_{a1} = 1 \cdot 10^{-2}$
2.  $K_{a2} = 1 \cdot 10^{-7}$

*R.*

**5–27** Calcolare il pH di una soluzione 0,1 M di  $(\text{NH}_4)_2\text{SeO}_3$ , avendo a disposizione i seguenti dati:

1. per l'acido selenioso,  $K_{a1} = 1 \cdot 10^{-3}$  e  $K_{a2} = 1 \cdot 10^{-8}$
2. per l'ammoniaca,  $K_b = 1 \cdot 10^{-5}$

*R.*

**5–28** Trovare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 75 millilitri di soluzione 2 M di  $\text{NH}_4\text{CNS}$  a 125 millilitri di acqua. Si conoscono i seguenti dati:

1. per l'acido tiocianico,  $K_a = 1 \cdot 10^{-4}$
2. per l'ammoniaca,  $K_b = 1 \cdot 10^{-5}$

*R.*

**5–29** Calcolare la concentrazione di  $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$  tale per cui il pH sia 1,23. Per l'acido solforico,  $K_a = 1,2 \cdot 10^{-2}$ .

*R.*

**5–30** Determinare il valore del pH per una soluzione 0,25 M di  $\text{Ba}(\text{HTeO}_4)_2$ , se si conoscono i seguenti valori per l'acido tellurico:

1.  $K_{a1} = 1 \cdot 10^{-7}$
2.  $K_{a2} = 1 \cdot 10^{-11}$

*R.*

**5–31** Calcolare il pH di una soluzione 0,2 M di  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ , avendo a disposizione i seguenti dati:

1. per l'acido solforoso,  $K_{a1} = 1 \cdot 10^{-2}$  e  $K_{a2} = 1 \cdot 10^{-7}$
2. per l'ammoniaca,  $K_b = 1 \cdot 10^{-5}$

*R.*

## Capitolo 6

### Miscele di acidi e basi. Tamponi

**6–1** 1. Trovare il pH e la concentrazione delle specie in una soluzione ottenuta mescolando 50 ml di  $\text{HNO}_3$ , P.M.=63, al 2%  $\frac{\text{g}}{\text{p}}$  e densità  $d = 1.010 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  con 200 ml di acido nitroso,  $\text{HNO}_2$  0.1 M, per il quale  $K_a = 4.6 \cdot 10^{-6}$ .

*R.*

**6–2** Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie in una soluzione che contiene acido cianidrico  $\text{HCN}$  0.1 M e acido benzoico,  $\text{HBz}$  0.1 M. Per il primo acido  $K_a = 5.0 \cdot 10^{-10}$  e per il secondo  $K_a = 6 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**6–3** Determinare il pH di una soluzione tampone ottenuta sciogliendo 10 g di propionato di sodio,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COONa}$ , P.M.=96, in 1 l di una soluzione 0.1 M di acido propionico,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$ . Per questo acido  $K_a = 1.3 \cdot 10^{-5}$ . Si assuma che il volume della soluzione di acido propionico non vari con l'aggiunta del sale.

*R.*

**6–4** Un tampone si prepara mescolando 0.2 l di un tampone  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$  0.5 M avente  $\text{pH}=9.00$  con 0.4 l di un tampone  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$  0.8 M a  $\text{pH}=9.50$ . Calcolare il pH della soluzione tampone così ottenuta se per l'ammoniaca  $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**6–5** Un acido triprotico,  $\text{H}_3\text{A}$ , ha un comportamento anomalo: si comporta infatti come un acido forte nelle prime due dissociazioni, mentre è un acido debole nella terza. Calcolare quanti millilitri di una soluzione 1 M di  $\text{NaOH}$  bisogna aggiungere a 100 ml di una

soluzione 0.5 M di questo acido per ottenere una soluzione tampone a  $\text{pH}=2$ . La costante di acidità vale  $K_a = 2 \cdot 10^{-3}$ .

*R.*

**6–6** Trovare il pH e la concentrazione delle specie in una soluzione ottenuta mescolando 32 ml di  $\text{HClO}_4$ , P.M.=100, al 4 %  $\frac{\text{g}}{\text{p}}$  e densità  $d = 1.023 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  con 87 ml di acido ipocloroso,  $\text{HClO}$  0.2 M, per il quale  $K_a = 3.0 \cdot 10^{-8}$ .

*R.*

**6–7** Calcolare il pH e la concentrazione di tutte le specie in una soluzione che contiene acido lattico  $\text{HLatt}$  0.5 M e acido citrico,  $\text{HCit}$  0.5 M. Per il primo acido  $K_a = 8.4 \cdot 10^{-5}$  e per il secondo  $K_a = 2.0 \cdot 10^{-9}$ .

*R.*

**6–8** Determinare il pH di una soluzione tampone ottenuta sciogliendo 8 g di fluoruro di sodio,  $\text{NaF}$ , P.M.=42 in 1 l di una soluzione 0.3 M di acido fluoridrico,  $\text{HF}$ . Per questo acido  $K_a = 3.5 \cdot 10^{-4}$ . Si assuma che il volume della soluzione di acido fluoridrico non vari con l'aggiunta del sale.

*R.*

**6–9** Un tampone si prepara mescolando 0.4 l di un tampone  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$  0.5 M avente  $\text{pH}=9.00$  con 0.2 l di un tampone  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$  0.8 M che ha  $\text{pH}=9.50$ . Calcolare il pH della nuova soluzione tampone così ottenuta se per l'ammoniaca  $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**6–10** Una soluzione si prepara mescolando 100 ml di  $\text{NaOH}$  0.1 m, P.M.=40, che ha densità  $d = 1.11 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  con 50 ml di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  0.13 M. Trovare il pH della soluzione risultante.

*R.*

**6–11** Trovare quanti ml di una soluzione di  $\text{KOH}$  1 M si devono aggiungere a 200 ml di una soluzione di etilammina,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$  0.1 M sapendo che questa base ha  $K_b = 5 \cdot 10^{-5}$  perchè la concentrazione degli ioni  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_3^+$  risulti  $1 \cdot 10^{-5}$  M.

*R.*

**6-12** Quanto valgono il pH e la concentrazione dello ione  $\text{CN}^-$  in una soluzione che contiene 45 ml di acido acetico (P.M.=60) al 3% in peso,  $d = 1.04 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  e 38 ml di acido cianidrico 0.1 M se le due costanti di acidità sono  $K_1 = 1.76 \cdot 10^{-5}$  e  $K_2 = 1 \cdot 10^{-10}$  rispettivamente?

*R.*

**6-13** Una soluzione si prepara mescolando 200 ml di KOH 0.2 M, P.M.=56, che ha densità  $d = 1.21 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  con 80 ml di  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  0.11 M. Trovare il pH della soluzione risultante.

*R.*

**6-14** Trovare quanti ml di una soluzione di LiOH 0.8 M si devono aggiungere a 120 ml di una soluzione di metilammina,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  0.4 M sapendo che questa base ha  $K_b = 4 \cdot 10^{-5}$  perchè la concentrazione degli ioni  $\text{CH}_3\text{NH}_3^+$  risulti  $2 \cdot 10^{-5}$  M.

*R.*

**6-15** Quanto valgono il pH e la concentrazione degli ioni  $\text{ClO}^-$  in una soluzione che contiene 85 ml di acido propionico (P.M.=74) al 5% in peso,  $d = 1.08 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  e 61 ml di acido ipocloroso 0.2 M se le due costanti di acidità sono  $K_1 = 1.34 \cdot 10^{-5}$  e  $K_2 = 2 \cdot 10^{-9}$  rispettivamente?

*R.*

**6-16** Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 100 ml di HCl (P.M.=36,5) al 5 % in peso, densità  $d=1,012 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$  , con 200 ml di  $\text{HNO}_3$  0,11 M.

*R.*

**6-17** Trovare il pH e la concentrazione delle varie specie all'equilibrio per una soluzione ottenuta sciogliendo 5 grammi di NaOH solido, P.M.=40, in 250 ml di soluzione di  $\text{NH}_3$  0,24 M. Per l'ammoniaca  $K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$ . Si supponga che il volume della soluzione di ammoniaca non vari in seguito all'aggiunta dell'idrossido di sodio.

*R.*

**6-18** Quanti millilitri di HCl 5 M bisogna aggiungere a 50 ml di acido acetico 1 M per far sì che la concentrazione degli ioni acetato all'equilibrio risulti  $2 \cdot 10^{-5}$  M? per l'acido acetico,  $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*



**6–19** Calcolare il pH e la concentrazione dello ione ipoclorito in una soluzione che contiene acido iodico,  $\text{HIO}_3$ , 0,3 M, che ha  $K_a = 0,169$  e acido ipocloroso,  $\text{HClO}$ , 0,2 M, che possiede  $K_a = 2,95 \cdot 10^{-8}$ .

*R.*

**6–20** Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 250 ml di  $\text{HCl}$  (P.M.=36,5) al 3 % in peso, densità  $d=1,018 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ , con 100 ml di  $\text{HNO}_3$  0,14 M.

*R.*

**6–21** Trovare il pH e la concentrazione delle varie specie all'equilibrio per una soluzione ottenuta sciogliendo 4 grammi di  $\text{KOH}$  solido, P.M.=56, in 125 ml di soluzione di  $\text{NH}_3$  0,15 M. Per l'ammoniaca  $K_b = 1,78 \cdot 10^{-5}$ . Si supponga che il volume della soluzione di ammoniaca non vari in seguito all'aggiunta dell'idrossido di potassio.

*R.*

**6–22** Quanti millilitri di  $\text{HNO}_3$  6 M bisogna aggiungere a 80 ml di acido propionico 1,2 M per far sì che la concentrazione degli ioni propionato all'equilibrio risulti  $3 \cdot 10^{-5}$  M? per l'acido propionico,  $K_a = 1,34 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**6–23** Calcolare il pH di una soluzione tampone ottenuta mescolando 250 ml di acido propionico 0.1 M con 170 ml di propionato di sodio 0.2 M sapendo che per l'acido propionico  $K_a = 1.34 \cdot 10^{-5}$ . Calcolare inoltre il  $\Delta\text{pH}$  che si ha quando a 90 ml della soluzione tampone precedente si aggiungono 10 ml di acido cloridrico 0.05 M.

*R.*

**6–24** Calcolare quanti millilitri di una soluzione 0.12 M di cloruro di ammonio si devono aggiungere a 100 ml di ammoniaca 0.2 M per ottenere una soluzione tampone avente  $\text{pH}=9.72$ . Per l'ammoniaca,  $K_b = 1.78 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**6–25** Calcolare quale volume di acido formico 0.44 M e qual volume di formiato di potassio 0.61 M si devono mescolare per ottenere 1 l di soluzione tampone 0.2 M a  $\text{pH}=4.9$ . La costante di dissociazione dell'acido formico vale  $K_a = 1.77 \cdot 10^{-4}$  a  $25^\circ\text{C}$ .

*R.*

**6–26** A 120 ml di metilammina,  $\text{CH}_3\text{NH}_2$  0.1 M si aggiungono 70 ml di un acido forte monoprotico 0.1 M. Trovare il pH della soluzione così ottenuta se per la metilammina  $K_b = 4.38 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**6–27** Calcolare il pH di una soluzione tampone ottenuta mescolando 155 ml di acido butirrico 0.3 M con 210 ml di butirrato di potassio 0.2 M sapendo che per l'acido butirrico  $K_a = 3.51 \cdot 10^{-6}$ . Calcolare inoltre il  $\Delta\text{pH}$  che si ha quando a 180 ml della soluzione tampone precedente si aggiungono 20 ml di acido cloridrico 0.07 M.

*R.*

**6–28** A 140 ml di etilammina,  $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$  0.3 M si aggiungono 60 ml di un acido forte monoprotico 0.12 M. Trovare il pH della soluzione così ottenuta se per la etilammina  $K_b = 1.33 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**6–29** Calcolare quale volume di acido acetico 0.32 M e quale volume di acetato di potassio 0.43 M si devono mescolare per ottenere 1 l di soluzione tampone 0.25 M a  $\text{pH}=4.7$ . La costante di dissociazione dell'acido acetico vale  $K_a = 1.76 \cdot 10^{-5}$  a  $25^\circ\text{C}$ .

*R.*

**6–30** Calcolare quanti millilitri di una soluzione 0.22 M di cloruro di ammonio si devono aggiungere a 130 ml di ammoniaca 0.4 M per ottenere una soluzione tampone avente  $\text{pH}=9.84$ . Per l'ammoniaca,  $K_b = 1.78 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**6–31** Una soluzione tampone viene preparata mescolando 200 ml di HAc, P.M.=60, al 20 % in peso, densità  $d=1.026 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ , con 250 ml di una soluzione 2 M di NaAc. Trovare il pH di questa soluzione se per l'acido acetico  $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**6–32** Trovare il pH di una soluzione ottenuta sciogliendo 2 grammi di NaOH (P.M.=40)

solido in 150 ml di  $\text{HIO}_4$  0,8 M. Per l'acido periodico,  $K_a = 2,3 \cdot 10^{-2}$ . Si supponga che il volume della soluzione non vari in seguito all'aggiunta dell' $\text{NaOH}$ .

*R.*

**6–33** Calcolare quanti millilitri di  $\text{HCl}$  1,5 M si devono aggiungere a 300 ml di  $\text{NH}_3$  1 M per ottenere una soluzione tampone a  $\text{pH}=9$ . Per l'ammoniaca,  $K_b = 1,79 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**6–34** Una soluzione tampone contiene un acido debole monoprotico  $\text{HA}$  in concentrazione 0,75 M e il suo sale  $\text{BaA}_2$ , realizzato con una base forte, in concentrazione 0,85 M. Il  $\text{pH}$  della soluzione risulta 2. Trovare la  $K_a$  dell'acido  $\text{HA}$ .

*R.*

**6–35** Una soluzione tampone viene preparata mescolando 300 ml di  $\text{HAc}$ , P.M.=60, al 17 % in peso, densità  $d=1.024 \frac{\text{g}}{\text{ml}}$ , con 150 ml di una soluzione 1,6 M di  $\text{NaAc}$ . Trovare il  $\text{pH}$  di questa soluzione se per l'acido acetico  $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**6–36** Trovare il  $\text{pH}$  di una soluzione ottenuta sciogliendo 4 grammi di  $\text{KOH}$  (P.M.=56) solido in 350 ml di  $\text{HClO}_3$  0,5 M. Per l'acido clorico,  $K_a = 1,6 \cdot 10^{-2}$ . Si supponga che il volume della soluzione non vari in seguito all'aggiunta del  $\text{KOH}$ .

*R.*

**6–37** Calcolare quanti millilitri di  $\text{HCl}$  1,2 M si devono aggiungere a 200 ml di  $\text{NH}_3$  1,3 M per ottenere una soluzione tampone a  $\text{pH}=9$ . Per l'ammoniaca,  $K_b = 1,79 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**6–38** Una soluzione tampone contiene un acido debole monoprotico  $\text{HA}$  in concentrazione 0,64 M e il suo sale  $\text{BaA}_2$ , realizzato con una base forte, in concentrazione 0,75 M. Il  $\text{pH}$  della soluzione risulta 2. Trovare la  $K_a$  dell'acido  $\text{HA}$ .

*R.*

# Capitolo 7

## Solubilità

**7-1** Calcolare la solubilità del fosfato di piombo ( $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ ):

a) in 100 ml di acqua;

b) in 150 ml di una soluzione 0.2 M di  $\text{PbCl}_2$ .

Per il fosfato di piombo il prodotto di solubilità vale  $K_{\text{PS}} = 3.3 \cdot 10^{-35}$ . Si trascuri l'idrolisi dello ione fosfato.

*R.*

**7-2** Calcolare la solubilità del solfuro di cobalto ( $\text{CoS}$ ) in una soluzione 0.1 M di ammoniaca (si consideri questa concentrazione come quella RESIDUA), sapendo che il cobalto forma il complesso  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$  per il quale  $K_{\text{inst}} = 6.3 \cdot 10^{-36}$ ; il  $\text{CoS}$  ha  $K_{\text{PS}} = 3 \cdot 10^{-30}$ .

*R.*

**7-3** Si pone in acqua del carbonato di piombo. Se ( $K_{\text{PS}} = 3.3 \cdot 10^{-14}$ ) calcolare la solubilità di questo sale a  $\text{pH}=7$  tenendo conto che l'anione subisce idrolisi. Per l'acido carbonico si conoscono le due costanti di acidità:  $K_{\text{a1}} = 4 \cdot 10^{-7}$  e  $K_{\text{a2}} = 5 \cdot 10^{-11}$ .

*R.*

**7-4** A quale  $\text{pH}$  inizia a precipitare l'idrossido ferroso ( $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ) da una soluzione  $1.3 \cdot 10^{-2}$  M di  $\text{FeCl}_2$ , se  $K_{\text{PS}} = 1.64 \cdot 10^{-14}$ ?

*R.*

**7-5** Che valore di  $\text{pH}$  è necessario realizzare in soluzione per sciogliere  $0.1 \frac{\text{mol}}{\text{litro}}$  di  $\text{AgCN}$  se per questo sale  $K_{\text{PS}} = 1 \cdot 10^{-14}$  e per l'acido cianidrico  $K_{\text{a}} = 1 \cdot 10^{-16}$ ?

*R.*

**7–6** Si dispone di una soluzione acida per acido acetico 1 M contenente  $5 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{litro}}$  di fosfato di sodio ( $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ) e  $1 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{litro}}$  di ioni  $\text{Ca}^{2+}$ . Verificare se in queste condizioni precipita il fosfato di calcio,  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ . Si conoscono i seguenti dati:

per il fosfato di calcio,  $K_{\text{PS}} = 2 \cdot 10^{-19}$ ;

per l'acido fosforico,  $K_{\text{a1}} = 7.1 \cdot 10^{-3}$ ,  $K_{\text{a2}} = 6.3 \cdot 10^{-8}$  e  $K_{\text{a3}} = 4 \cdot 10^{-13}$ ;

per l'acido acetico,  $K_{\text{a}} = 1.74 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**7–7** Calcolare la solubilità dell'ossalato ferrico ( $\text{Fe}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3$ )

a) in 100 ml di acqua;

b) in 150 ml di una soluzione 0.2 M di  $\text{FeCl}_3$ .

Per l'ossalato ferrico il prodotto di solubilità vale  $K_{\text{PS}} = 2 \cdot 10^{-31}$ . Si trascuri l'idrolisi dello ione ossalato.

*R.*

**7–8** Calcolare la solubilità del bromuro rameoso ( $\text{CuBr}$ ) in una soluzione 0.25 M di cianuro di sodio (si consideri questa concentrazione come RESIDUA), sapendo che il rame forma il complesso  $[\text{Cu}(\text{CN})_3]^{2-}$  per il quale  $K_{\text{inst}} = 5 \cdot 10^{-28}$ ; il  $\text{Cu Br}$  ha  $K_{\text{PS}} = 5.3 \cdot 10^{-27}$ .

*R.*

**7–9** Si pone in acqua dell'ossalato ferroso. Se il prodotto di solubilità di questo sale è  $K_{\text{PS}} = 2 \cdot 10^{-7}$ , calcolarne la solubilità a  $\text{pH}=3$  tenendo conto che l'anione subisce idrolisi. Per l'acido ossalico si conoscono le due costanti di acidità:  $K_{\text{a1}} = 6 \cdot 10^{-2}$  e  $K_{\text{a2}} = 6 \cdot 10^{-5}$ .

*R.*

**7–10** A quale valore di  $\text{pH}$  inizia a precipitare l'idrossido stannoso ( $\text{Sn}(\text{OH})_2$ ) da una soluzione  $3.5 \cdot 10^{-3}$  M di  $\text{SnCl}_2$ , se  $K_{\text{PS}} = 1.6 \cdot 10^{-27}$ ?

*R.*

**7-11** Qual è il pH da realizzare in soluzione per sciogliere  $1 \cdot 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{litro}}$  di  $\text{AgClO}$ , se per questo sale  $K_{\text{PS}} = 1 \cdot 10^{-18}$  e per l'acido ipocloroso  $K_{\text{a}} = 1 \cdot 10^{-20}$ ?

*R.*

**7-12** Calcolare quanti grammi di  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  che ha  $K_{\text{PS}} = 1.4 \cdot 10^{-30}$  e P.M.=310 si sciolgono in 100 ml di una soluzione 0.1 M di  $\text{CaCl}_2$ .

*R.*

**7-13** Si mescolano 120 ml di una soluzione 0.15 M di  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  con 250 ml di una soluzione 0.03 M di  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ . Sapendo che per  $\text{PbCrO}_4$   $K_{\text{PS}} = 1.77 \cdot 10^{-14}$ , trovare i grammi di cromato di piombo che precipitano (P.M.=323) e le concentrazioni residue di  $\text{Pb}^{2+}$  e di  $\text{CrO}_4^{2-}$  dopo la precipitazione.

*R.*

**7-14** Calcolare a che valore di pH inizia a precipitare  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  da una soluzione  $1.3 \cdot 10^{-2}$  M di  $\text{ZnCl}_2$  se per l'idrossido di zinco  $K_{\text{PS}} = 1.8 \cdot 10^{-14}$ .

*R.*

**7-15** Trovare la solubilità di  $\text{CuS}$ ,  $K_{\text{PS}} = 8.5 \cdot 10^{-45}$ , in una soluzione che contiene una mole/litro di ammoniaca, sapendo che si forma il complesso  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  per il quale  $K_{\text{inst}} = 6.3 \cdot 10^{-36}$ .

*R.*

**7-16** Calcolare la solubilità di  $\text{NiS}$  a pH=6 tenendo conto dell'idrolisi dello ione solfuro. Per il solfuro di nichel  $K_{\text{PS}} = 1.4 \cdot 10^{-24}$  e per l'acido solfidrico  $K_{\text{a1}} = 1 \cdot 10^{-7}$  e  $K_{\text{a2}} = 1 \cdot 10^{-14}$ .

*R.*

**7-17** Calcolare quanti grammi di  $\text{Mg}_3(\text{AsO}_4)_2$  che ha  $K_{\text{PS}} = 4.1 \cdot 10^{-32}$  e P.M.=350 si sciolgono in 100 ml di una soluzione 0.2 M di  $\text{MgCl}_2$ .

*R.*

**7-18** Si mescolano 100 ml di una soluzione 0.17 M di  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$  con 125 ml di una soluzione 0.08 M di  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ . Sapendo che per  $\text{BaCrO}_4$   $K_{\text{PS}} = 2.40 \cdot 10^{-10}$ , trovare i grammi di

cromato di bario che precipitano (P.M.=253) e le concentrazioni residue di  $\text{Ba}^{2+}$  e di  $\text{CrO}_4^{2-}$  dopo la precipitazione.

*R.*

**7-19** Calcolare a che valore di pH inizia a precipitare  $\text{Mn}(\text{OH})_2$  da una soluzione  $3.1 \cdot 10^{-2}$  M di  $\text{MnCl}_2$  se per l'idrossido di manganese  $K_{\text{PS}} = 4.1 \cdot 10^{-14}$ .

*R.*

**7-20** Trovare la solubilità di  $\text{HgS}$ ,  $K_{\text{PS}} = 1.0 \cdot 10^{-54}$ , in una soluzione che contiene due moli/litro di ione cianuro, sapendo che si forma il complesso  $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$  per il quale  $K_{\text{inst}} = 4.0 \cdot 10^{-42}$ .

*R.*

**7-21** Calcolare la solubilità di  $\text{FeS}$  a pH=8 tenendo conto dell'idrolisi dello ione solfuro. Per il solfuro ferroso  $K_{\text{PS}} = 3.7 \cdot 10^{-19}$  e per l'acido solfidrico  $K_{\text{a1}} = 1 \cdot 10^{-7}$  e  $K_{\text{a2}} = 1 \cdot 10^{-14}$ .

*R.*

**7-22** Calcolare la solubilità del carbonato di calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) in una soluzione 0.8 M di ammoniaca (si consideri questa concentrazione come quella RESIDUA), sapendo che il calcio forma il complesso  $[\text{Ca}(\text{NH}_3)_3]^{2+}$  per il quale  $K_{\text{inst}} = 7.6 \cdot 10^{-21}$ ; il  $\text{CaCO}_3$  ha  $K_{\text{PS}} = 6 \cdot 10^{-20}$ .

*R.*

**7-23** Calcolare la solubilità del solfato di argento ( $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ )

a) in 1.3 l di acqua;

b) in 2150 ml di una soluzione 0.2 M di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Per il solfato di argento il prodotto di solubilità vale  $K_{\text{PS}} = 1.4 \cdot 10^{-20}$ . Si trascuri l'idrolisi dello ione solfato.

*R.*

**7-24** Che valore di pH è necessario realizzare in soluzione per sciogliere  $0.5 \frac{\text{mol}}{\text{litro}}$  di  $\text{AgF}$  se per questo sale  $K_{\text{PS}} = 1 \cdot 10^{-7}$  e per l'acido fluoridrico  $K_{\text{a}} = 3 \cdot 10^{-8}$ ?

*R.*

**7-25** Si pone in acqua del cromato di piombo ( $\text{PbCrO}_4$ ). Se ( $K_{\text{PS}} = 1.7 \cdot 10^{-14}$ ) calcolare la solubilità di questo sale a  $\text{pH}=2$  tenendo conto che l'anione subisce idrolisi. Per l'acido cromico si conoscono le due costanti di acidità:  $K_{\text{a1}} = 3 \cdot 10^{-2}$  e  $K_{\text{a2}} = 4 \cdot 10^{-10}$ .

*R.*

**7-26** A quale  $\text{pH}$  inizia a precipitare l'idrossido di alluminio ( $\text{Al(OH)}_3$ ) da una soluzione  $3.1 \cdot 10^{-4} \text{ M}$  di  $\text{AlCl}_3$ , se  $K_{\text{PS}} = 3.44 \cdot 10^{-15}$ ?

*R.*

**7-27** Si mescolano 250 ml di una soluzione 0,5 M di  $\text{PbNO}_3$  con 130 ml di una soluzione 0,3 M di  $\text{Na}_2\text{S}$ . Calcolare i grammi di  $\text{PbS}$  che precipitano e le concentrazioni degli ioni  $\text{Pb}^{2+}$  e  $\text{S}^{2-}$  dopo il mescolamento. Per  $\text{PbS}$ ,  $K_{\text{PS}} = 4,2 \cdot 10^{-28}$  e P.M.=239.

*R.*

**7-28** Calcolare la solubilità di  $\text{CuI}$  che ha  $K_{\text{PS}} = 2,6 \cdot 10^{-12}$  in una soluzione contenente ammoniaca in concentrazione 0,2 M sapendo che il catione  $\text{Cu}^{2+}$  forma il complesso  $[\text{Cu(NH}_3)_6]^{2+}$  per il quale  $K_{\text{Inst}} = 1 \cdot 10^{-13}$ .

*R.*

**7-29** Trovare a quale valore di  $\text{pH}$  inizia a precipitare e a che  $\text{pH}$  la precipitazione si può considerare completa per  $\text{Co(OH)}_2$  da una soluzione 0,08 M di  $\text{Co}^{2+}$ . Per l'idrossido di cobalto,  $K_{\text{PS}} = 1,6 \cdot 10^{-18}$ .

*R.*

**7-30** Calcolare che  $\text{pH}$  bisogna realizzare in soluzione affinché la solubilità di  $\text{AgCN}$  sia di  $5 \cdot 10^{-4}$  moli/litro, tenendo conto dell'idrolisi dello ione cianuro. Per  $\text{AgCN}$ ,  $K_{\text{PS}} = 2,2 \cdot 10^{-16}$  e per l'acido cianidrico  $K_{\text{a}} = 1 \cdot 10^{-10}$ .

*R.*

**7-31** Si mescolano 150 ml di una soluzione 0,4 M di  $\text{MnCl}_2$  con 230 ml di una soluzione 0,2 M di  $\text{K}_2\text{S}$ . Calcolare i grammi di  $\text{MnS}$  che precipitano e le concentrazioni degli ioni  $\text{Mn}^{2+}$  e  $\text{S}^{2-}$  dopo il mescolamento. Per  $\text{MnS}$ ,  $K_{\text{PS}} = 3,2 \cdot 10^{-11}$  e P.M.=87.

*R.*



**7–32** Calcolare la solubilità di FeS che ha  $K_{PS} = 1 \cdot 10^{-19}$  in una soluzione contenente ioni fluoruro in concentrazione 0,3 M sapendo che il catione  $Fe^{2+}$  forma il complesso  $[FeF_4]^{2-}$  per il quale  $K_{Inst} = 4 \cdot 10^{-16}$ .

*R.*

**7–33** Trovare a quale valore di pH inizia a precipitare e a che pH la precipitazione si può considerare completa per  $Ni(OH)_2$  da una soluzione 0,05 M di  $Ni^{2+}$ . Per l'idrossido di nichel,  $K_{PS} = 6,3 \cdot 10^{-16}$ .

*R.*

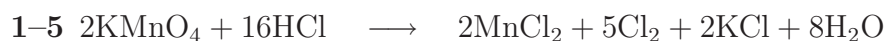
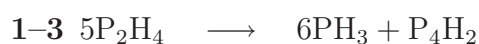
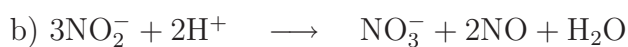
**7–34** Calcolare che pH bisogna realizzare in soluzione affinché la solubilità di AgCNS sia di  $8 \cdot 10^{-4}$  moli/litro, tenendo conto dell'idrolisi dello ione tiocianato. Per AgCNS,  $K_{PS} = 1 \cdot 10^{-12}$  e per l'acido tiocianico  $K_a = 1 \cdot 10^{-9}$ .

*R.*

# Appendice A

## Risposte

### A.1 Capitolo 1



**1-8** 181,58 g  $\text{Ag}_3\text{AsO}_4$

**1-9** 0,47 g  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

**1-10**  $3\text{Hg} + 2\text{HNO}_3 + 6\text{HCl} \longrightarrow 3\text{HgCl}_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$

**1-11**  $6\text{Ca}(\text{OH})_2 + 6\text{Cl}_2 \longrightarrow \text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 + 5\text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

**1-12**  $8\text{Al} + 3\text{NO}_3^- + 5\text{OH}^- + 18\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 8[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 3\text{NH}_3$

**1-13** 29,55 g  $\text{PbO}_2$

**1-14** 13,59 g  $\text{MnO}_2$

**1-15** 94,93 %

**1-16**  $2[\text{Mo}(\text{OH})_4]^- + 3\text{ClO}^- + 2\text{OH}^- \longrightarrow 2\text{MoO}_4^{2-} + 3\text{Cl}^- + 5\text{H}_2\text{O}$

**1-17** 29,17 g  $\text{MnO}_2$

**1-18** 1,214 g  $\text{AsH}_3$

**1-19** 8 g  $\text{NaOH}$

**1-20** 0,204 g  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

**1-21** 180 g  $\text{FeCl}_2$

**1-22** 0,583 g  $\text{PH}_3$

**1-23** 15,05 g  $\text{KCl}$

**1-24** 50 g  $\text{Hg}$

**1-25**  $\text{KClO}_3 = 48,6\% \text{ KCl} = 51,4\%$

**1-26** 0,128 g  $\text{H}_2$

**1-27** 5,94 g  $\text{HCl}$

**1-28** 63 g  $\text{Cu}$

**1–29** 12,38 g  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

## A.2 Capitolo 2

**2–1** a) 0,393 M

b) 0,786 N

c) 0,411 m

**2–2** 3,708 %

**2–3** 0,504 M; 0,515 m

**2–4** 6,8 N

**2–5** 4,06 m

**2–6** 4,027 M

**2–7** 11,25 ml

**2–8** 0,634 M; 0,658 m

**2–9** 3,62 N

**2–10** 5,654 M

**2–11** 3,6 M

**2–12** 61,24 ml

**2–13**  $\%_{\text{p}}^{\text{P}} = 0,836\%$ ; 0,21 m

**2–14** 3 N

**2–15**  $x_{\text{met.}} = 0,36$ ;  $x_{\text{tet.}} = 0,64$

**2–16** 2,03 % 0,422 m

**2–17** 9,6 N

**2-18**  $x_{\text{pir.}} = 0,56$ ;  $x_{\text{benz.}} = 0,44$

**2-19** 0,849 g  $\text{Li}_2\text{CO}_3$

**2-20** 32,36 ml

**2-21** a) 1,004 M

b) 6,028 N

c) 1,089 m

**2-22** 1,426 M

**2-23** 2,509 g  $\text{K}_2\text{CO}_3$

**2-24** 24,65 ml

**2-25** a) 1,496 M

b) 9 N

c) 1,705 m

**2-26** 8,58 M

### A.3 Capitolo 3

**3-1**  $\alpha = 7 \cdot 10^{-2}$

**3-2**  $[\text{H}^+] = 6,3 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ ;  $K_c = 4 \cdot 10^{-10}$

**3-3**  $[\text{HI}] = 9,41 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ ;  $g_{\text{HI}} = 12,03 \text{ g}$

**3-4**  $\text{N}_2\text{O}_3$  : 154,3 g; NO: 64,46 g;  $\text{NO}_2$  : 30,33 g

**3-5**  $[\text{A}^+] = 4,73 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

**3-6**  $[\text{H}^+] = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ;  $\alpha = 0,34$

**3-7**  $[\text{IBr}] = 9,41 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ ;  $g_{\text{HBr}} = 19,47 \text{ g}$

**3-8**  $\text{CO}_2 : 98,2 \text{ g}$ ;  $\text{C} : 12,81 \text{ g}$ ;  $\text{O}_2 : 50,7 \text{ g}$

**3-9**  $[\text{H}^+] = 8,4 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ ;  $K_c = 5,3 \cdot 10^{-10}$

**3-10**  $[\text{H}^+] = 3,4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ ;  $K_c = 1,75 \cdot 10^{-3}$

**3-11**  $K_c = 1,952$

**3-12**  $[\text{H}^+] = 9,06 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

**3-13**  $109,18 \text{ g PCl}_5$

**3-14**  $K_c = 0,45$

**3-15**  $526,85 \text{ g PBr}_5$

**3-16**  $K_c = 1,52 \cdot 10^{-2}$

**3-17**  $\text{COCl}_2 : 24,46 \text{ g}$ ;  $\text{CO} : 5,26 \text{ g}$ ;  $\text{Cl}_2 : 15,19 \text{ g}$

**3-18**  $\text{Br}_2 : 62,72 \text{ g}$

## A.4 Capitolo 4

**4-1**  $\text{pH} = 13,302$

**4-2**  $\text{pH} = 0,874$

**4-3**  $\text{pH} = 13,27$

**4-4**  $\text{pH} = 7,05$

**4-5**  $\text{pH} = 13,302$

**4-6**  $\text{pH} = 1,221$

**4-7**  $\text{pH} = 13,31$

**4-8**  $\text{pH} = 7,169$

4-9  $\text{pH}=2,35 \quad \alpha = 2,18 \cdot 10^{-2}$

4-10  $\text{pH}=9,88$

4-11  $V=1,4 \text{ ml}$

4-12  $\text{pH}=2,9 \quad [\text{H}_2\text{Asc}] = 1,87 \cdot 10^{-2} \text{ M} \quad [\text{HAsc}^-] = 1,26 \cdot 10^{-3} \text{ M}$   
 $[\text{Asc}^{2-}] = 1,6 \cdot 10^{-12} \text{ M}$

4-13  $[\text{H}_2\text{TeO}_4] = 0,50 \text{ M}$

4-14  $\text{pH}=0,90 \quad [\text{HSO}_4^-] = 0,105 \text{ M} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = 0,01 \text{ M}$

4-15  $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 0,305 \text{ M}$

4-16  $\text{pH}=2,34 \quad \alpha = 1,5 \cdot 10^{-2}$

4-17  $\text{pH}=9,46$

4-18  $V=16,98 \text{ ml}$

4-19  $\text{pH}=3,2 \quad [\text{H}_2\text{Asp}] = 2,93 \cdot 10^{-2} \text{ M} \quad [\text{HAsp}^-] = 6,40 \cdot 10^{-4} \text{ M}$   
 $[\text{Asp}^{2-}] = 1,5 \cdot 10^{-10} \text{ M}$

4-20  $[\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7] = 1,1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

4-21  $\text{pH}=0,712 \quad [\text{HSO}_4^-] = 0,172 \text{ M} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = 1,07 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

4-22  $\text{pH}=10,42 \quad \alpha = 8,73 \cdot 10^{-4}$

4-23  $\text{pH}= 3,197$

4-24  $\text{pH}=1$

4-25  $\text{pH}=6,922$

4-26  $\text{pH}=2,85 \quad \alpha = 7 \cdot 10^{-3}$

4-27  $\text{pH}=9,884$

4-28  $\text{pH}=0,673$

4-29  $\text{pH}=6,812$

4-30  $\text{pH}=0,467$

4-31  $V=12,65 \text{ ml}$

4-32  $\text{pH}=2,375 \quad \alpha = 4,18 \cdot 10^{-3}$

4-33  $\text{pH}=3,855 \quad [\text{ClO}^-] = 1,39 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

4-34  $\text{pH}=0,767$

4-35  $V=230,5 \text{ ml}$

4-36  $\text{pH}=2,457 \quad \alpha = 3,46 \cdot 10^{-3}$

4-37  $\text{pH}=3,472 \quad [\text{BrO}^-] = 3,36 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

4-38  $\text{pH}=0,924 \quad [\text{H}_2\text{CrO}_4] = 8,1 \cdot 10^{-2} \text{ M} \quad [\text{HCrO}_4^-] = 0,119 \text{ M}$   
 $[\text{CrO}_4^{2-}] = 3,07 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

4-39  $[\text{Pb}(\text{OH})_2] = 2,44 \cdot 10^{-2} \text{ M} \quad [\text{Pb}^{2+}] = 1,58 \cdot 10^{-8} \text{ M}$

4-40  $\text{pH}=1,09$

4-41  $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 0,32 \text{ M}$

4-42  $\text{pH}=1,31 \quad [\text{H}_2\text{MoO}_4] = 0,151 \text{ M} \quad [\text{HMoO}_4^-] = 4,88 \cdot 10^{-2} \text{ M}$   
 $[\text{MoO}_4^{2-}] = 6,31 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

4-43  $[\text{Hg}(\text{OH})_2] = 0,175 \text{ M} \quad [\text{Hg}^{2+}] = 3,41 \cdot 10^{-8} \text{ M}$

4-44  $\text{pH}=1,118$

4-45  $[\text{H}_2\text{SO}_4] = 0,218 \text{ M}$

4-46  $\text{pH}=12,06$

4-47  $\text{pH}=6,892$

4-48  $\text{pH}=1,426$



**4-49**  $[\text{EtNH}_2] = 1,17 \cdot 10^{-4} \text{ M}$

**4-50**  $V = 2,82 \text{ ml}$

**4-51**  $\text{pH} = 5,2$

**4-52**  $V = 267 \text{ ml}$

**4-53**  $\text{pH} = 6,956$

## A.5 Capitolo 5

**5-1**  $\text{pH} = 8,376 \text{ } \%_{\text{id.}} = 2,376 \cdot 10^{-3} \%$

**5-2**  $[\text{NaAcr}] = 0,147 \text{ M}$

**5-3**  $V = 39,6 \text{ l}$

**5-4**  $\text{pH} = 10,5$   $[\text{H}_2\text{SeO}_3] = 2,85 \cdot 10^{-12} \text{ M}$   $[\text{HSeO}_3^-] = 3,16 \cdot 10^{-4} \text{ M}$   
 $[\text{SeO}_3^{2-}] = 0,5 \text{ M}$

**5-5**  $\text{pH} = 7,96$   $[\text{NH}_4^+] = 0,57 \text{ M}$   $[\text{SO}_3^{2-}] = 0,27 \text{ M}$   
 $[\text{NH}_3] = [\text{HSO}_3^-] = 2,93 \cdot 10^{-2} \text{ M}$   $[\text{H}_2\text{SO}_3] = 2,05 \cdot 10^{-8} \text{ M}$

**5-6**  $\text{pH} = 0,89$

**5-7**  $\text{pH} = 9,072 \text{ } \%_{\text{id.}} = 5,89 \cdot 10^{-3} \%$

**5-8**  $[\text{KFur}] = 0,135 \text{ M}$

**5-9**  $V = 49,5 \text{ l}$

**5-10**  $\text{pH} = 11,2$   $[\text{H}_2\text{Asc}] = 1,25 \cdot 10^{-10} \text{ M}$   $[\text{HAsc}^-] = 1,58 \cdot 10^{-3} \text{ M}$   
 $[\text{Asc}^{2-}] = 0,398 \text{ M}$

**5-11**  $\text{pH} = 9,08$   $[\text{NH}_4^+] = 0,12 \text{ M}$   $[\text{GeO}_3^{2-}] = 0,0195 \text{ M}$   
 $[\text{NH}_3] = [\text{HGeO}_3^-] = 8,05 \cdot 10^{-2} \text{ M}$   $[\text{H}_2\text{GeO}_3] = 2,55 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

**5-12**  $\text{pH} = 11,5$

5-13 pH=10,67

5-14 pH=9,09

5-15 pH=8,3

5-16 pH=4,38

5-17 pH=9,06

5-18 NaBenz: 22,68 g

5-19  $V_{\text{acqua}} = 3,46 \text{ l}$

5-20  $V_{\text{acqua}} = 0,895 \text{ l}$

5-21 pH=8,9

5-22 28,2 g

5-23 pH=11,6  $[\text{H}_2\text{CO}_3] = 2,22 \cdot 10^{-8} \text{ M}$

5-24 pH=6,5

5-25  $[\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2] = 0,244 \text{ M}$

5-26 pH=4,5

5-27 pH=8,301

5-28 pH=6,5

5-29  $[\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2] = 0,174 \text{ M}$

5-30 pH=9

5-31 pH=7,83

## A.6 Capitolo 6

6-1 pH=1,193  $[\text{HNO}_2] = 0,08 \text{ M}$   $[\text{NO}_2^-] = 5,75 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

**6-2** pH=2,61  $[\text{HBz}] = 0,1 \text{ M}$   $[\text{Bz}^-] = 2,44 \cdot 10^{-3} \text{ M}$   
 $[\text{HCN}] = 0,1 \text{ M}$   $[\text{CN}^-] = 2,05 \cdot 10^{-8} \text{ M}$

**6-3** pH=4,903

**6-4** pH=9,38

**6-5** V=108,3 ml

**6-6** pH=0,958  $[\text{HClO}] = 0,146 \text{ M}$   $[\text{ClO}^-] = 4 \cdot 10^{-8} \text{ M}$

**6-7** pH=2,18  $[\text{HLatt}] = 0,5 \text{ M}$   $[\text{Latt}^-] = 6,48 \cdot 10^{-3} \text{ M}$   
 $[\text{HCit}] = 0,5 \text{ M}$   $[\text{Cit}^-] = 1,54 \cdot 10^{-7} \text{ M}$

**6-8** pH=3,258

**6-9** pH=9,222

**6-10** pH=13,205

**6-11** V=100 ml

**6-12** pH=2,652  $[\text{CN}^-] = 2,05 \cdot 10^{-9} \text{ M}$

**6-13** pH=13,369

**6-14** V=120 ml

**6-15** pH=2,622  $[\text{ClO}^-] = 7 \cdot 10^{-8} \text{ M}$

**6-16** pH=0,273

**6-17** pH=13,7  $[\text{NH}_3] = 0,24 \text{ M}$   $[\text{NH}_4^+] = 8,55 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

**6-18** V=8,8 ml

**6-19** pH=0,806  $[\text{ClO}^-] = 3,78 \cdot 10^{-8} \text{ M}$

**6-20** pH=0,195

**6-21** pH=13,76  $[\text{NH}_3] = 0,15 \text{ M}$   $[\text{NH}_4^+] = 4,67 \cdot 10^{-6} \text{ M}$

**6-22**  $V=7,15$  ml

**6-23**  $\text{pH}=5,003$   $\Delta \text{pH} = 0,069$

**6-24**  $V=56,5$  ml

**6-25**  $V_{\text{HCOOH}} = 31,8$  ml  $V_{\text{HCOOK}} = 305$  ml

**6-26**  $\text{pH}=9,5$

**6-27**  $\text{pH}=5,411$   $\Delta \text{pH} = 0,055$

**6-28**  $\text{pH}=9,8$

**6-29**  $V_{\text{HAc}} = 415,6$  ml  $V_{\text{NaAc}} = 273,1$  ml

**6-30**  $V=60,81$

**6-31**  $\text{pH}=4,618$

**6-32**  $\text{pH}=1,75$

**6-33**  $V=128,3$  ml

**6-34**  $K_{\text{a}} = 2,31 \cdot 10^{-2}$

**6-35**  $\text{pH}=4,194$

**6-36**  $\text{pH}=1,836$

**6-37**  $V=139$  ml

**6-38**  $K_{\text{a}} = 2,39 \cdot 10^{-2}$

## A.7 Capitolo 7

**7-1** a)  $4,97 \cdot 10^{-9}$  moli

b)  $4,81 \cdot 10^{-18}$  moli

**7-2** 0,69 mol/l

**7-3**  $9,08 \cdot 10^{-6}$  mol/l

**7-4** pH=8,05

**7-5** pH=4

**7-6**  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  non precipita

**7-7** a)  $2,84 \cdot 10^{-8}$  mol

b)  $8,55 \cdot 10^{-12}$  mol

**7-8** 0,407 mol/l

**7-9**  $1,89 \cdot 10^{-3}$  mol/l

**7-10** pH=1,83

**7-11** pH=6

**7-12**  $5,79 \cdot 10^{-13}$  g

**7-13**  $\text{PbCrO}_4$  : 2,42 g  $[\text{Pb}^{2+}] = 2,842 \text{ M}$   $[\text{CrO}_4^{2-}] = 6,23 \cdot 10^{-13} \text{ M}$

**7-14** pH=8,07

**7-15**  $3,67 \cdot 10^{-5}$  mol/l

**7-16**  $3,92 \cdot 10^{-8}$  mol/l

**7-17**  $3,95 \cdot 10^{-14}$  g

**7-18**  $\text{BaCrO}_4$  : 2,53 g  $[\text{Ba}^{2+}] = 3,11 \cdot 10^{-2} \text{ M}$   $[\text{CrO}_4^{2-}] = 7,71 \cdot 10^{-9} \text{ M}$

**7-19** pH=8,07

**7-20**  $2 \cdot 10^{-6}$  mol/l

**7-21**  $6,38 \cdot 10^{-7}$  mol/l

**7-22** 2 mol/l

**7-23** a)  $1,97 \cdot 10^{-7}$  mol

b)  $2,84 \cdot 10^{-10}$  mol

**7-24** pH=1,12

**7-25**  $7,5 \cdot 10^{-4}$  mol/l

**7-26** pH=10,35

**7-27** PbS : 9,321 g  $[\text{Pb}^{2+}] = 0,226 \text{ M} [\text{S}^{2-}] = 1,85 \cdot 10^{-27} \text{ M}$

**7-28**  $4,08 \cdot 10^{-2}$  mol/l

**7-29**  $\text{pH}_{\text{in}} = 5,65$   $\text{pH}_{\text{fine}} = 7,15$

**7-30** pH=0,944

**7-31** MnS : 4,002 g  $[\text{Mn}^{2+}] = 0,037 \text{ M} [\text{S}^{2-}] = 8,64 \cdot 10^{-10} \text{ M}$

**7-32**  $1,42 \cdot 10^{-3}$  mol/l

**7-33**  $\text{pH}_{\text{in}} = 7,05$   $\text{pH}_{\text{fine}} = 8,55$

**7-34** pH=3,19