

ESERCIZI – I PARTE

Sommario

1	Bilanciamento	1
2	Pesi (masse) relativi ed assoluti	3
3	Mole, Peso molare e numero di Avogadro	4
4	Elementi, Nuclidi (isotopi, isobari, isotoni) e Ioni	4
5	Rapporti stechiometrici molari e ponderali	5
6	Conversione 'composizione percentuale/formula'	9
7	Numero di ossidazione e nomenclatura	10
8	Concentrazione delle soluzioni acquose	13
9	Abbassamento Crioscopico ed Innalzamento Ebulloscopico.....	17
10	Legge di Raoult	18
11	Pressione osmotica	20
12	Legge di Henry.....	21
13	Leggi dei gas.....	22

1 Bilanciamento

1. $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ (2,3 - 1,3)
2. $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CsOH}$ (1,1 - 2)
3. $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HPO}_3$ (1,1 - 2)
4. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ (2,1 - 1,2)
5. $\text{NaF} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgF}_2 + \text{NaOH}$ (2,1 - 1,2)
6. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AlPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (1,1 - 1,3)
7. $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ (3,1 - 3,1)
8. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{HCN} \rightarrow \text{Al}(\text{CN})_3 + \text{H}_2\text{O}$ (1,3 - 1,3)
9. $\text{HClO} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO})_2 + \text{H}_2\text{O}$ (2,1 - 1,2)
10. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$ (3,2 - 1,6)
11. $\text{HgOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Hg}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ (2,1 - 1,2)
12. $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (1,2 - 1,2)
13. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (1,2 - 1,2)
14. $\text{SiO}_2 + \text{HF} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SiF}_4$ (1,4 - 2,1)
15. $\text{AsCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{HCl} + \text{As}_2\text{S}_3$ (2,3 - 6,1)
16. $\text{H}_2\text{S} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + \text{HNO}_3$ (1,2 - 1,2)
17. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2 + \text{KNO}_2$ (1,2,3 - 2,2,3)
18. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (1,2 - 1,1,2)
19. $\text{Na}_2\text{HAsO}_3 + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{KBr} + \text{H}_3\text{AsO}_4$ (3,1,6 - 6,1,3)
20. $\text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NO} + \text{Na}_2\text{O}$ (3 - 1,2,1)
21. $\text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$ (4 - 3,1)
22. $\text{Pb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ (3,8 - 3,2,4)
23. $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{As} + \text{SnCl}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (2,3,6 - 2,3,6)
24. $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ (1,2 - 3,2)
25. $\text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NO} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (2,6 - 2,3,4)
26. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ (2,3 - 2,3,4)
27. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ (3,8 - 3,2,4)
28. $\text{Br}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (3,1,4 - 6,1)
29. $\text{Cl}_2 + \text{KI} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (3,1,6 - 6,1,3)
30. $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$ (4,11 - 2,8)
31. $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ (2,1 - 2)
32. $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ (2,1 - 2)
33. $\text{KClO} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3$ (3 - 2,1)
34. $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$ (1,2 - 1,2)
35. $\text{NaIO}_3 + \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$ (2,5 - 3,2,1,1)
36. $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ (4,3 - 2)
37. $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$ (2,3 - 2,2)
38. $\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$ (2,1 - 1,2)

39. $C + SO_2 \rightarrow CS_2 + CO$ (5,2 - 1,4)
40. $NH_3 + O_2 \rightarrow N_2 + H_2O$ (4,3 - 2,6)
41. $H_2 + Cl_2 \rightarrow HCl$ (1,1 - 2)
42. $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$ (1,3 - 2)
43. $CS_2 + O_2 \rightarrow CO_2 + SO_2$ (1,3 - 1,2)
44. $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$ (2 - 2,3)
45. $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2$ (1,1 - 1,1)
46. $H_2O_2 \rightarrow H_2O + O_2$ (2 - 2,1)
47. $HNO_3 + H_2S \rightarrow NO + H_2O + S$ (2,3 - 2,4,3)
48. $Li_2O_2 \rightarrow Li_2O + O_2$ (2 - 2,1)
49. $NH_3 + O_2 \rightarrow NO + H_2O$ (4,5 - 4,6)
50. $CuO + NH_3 \rightarrow N_2 + H_2O + Cu$ (3,2 - 1,3,3)
51. $Sn + HNO_3 \rightarrow SnO_2 + NO_2 + H_2O$ (1,4 - 1,4,2)
52. $KBr + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + Br_2 + SO_2 + H_2O$ (2,2 - 1,1,1,2)
53. $Cr_2O_3 + Na_2CO_3 + KNO_3 \rightarrow Na_2CrO_4 + CO_2 + KNO_2$ (1,2,3 - 2,2,3)
54. $MnO_2 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + Fe_2(SO_4)_3 + H_2O$ (1,2,2 - 1,1,2)
55. $KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$ (2 - 2,3)
56. $K + H_2O \rightarrow KOH + H_2$ (2,2 - 2,1)
57. $P + O_2 \rightarrow P_2O_3$ (4,3 - 2)
58. $Fe_2O_3 + C \rightarrow CO + Fe$ (1,3 - 3,2)
59. $P + Cl_2 \rightarrow PCl_5$ (2,5 - 2)
60. $H_2S + O_2 \rightarrow H_2O + S$ (2,1 - 2,2)
61. $H_2S + H_2O_2 \rightarrow H_2SO_4 + H_2O$ (1,4 - 1,4)
62. $SO_2 + H_2S \rightarrow H_2O + S$ (1,2 - 2,3)
63. $HI + H_2SO_4 \rightarrow SO_2 + H_2O + I_2$ (2,1 - 1,2,1)
64. $NaI + Cl_2 \rightarrow NaCl + I_2$ (2,1 - 2,1)
65. $As + Cl_2 \rightarrow AsCl_3$ (2,3 - 2)
66. $KI + H_2O_2 \rightarrow KOH + I_2$ (2,1 - 2,1)
67. $NaI + MnO_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + NaHSO_4 + H_2O + I_2$ (2,1,3 - 1,2,2,1)
68. $NaBr + Cl_2 \rightarrow NaCl + Br_2$ (2,1 - 2,1)
69. $Cl_2 + KI \rightarrow KCl + I_2$ (1,2 - 2,1)
70. $H_2S + O_2 \rightarrow SO_2 + H_2O$ (2,3 - 2,2)
71. $BCl_3 + P_4 + H_2 \rightarrow BP + HCl$ (4,1,6 - 4,12)
72. $(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + H_2O$ (1 - 1,1,4)
73. $KrF_2 + H_2O \rightarrow Kr + O_2 + HF$ (2,2 - 2,1,4)
74. $Na_2CO_3 + C + N_2 \rightarrow NaCN + CO$ (1,4,1 - 2,3)
75. $K_4Fe(CN)_6 + H_2SO_4 + H_2O \rightarrow K_2SO_4 + FeSO_4 + (NH_4)_2SO_4 + CO$ (1,6,6 - 2,1,3,6)

2 Pesì (masse) relativi ed assoluti

Calcolare i pesi molecolari relativi ed assoluti delle seguenti sostanze

1. $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$	$(368,34 \text{ u} - 6,12 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
2. H_2SO_4	$(98,08 \text{ u} - 1,63 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
3. H_2O	$(18,02 \text{ u} - 2,99 \cdot 10^{-23} \text{ g})$
4. K_2SO_4	$(174,26 \text{ u} - 2,89 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
5. FeSO_4	$(151,91 \text{ u} - 2,52 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
6. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	$(132,14 \text{ u} - 2,19 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
7. CO	$(28,10 \text{ u} - 4,67 \cdot 10^{-23} \text{ g})$
8. KBr	$(119,00 \text{ u} - 1,98 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
9. Br_2	$(159,81 \text{ u} - 2,65 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
10. SO_2	$(64,06 \text{ u} - 1,06 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
11. Na_2CO_3	$(105,99 \text{ u} - 1,76 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
12. KNO_3	$(101,10 \text{ u} - 1,68 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
13. Na_2CrO_4	$(161,97 \text{ u} - 2,69 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
14. CO_2	$(44,01 \text{ u} - 7,31 \cdot 10^{-23} \text{ g})$
15. KNO_2	$(85,10 \text{ u} - 1,41 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
16. MnO_2	$(86,94 \text{ u} - 1,44 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
17. MnSO_4	$(151,00 \text{ u} - 2,51 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
18. $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	$(399,88 \text{ u} - 6,64 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
19. Cr_2O_3	$(151,99 \text{ u} - 2,52 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
20. $\text{Ca}(\text{OH})_2$	$(74,09 \text{ u} - 1,23 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
21. Na_2HAsO_3	$(169,91 \text{ u} - 2,82 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
22. KBrO_3	$(167,00 \text{ u} - 2,77 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
23. H_3AsO_4	$(141,94 \text{ u} - 2,36 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
24. NaCl	$(58,44 \text{ u} - 9,70 \cdot 10^{-23} \text{ g})$
25. $\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$	$(568,42 \text{ u} - 9,44 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
26. HCl	$(36,46 \text{ u} - 6,05 \cdot 10^{-23} \text{ g})$
27. Fe_2O_3	$(159,69 \text{ u} - 2,65 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
28. NaIO_3	$(197,89 \text{ u} - 3,29 \cdot 10^{-22} \text{ g})$
29. CaH_2	$(42,09 \text{ u} - 6,99 \cdot 10^{-23} \text{ g})$
30. $\text{Ba}(\text{ClO})_2$	$(240,23 \text{ u} - 3,99 \cdot 10^{-22} \text{ g})$

3 Mole, Peso molare e numero di Avogadro

1. Quanto pesano:
 - a) 0,2 mol di Idrossido di Magnesio $\text{Mg}(\text{OH})_2$ (11,6 g)
 - b) $3 \cdot 10^{-2}$ mol di Nitrito Stannoso $\text{Sn}(\text{NO}_2)_2$ (6,3 g)
 - c) 2,5 mol di Acido Ipocloroso HClO (130 g)
 - d) $7,3 \cdot 10^{-3}$ mol di Solfato di Bario BaSO_4 (1,7 g)
 - e) 0,047 mol di Cloruro di Alluminio. AlCl_3 (6,2 g)
2. A quante moli corrispondono :
 - a) 50 gr di Carbonato di Litio Li_2CO_3 ($6,8 \cdot 10^{-1}$)
 - b) 753 gr di idrossido Ferrico $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (7,04)
 - c) 37 gr di Ossido di Calcio CaO ($6,7 \cdot 10^{-1}$)
 - d) 2 gr di Anidride Nitrica N_2O_5 ($1,85 \cdot 10^{-2}$)
 - e) 5 gr di Ossigeno gassoso. O_2 ($1,6 \cdot 10^{-1}$)
3. $1,25 \cdot 10^{-4}$ mol di un composto pesano $5 \cdot 10^{-3}$ g. Qual è il suo Peso molare (40 g/mol)
4. A quante moli corrispondono $3,011 \cdot 10^{20}$ molecole di Azoto N_2 ($5 \cdot 10^{-4}$ mol)
5. Quante molecole sono contenute in $3,5 \cdot 10^{-1}$ mol di metano CH_4 ($2,108 \cdot 10^{23}$)
6. Quanti atomi sono presenti in 2 g d'Oro Au ($6,1 \cdot 10^{21}$)
7. Quanto pesano 10^{21} atomi di Ferro Fe ($9,3 \cdot 10^{-2}$ g)
8. Quante molecole sono presenti in 120 g di glucosio $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ($4 \cdot 10^{23}$)
9. 3,25 mol di un composto pesano 318,5 g. Qual è il suo Peso molecolare relativo (98 u)
10. $2,5 \cdot 10^{-5}$ mol di un composto pesano $3,4 \cdot 10^{-3}$ g. Qual è il suo Peso molecolare assoluto ($2,26 \cdot 10^{-22}$ g)
11. A quante moli corrispondono e quanto pesano $2 \cdot 10^{18}$ atomi di Rame Cu ($3,3 \cdot 10^{-6}$ mol; $2,1 \cdot 10^{-4}$ g)
12. 1,25 mol di un composto pesano 75 g. Qual è il suo Peso molare (60 g/mol)
13. 2,6 mol di un composto pesano 847,6 g. Qual è il suo Peso molecolare relativo (326 u)
14. $3,3 \cdot 10^{20}$ molecole di un composto pesano $8,9 \cdot 10^{-2}$ g. Calcolare il suo Peso molare (162,4 g/mol)
15. Sapendo che la massa del Sole è pari $2 \cdot 10^{33}$ g e che esso è formato da circa il 75% di Idrogeno H e dal 25% di Elio He , stimare il numero di atomi che lo compongono ($7 \cdot 10^{56}$)

4 Elementi, Nuclidi (isotopi, isobari, isotoni) e Ioni

- a) Quanti protoni e quanti neutroni formano il nucleo dell'Argento-107 ?
- b) Quanti neutroni sono presenti in $^{70}_{32}\text{Ge}$?
- c) Scrivi, nella forma ^A_ZX , l'isotopo del Rame che presenta nel suo nucleo 36 neutroni
- d) Quanti nucleoni sono presenti in $^{60}_{28}\text{Ni}$?
- e) Quanti elettroni presenta il catione Al^{3+} ?
- f) $^{65}_{29}\text{Cu}$ e $^{66}_{30}\text{Zn}$ hanno lo stesso numero di neutroni (isotoni) ?
- g) Il Calcio-40 ed il Calcio-45 hanno lo stesso numero di massa A (isobari) ?
- h) Quanti protoni e quanti neutroni vi sono in $^{40}_{19}\text{K}$?
- i) ^{24}Mg e ^{26}Mg hanno lo stesso numero atomico Z (isotopi)?
- j) Quanti elettroni presenta l'anione S^{2-} ?
- k) Quanti elettroni presenta complessivamente l'anione CO_3^{2-} ?
- l) Quanti neutroni sono presenti in $^{92}_{42}\text{Mo}$?
- m) Quanti protoni presenta il catione Cu^{2+} ?
- n) $^{78}_{34}\text{Se}$ e $^{78}_{36}\text{Kr}$ presentano lo stesso numero atomico Z (isotopi)?

- o) Qual è il numero di massa ed il numero di nucleoni di $^{123}_{51}\text{Sb}$?
 p) $^{32}_{15}\text{P}$ e $^{32}_{16}\text{S}$ presentano lo stesso numero di neutroni (isotoni) ?
 q) Quanti protoni sono presenti nell'anione Cl^- ?
 r) Scrivi, nella forma ^A_ZX , il Silicio-29
 s) Scrivi, nella forma ^A_ZX , il nuclide con $Z = 30$ ed $N = 38$
 t) Il Sodio-23 ed il Magnesio-24 presentano lo stesso numero di neutroni (isotoni) ?

Risposte

- a) 47; 60 b) $N = A - Z = 70 - 32 = 38$ c) $^{65}_{29}\text{Cu}$
 d) $A = 60$ e) 10 f) sì, $N = A - Z = 65 - 29 = 66 - 30 = 36$
 g) no, $40 \neq 45$ h) 19; 21 i) sì, $Z = 12$
 j) 18 k) 38 l) $N = A - Z = 92 - 42 = 50$
 m) $Z = 29$ n) no, hanno medesimo $A = 78$ o) $A = 123 = \text{numero nucleoni}$
 p) no, hanno medesimo $A = 32$ (isobari) q) $Z = 17$
 r) $^{29}_{14}\text{Si}$ s) $^{68}_{30}\text{Zn}$ t) sì, $N = A - Z = 23 - 11 = 24 - 12 = 12$

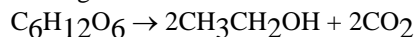
Determinare il peso atomico relativo (approssimato alla 1a cifra decimale) dei seguenti elementi di cui sono fornite, tra parentesi, le abbondanze isotopiche percentuali.

- Mg-24 (78,70%) Mg-25 (10,13%) Mg-26 (11,17%)
[24,3 u]
- K-39 (93,10%) K-41 (6,9%)
[39,1 u]
- B-10 (19,78%) B-11 (80,22%)
[10,8 u]
- Ir-191 (37,3%) Ir-193 (62,7%)
[192,2 u]
- Ti-46 (7,93%) Ti-47 (7,28%) Ti-48 (73,94%) Ti-49 (5,51%) Ti-50 (5,34%)
[47,9 u]

5 Rapporti stechiometrici molari e ponderali

Problemi risolti

A) Nella fermentazione alcolica i monosaccaridi come il glucosio vengono trasformati in 2 molecole di alcool etilico e 2 di anidride carbonica, secondo la seguente reazione



Calcolare quanti grammi di zucchero sono necessari per produrre 1000 g di alcool etilico.

Il peso molare del glucosio è 180 g/mol. Il peso molare dell'alcol etilico è pari a 46 g/mol.

Poiché 1 mole di zucchero si trasforma in 2 moli di alcool etilico, possiamo scrivere la seguente proporzione in grammi:

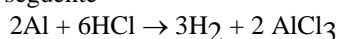
$$1\text{Pm}_{\text{GLUC}} : 2\text{Pm}_{\text{ALC}} = X : 1000$$

che diventa

$$180 : 92 = X : 1000 \quad X = 1956,5 \text{ g di zucchero}$$

B) 40,5 g di alluminio vengono introdotti in una soluzione che contiene 146 g di HCl. Calcolare quante moli di idrogeno si formano. Calcolare inoltre quale dei due reagenti è presente in eccesso e quante moli rimangono senza aver reagito alla fine della reazione.

La reazione che avviene è la seguente



Calcoliamo il numero di moli di alluminio e di acido cloridrico che sono state poste a reagire

$$n_{Al} = \frac{W_{Al}}{Pm_{Al}} = \frac{40,5g}{27g/mol} = 1,5moli$$

$$n_{HCl} = \frac{W_{HCl}}{Pm_{HCl}} = \frac{146g}{36,5g/mol} = 4moli$$

Verifichiamo ora se 1,5 moli di alluminio reagiscono completamente con 4 moli di HCl. Poichè dalla reazione bilanciata deduciamo che 1 mole di alluminio reagisce con 3 di HCl possiamo scrivere la seguente proporzione:

$$n_{Al} : n_{HCl} = 1,5 : X$$

che diventa

$$1 : 3 = 1,5 : X \quad X = 4,5 \text{ moli}$$

Essendo presenti solo 4 moli di HCl invece delle 4,5 necessarie a far reagire tutto l'alluminio, l'acido cloridrico rappresenta il reagente presente in difetto, mentre l'alluminio è in eccesso e non reagirà completamente. Per determinare quanto alluminio reagirà con le 4 moli di HCl presente riscriviamo la proporzione

$$1 : 3 = Y : 4 \quad Y = 1,33 \text{ moli di Al}$$

In soluzione rimangono dunque senza aver reagito $1,5 - 1,33 = 0,17$ moli di alluminio.

Per calcolare infine quante moli di idrogeno si formano, osserviamo che ogni 2 moli di HCl che reagiscono se ne forma 1 di idrogeno e tenendo conto che le 4 moli di HCl reagiscono completamente possiamo scrivere la seguente proporzione

$$2 : 1 = 4 : Z \quad Z = 2 \text{ moli di } H_2$$

Problemi da risolvere

1. $HClO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca(ClO_3)_2 + H_2O$ Dopo aver bilanciato la precedente reazione determinare
 - a. il rapporto molare e ponderale tra i due reagenti
 - b. il rapporto molare e ponderale tra i due prodotti di reazione
 - c. Il rapporto molare e ponderale tra $Ca(OH)_2$ e $Ca(ClO_3)_2$
2. $HNO_3 + HCl \rightarrow NO + Cl_2 + H_2O$ Dopo aver bilanciato la precedente reazione determinare
 - a. il rapporto molare e ponderale tra i due reagenti
 - b. Il rapporto molare e ponderale tra HCl e Cl_2
 - c. Il rapporto molare e ponderale tra HCl e H_2O
 - d. Il rapporto molare e ponderale tra Cl_2 e H_2O
3. $C + SO_2 \rightarrow CS_2 + CO$ Dopo aver bilanciato la precedente reazione determinare
 - a. il rapporto molare e ponderale tra i due reagenti
 - b. il rapporto molare e ponderale tra i due prodotti di reazione
 - c. il rapporto molare e ponderale tra C e CO
 - d. Il rapporto molare e ponderale tra SO_2 e CO

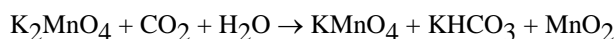
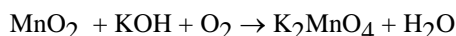
Risposte

- | | | |
|-----|--|---|
| 1.a | $n_{HClO_3} : n_{Ca(OH)_2} = 2 : 1$ | $W_{HClO_3} : W_{Ca(OH)_2} = 168,92 : 74,09$ |
| 1.b | $n_{Ca(ClO_3)_2} : n_{H_2O} = 1 : 2$ | $W_{Ca(ClO_3)_2} : W_{H_2O} = 206,98 : 36,03$ |
| 1.c | $n_{Ca(OH)_2} : n_{Ca(ClO_3)_2} = 1 : 1$ | $W_{Ca(OH)_2} : W_{Ca(ClO_3)_2} = 74,09 : 206,98$ |
| 2.a | $n_{HNO_3} : n_{HCl} = 1 : 3$ | $W_{HNO_3} : W_{HCl} = 63,01 : 109,38$ |
| 2.b | $n_{HCl} : n_{Cl_2} = 2 : 1$ | $W_{HCl} : W_{Cl_2} = 36,46 : 70,91$ |

2.c	$n_{HCl} : n_{H_2O} = 3 : 2$	$W_{HCl} : W_{H_2O} = 109,38 : 36,03$
2.d	$n_{Cl_2} : n_{H_2O} = 3 : 4$	$W_{Cl_2} : W_{H_2O} = 212,72 : 72,06$
3.a	$n_C : n_{SO_2} = 5 : 2$	$W_C : W_{SO_2} = 60,05 : 128,13$
3.b	$n_{CS_2} : n_{CO} = 1 : 4$	$W_{CS_2} : W_{CO} = 76,14 : 112,04$
3.c	$n_C : n_{CO} = 5 : 4$	$W_C : W_{CO} = 60,05 : 112,04$
3.d	$n_{SO_2} : n_{CO} = 1 : 2$	$W_{SO_2} : W_{CO} = 64,06 : 56,02$

Dopo aver bilanciato le reazioni rispondere ai quesiti proposti

1. Quanti grammi di H_2 vengono prodotti dalla reazione tra 11,5 grammi di Na ed acqua in eccesso? La reazione (da bilanciare) è: $Na + H_2O \rightarrow NaOH + H_2$
2. Un eccesso di Azoto reagisce con 2 g di Idrogeno. Quanti grammi di Ammoniaca vengono prodotti? La reazione (da bilanciare) è: $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
3. Quanti grammi di Ossigeno vengono richiesti per bruciare completamente 85,6 grammi di Carbonio? E quanti grammi di CO_2 si formeranno? La reazione (da bilanciare) è: $C + O_2 \rightarrow CO_2$
4. $H_2SO_4 + Al(OH)_3 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + H_2O$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto Idrossido di Alluminio $Al(OH)_3$ e' necessario per far reagire completamente 15 g di Acido Solforico H_2SO_4 ? Quanto Solfato di Alluminio $Al_2(SO_4)_3$ si formerà da tale reazione?
5. $HI + Mg(OH)_2 \rightarrow MgI_2 + H_2O$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto Ioduro di Magnesio MgI_2 si produce facendo reagire 30 g di Acido Iodidrico HI con 40 g di Idrossido di Magnesio $Mg(OH)_2$. Quale dei due reagenti rimane senza aver reagito completamente alla fine della reazione e in che quantità?
6. $H_3PO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di Acido Ortofosforico H_3PO_4 sono richiesti per reagire completamente con 75 g di Idrossido di Calcio $Ca(OH)_2$. Quanto $Ca_3(PO_4)_2$ si forma da tale reazione?
7. $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto Fosforo P e quanto Ossigeno O_2 sono necessari per produrre 1000 grammi di Anidride Fosforica P_2O_5 . Se facessimo reagire 500 grammi di Fosforo con 500 grammi di Ossigeno, quanta Anidride Fosforica si otterrebbe?
8. $ZnS + O_2 \rightarrow ZnO + SO_2$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di ossido di zinco si formano per forte riscaldamento in aria di 1 kg di ZnS.
9. $Al + Cr_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + Cr$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto cromo metallico si può ottenere da una miscela di 5 kg di alluminio e di 20 kg di ossido cromatico e quale reagente resta alla fine della reazione e in che quantità.
10. Quanti chilogrammi di acido solforico (H_2SO_4) possono essere preparati da un chilogrammo di minerale cuprite (Cu_2S), se ciascun atomo di zolfo della cuprite viene convertito in una molecola di acido?
11. Quando il rame Cu è riscaldato con un eccesso di zolfo S si forma Cu_2S . Calcolare quanti grammi di solfuro rameico Cu_2S possono essere prodotti da 100 g di rame riscaldato con 50 g di zolfo, che reagente rimane alla fine della reazione e in che quantità.
12. Il biossido di manganese può essere trasformato in manganato di potassio (K_2MnO_4) e successivamente in permanganato ($KMnO_4$) secondo le seguenti reazioni:



dopo aver bilanciato, calcolare quanto ossigeno è necessario per preparare 100 g di permanganato di potassio.

13. Quanti grammi di ossigeno O_2 sono richiesti per ossidare completamente 85,6 g di carbonio C ad anidride carbonica CO_2 ? Quante moli di CO_2 si formano? Quanto ossigeno è necessario per ossidare la stessa quantità di carbonio ad ossido di carbonio CO? Quante moli di CO si formano?

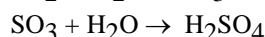
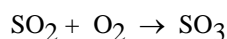
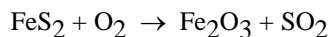
14. Nella decomposizione del clorato di potassio ($KClO_3$) in ossigeno (O_2) e cloruro di potassio (KCl) si formano 64,2 g di ossigeno. Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di cloruro di potassio vengono prodotti.

15. $\text{Mg(OH)}_2 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{Mg(NO}_2)_2 + \text{H}_2\text{O}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di $\text{Mg(NO}_2)_2$ si otterranno, disponendo di 8,2 g di idrossido di magnesio (Mg(OH)_2) e di acido nitroso (HNO_2) in eccesso.

16. $\text{NaIO}_3 + \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto iodato (NaIO_3) e quanto bisolfito (NaHSO_3) sono necessari per produrre 1 kg di I_2 .

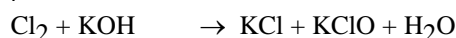
17. $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ Dopo aver bilanciato, calcolare che massa di ossido ferrico (Fe_2O_3) può essere ottenuta per completa ossidazione di 100 g di ferro.

18. Quanti grammi di acido solforico (H_2SO_4) possono essere ottenuti da 1 Kg di pirite (FeS_2) secondo le seguenti reazioni (da bilanciare):



19. Una miscela di 100 g di H_2 e 100 g di O_2 è sottoposta ad una scarica elettrica in modo che si formi acqua. Calcolare quanti grammi di acqua si producono.

20. Il perclorato di potassio (KClO_4) può essere ottenuto attraverso la seguente serie di reazioni (da bilanciare):



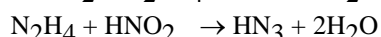
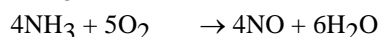
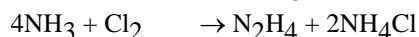
Calcolare quanti grammi di Cl_2 sono necessari per preparare 100 g di perclorato.

21. Dopo aver bilanciato la seguente reazione $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$ calcolare quanti grammi di idrogeno possono essere prodotti da 50 g di idruro (CaH_2).

22. $\text{Bi} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Bi(NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} + \text{NO}$ Dopo aver bilanciato calcolare quanti grammi di nitrato di bismuto pentaidrato $\text{Bi(NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ si possono formare da 10,4 g di bismuto

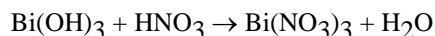
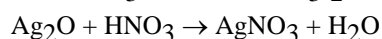
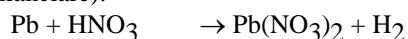
23. Il solfuro di carbonio può essere prodotto dalla seguente reazione: $\text{C} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{CS}_2 + \text{CO}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto solfuro (CS_2) si può produrre da 450 kg di anidride solforosa (SO_2).

24. L'acido azotidrico (HN_3) può essere preparato attraverso la seguente serie di reazioni:



Calcolare quanto idrogeno H_2 e quanto cloro Cl_2 sono necessari per preparare 100 g di acido azotidrico.

25. Date le seguenti reazioni (da bilanciare):



Calcolare quanti grammi di acido nitrico (HNO_3) è necessario impiegare nei tre casi volendo ottenere in ciascuno di essi 200 g di sale, rispettivamente $\text{Pb(NO}_3)_2$, AgNO_3 e $\text{Bi(NO}_3)_3$.

26. Il bicromato di potassio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) ossida l'acido solfidrico (H_2S) a zolfo elementare (S) in ambiente acido secondo la seguente reazione $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di bicromato sono necessari ad ossidare 15 g di acido solfidrico e quanto cloruro cromatico (CrCl_3) si forma.

27. Data la reazione (da bilanciare) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + \text{HCl}$ calcolare quanti grammi di solfato (BaSO_4) si formano facendo reagire 500 g di cloruro (BaCl_2) con 100 g di acido solforico (H_2SO_4). Calcolare inoltre quale dei due reagenti non reagisce completamente ed in che quantità si trova al termine della reazione.

28. Data la reazione (da bilanciare) $\text{MgCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ calcolare quanti grammi di cloruro di argento (2AgCl) e di nitrato di magnesio ($\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$) si formano facendo reagire 150 g di cloruro di magnesio (MgCl_2). Calcolare inoltre quanti grammi di nitrato di argento (AgNO_3) vengono consumati.

29. $\text{BaCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
Ad una soluzione contenente 40 g di cloruro di bario BaCl_2 vengono aggiunti 50 g di nitrato di argento AgNO_3 . Calcolare quanti grammi di cloruro di argento AgCl precipitano e quanti grammi di cloruro di bario rimangono in soluzione.

30. Dopo aver bilanciato le seguenti reazioni:



calcolare quanti grammi di cloro (Cl_2) sono necessari per preparare 250 g di clorato di potassio (KClO_3).

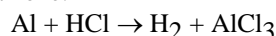
31. Nella fermentazione alcolica i monosaccaridi come il glucosio vengono trasformati in alcool etilico e anidride carbonica, secondo la seguente reazione (da bilanciare) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \rightarrow \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{CO}_2$

Calcolare quanti grammi di zucchero sono necessari per produrre 1000 g di alcool etilico e quante moli di anidride carbonica si generano.

32. 40,5 g di alluminio vengono introdotti in una soluzione che contiene 146 g di HCl.

Calcolare quante moli di idrogeno si formano. Calcolare inoltre quale dei due reagenti è presente in eccesso e quante moli rimangono senza aver reagito alla fine della reazione.

La reazione (da bilanciare) è la seguente



Risposte

- | | | |
|------------------------------------|---|--|
| 1. (2,2-2,1) 0,5g | 2. (1,3-2) 11,3g | 3. (1,1-1) 228,1g 313,7g |
| 4. (3,2-1,6) 8,0g 17,4g | 5. (2,1-1,2) 32,6g 33,2g $\text{Mg}(\text{OH})_2$ | 6. (2,3-1,6) 66,1 g 104,7g |
| 7. (4,5-2) 436,4 g 563,6g 887,2g | 8. (2,3-2,2) 835g | 9. (2,1-1,2) 9.635g 5.917g Cr_2O_3 |
| 10. 616,2g | 11. 125,2g 24,8g S | 12. (2,4,1-2,2) (3,4,2-2,4,1) 15,2g |
| 13. 228,1g 7,13mol 114,0g 7,13mol | 14. (2-3,2) 99,7g | 15. (1,2-1,2) 16,4 g |
| 16. (2,5-3,2,1,1) 1,56 kg 2,05 kg | 17. (4,3-2) 143,0g | 18. (4,11-2,8) (2,1-2) (1,1-1) 1,635 kg |
| 19. (2,1-2) 112,6g | 20. (1,2-1,1,1)(3-2,1)(4-3,1) 204,7g | 21. (1,2-1,2) 4,8g |
| 22. (1,4,3-1,1) 24,1g | 23. (5,2-1,4) 267,4g | 24. 42,2g 164,8g |
| 25. 76,1g 74,2g 95,7g | 26. (1,3,8-2,2,3,7) 43,2g 46,5g | 27. (1,1-1,2) 238,0g 287,7g BaCl_2 |
| 28. (1,2-2,1) 535,3g 451,6g 233,7g | 29. (1,2-2,1) 42,2g 9,4g | 30. (1,2-1,1,1) (3-2,1) 433,9g |
| 31. (1-2,2) 1955,3g 21,7 mol | 32. (2,6-3,2) 2 mol H_2 0,17 mol Al | |

6 Conversione 'composizione percentuale/formula'

Date le seguenti composizioni percentuali (in massa), determinare le corrispondenti formule minime

- | | |
|------------------------------|--------------------------------|
| 1) 3,09% H 31,60% P 65,31% O | 2) 75,27% Sb 24,73% O |
| 3) 75,92% C 6,37% H 17,71% N | 4) 44,87% Mg 18,39% S 36,73% O |

Determinare la composizione percentuale dei seguenti composti

- | | | | | | |
|----------------------------|--------|-------------------------------|-----------------------------|------------------------------|---|
| 5) Fe_2O_3 | 6) CaO | 7) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ | 8) Na_2SO_4 | 9) NH_4HCO_3 | 10) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ |
|----------------------------|--------|-------------------------------|-----------------------------|------------------------------|---|

Determinare la formula molecolare delle seguenti sostanze di cui si conosce il peso molecolare e i risultati dell'analisi quantitativa, espressi come massa dei singoli elementi costituenti il campione analizzato

- | | | | |
|-------------------|-------------|------------|------------------------|
| 11) Pr = 34,01 u | 20,74 g H | 329,6g O | |
| 12) Pr = 30,07 u | 99,86 g C | 25,14g H | |
| 13) Pr = 176,12 u | 8,18 mg C | 0,92 mg H | 10,90 mg O |
| 14) Pr = 194,19 u | 247,40 mg C | 25,95 mg H | 144,26 mg N 82,39 mg O |
| 15) Pr = 162,23 u | 59,23 mg C | 6,96 mg H | 13,81 mg N |

Risposte

- 1) H_3PO_4 2) Sb_2O_5 3) $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$ 4) K_2SO_4 5) 70% Fe 30% O 6) 71,5% Ca 28,5% O
 7) 16,4% Mg 18,9% N 64,7% O 8) 32,4% Na 22,6% S 45,0% O
 9) 17,7% N 6,4% H 15,2% C 60,7% O 10) 40,0% C 6,7% H 53,3% O
 11) H_2O_2 12) C_2H_6 13) $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6$ (ac. Ascorbico - vit.C) 14) $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$ (caffaina) 15) $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$ (nicotina)

7 Numero di ossidazione e nomenclatura

Calcolare il nox di ciascun elemento dei seguenti composti, quindi scrivere il nome del composto

ZnCl_2 FeSO_4 KMnO_4 NaClO KNO_2 $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ HF CuO P_2O_3 LiClO_3 SO_2 NaI NaHSO_4 CO_2 $\text{Ca}(\text{IO}_4)_2$ H_2S
 $\text{Ba}(\text{OH})_2$ PbBr_2 AlPO_3 HBrO_4 H_3BO_3

RISOLUZIONI

Cloruro di Zinco	(Zn +2 Cl -1)	Ioduro di Sodio	(Na +1 I -1)
Solfato Ferroso	(Fe +2 S +6 O -2)	Solfato Monoacido di Sodio	(Na+1 H+1 S+6 O-2)
Permanganato di Potassio	(K+1 Mn+7 O-2)	Anidride Carbonica	(C +4 O -2)
Ipclorito di Sodio	(Na+1 Cl+1 O-2)	Periodato di Calcio	(Ca +2 I +7 O -2)
Nitrito di Potassio	(K +1 N +3 O-2)	Acido Solfidrico	(H +1 S -2)
Solfato Ferrico	(Fe+3 S +6 O-2)	Idrossido di Bario	(Ba+2 H +1 O -2)
Acido Fluoridrico	(H +1 F -1)	Bromuro Piomboso	(Br -1 Pb +2)
Ossido Rameico	(Cu +2 O -2)	Ortofosfito di Alluminio	(Al +3 P +3 O -2)
Anidride Fosforosa	(P +3 O -2)	Acido Perbromico	(H +1 Br +7 O -2)
Clorato di Litio	(Li+1 Cl+5 O-2)	Acido Ortoborico	(H +1 B +3 O -2)
Anidride Solforosa	(S +4 O -2)		

2. Scrivere in formule e bilanciare

- Carbonato di sodio + Idrossido di Calcio → Idrossido di Sodio + Carbonato di Calcio
- Nitrato di Argento + Cloruro Ferrico → Cloruro di Argento + Nitrato Ferrico
- Acido Solfidrico + Idrossido Piomboso → Solfuro Piomboso + Acqua
- Anidride Solforosa + Idrossido di Sodio → Solfito di Sodio + Acqua
- Solfito Monoacido di Potassio + Acido Cloridrico → Acido Solforoso + Cloruro di Potassio
- Solfuro di Zinco + Ossigeno → Ossido di Zinco + Anidride Solforosa
- Clorato di Potassio → Cloruro di Potassio + Ossigeno
- Acido Iodidrico + Acido Solforico → Anidride Solforosa + Acqua + Iodio (I_2)
- Stagno + Acido Nitrico → Ossido Stannico + Biossido di Azoto + Acqua
- Carbonato Monoacido di Calcio → Carbonato di Calcio + Acqua + Anidride Carbonica
- Solfuro Piomboso + Ossigeno → Ossido Piomboso + Anidride Solforosa
- Ossido Stannico + Carbonio → Stagno + Ossido di Carbonio

RISOLUZIONI

- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3$
- $3\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow 3\text{AgCl} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
- $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbS} + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KHSO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KCl}$
- $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$
- $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
- $2\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$
- $\text{Sn} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- $2\text{PbS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2$



3. Riscrivi in formule le reazioni, completandole con i reagenti o i prodotti di reazione e gli opportuni coefficienti stechiometrici

- | | |
|--|---|
| 1. anidride solforosa + acqua → | 31. acido cianidrico + idrossido di potassio → |
| 2. anidride clorica + ossido ferroso → | 32. acido nitrico + idrossido rameico → |
| 3. acido ortofosforoso + ossido rameico → | 33. acido solfidrico + idrossido piomboso → |
| 4. ossido di cesio + acqua → | 34. acido fluoridrico + idrossido di calcio → |
| 5. anidride fosforica + acqua → | 35. acido carbonico + idrossido di calcio → |
| 6. ossido piombico + anidride carbonica → | 36. acido cloridrico + idrossido di bario → |
| 7. carbonato di sodio + idrossido di calcio → | 37. acido dicromico + idrossido di potassio → |
| 8. cloruro di sodio + acido solforico → | 38. acido solforico + idrossido di litio → |
| 9. fluoruro di sodio + idrossido di magnesio → | 39. anidride silicica + acido fluoridrico → |
| 10. ossido di litio + anidride carbonica → | 40. solfito di sodio + acido cloridrico → |
| 11. ossido di sodio + anidride nitrosa → | 41. anidride solforosa + idrossido di sodio → |
| 12. carbonato di calcio + acido cloridrico → | 42. solfito monoacido di potassio + acido cloridrico → .. |
| 13. idrossido di bario + acido solforico → | 43. → nitrito di sodio |
| 14. idrossido di bario + anidride carbonica → | 44. → nitrato di potassio |
| 15. idrossido di alluminio + acido ortofosforico → | 45. → acido solforico |
| 16. ossido rameico + acido solforico → | 46. → carbonato di calcio |
| 17. idrossido di sodio + acido nitrico → | 47. → solfato di calcio + acido fluoridrico |
| 18. carbonato di calcio + acido cloridrico → | 48. → solfuro arsenioso + acido cloridrico |
| 19. solfuro ferroso + acido solforico → | 49. → solfuro di argento + acido nitrico |
| 20. bromuro di potassio + acido nitrico → | 50. → solfuro di cadmio + acido nitrico |
| 21. nitrato di argento + cloruro ferrico → | 51. → solfato di sodio + acido cloridrico |
| 22. cloruro piomboso + acido solfidrico → | 52. → solfato di bario + acqua |
| 23. carbonato monoacido di sodio + acido nitroso → ... | 53. → acido metaarsenioso |
| 24. idrossido di alluminio + acido cianidrico → | 54. → carbonato monoacido di potassio + acqua |
| 25. acido ipocloroso + idrossido di bario → | 55. → cianuro di potassio + acqua |
| 26. acido carbonico + idrossido ferrico → | 56. → acido ortoarsenico |
| 27. acido cromico + idrossido di magnesio → | 57. → ortosilicato biacido di litio + acqua |
| 28. acido bromidrico + idrossido di magnesio → | 58. → solfuro di calcio + acqua |
| 29. idrossido mercurioso + acido solfidrico → | 59. → nitrato di magnesio |
| 30. acido nitroso + idrossido di sodio → | 60. → clorito di ammonio |

RISOLUZIONI

- | | |
|--|---|
| 1. $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ | 22. $\text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{PbS} + 2\text{HCl}$ |
| 2. $\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}(\text{ClO}_3)_2$ | 23. $\text{NaHCO}_3 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$ |
| 3. $2\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ | 24. $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCN} \rightarrow \text{Al}(\text{CN})_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ |
| 4. $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{CsOH}$ | 25. $2\text{HClO} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 5. $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HPO}_3$ | 26. $3\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ |
| 6. $\text{PbO}_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{CO}_3)_2$ | 27. $\text{H}_2\text{CrO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCrO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 7. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3$ | 28. $2\text{HBr} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgBr}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 8. $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$ | 29. $2\text{HgOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Hg}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 9. $2\text{NaF} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgF}_2 + 2\text{NaOH}$ | 30. $\text{HNO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 10. $\text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3$ | 31. $\text{HCN} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCN} + \text{H}_2\text{O}$ |
| 11. $\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2$ | 32. $2\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 12. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$ | 33. $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbS} + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 13. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ | 34. $2\text{HF} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaF}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 14. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ | 35. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 15. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AlPO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ | 36. $2\text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 16. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ | 37. $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 17. $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ | 38. $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ |
| 18. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$ | 39. $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{SiF}_4$ |
| 19. $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$ | 40. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_3$ |
| 20. $\text{KBr} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{HBr}$ | 41. $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ |
| 21. $3\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow 3\text{AgCl} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ | 42. $\text{KHSO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_3$ |

43. $\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2$
44. $\text{K}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{KNO}_3$
45. $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$
46. $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
47. $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaF}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$
48. $2\text{AsCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S} \rightarrow 6\text{HCl} + \text{As}_2\text{S}_3$
49. $\text{H}_2\text{S} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3$
50. $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CdS} + 2\text{HNO}_3$
51. $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$
52. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
53. $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HAsO}_2$
54. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
55. $\text{HCN} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCN} + \text{H}_2\text{O}$
56. $\text{HAsO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4$
57. $\text{H}_4\text{SiO}_4 + 2\text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{H}_2\text{SiO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
58. $\text{H}_2\text{S} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaS} + 2\text{H}_2\text{O}$
59. $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
60. $\text{NH}_3 + \text{HClO}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{ClO}_2$

8 Concentrazione delle soluzioni acquose

Problemi risolti

Si tenga presente che in genere i volumi, a differenza delle masse, non sono additivi. Ad esempio miscelando 20,2 ml (pari a 23 g) di acido solforico al 20% (p/p) con 41,8 ml (pari a 77 g) di soluzione al 98 % (p/p) si ottengono 55,6 ml (pari a 100 g) di soluzione all'80% (p/p) e non $20,2 + 41,8 = 60$ ml.

Tuttavia dove non specificato si assuma per semplicità che i soluti abbiano la stessa densità dell'acqua (1 g/ml) e che i volumi siano additivi.

A) Dopo aver disciolto 86,4 g di H_2SO_4 (densità 1,85 g/ml) in 233,6 g di acqua si ottiene una soluzione di densità 1,198 g/ml. Calcolare la molarità, la molalità, la frazione molare, la percentuale in peso $C(p/p)$, la concentrazione in g/l, la percentuale in volume $C(v/v)$ e la normalità relativa ad una reazione in cui l'acido impegna entrambi gli ioni H^+ .

calcoliamo la molarità M

$$M = \frac{n}{V} = \frac{\frac{W_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{P_m}}{\frac{W_{\text{soluz}}}{d}} = \frac{\frac{86,4\text{g}}{98\text{g/mol}}}{\frac{(0,0864 + 0,2336)\text{Kg}}{1,198\text{Kg/l}}} = 3,30\text{ mol/l}$$

calcoliamo la molalità

$$m = \frac{n}{W_{\text{solv}}} = \frac{\frac{W_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{P_m}}{W_{\text{solv}}} = \frac{\frac{86,4\text{g}}{98\text{g/mol}}}{0,2336\text{Kg}} = 3,77\text{ mol/Kg}$$

Calcoliamo la frazione molare

$$\chi = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{n_{\text{tot}}} = \frac{\frac{W_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{P_m}}{n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{\frac{86,4}{98}}{\frac{233,6}{18} + \frac{86,4}{98}} = 0,064$$

Calcoliamo la percentuale in peso

$$C_{(p/p)} = \frac{W_{\text{soluti}}}{W_{\text{soluz}}} 100 = \frac{86,4}{86,4 + 233,6} 100 = 27\%$$

Calcoliamo la concentrazione in g/l

$$C_{(p/v)} = \frac{W_{\text{soluti}}}{V_{\text{soluz}}} = \frac{W_{\text{soluti}}}{\frac{W_{\text{soluz}}}{d}} = \frac{86,4}{\frac{0,320}{1,198}} = 323,5\text{ g/l}$$

Calcoliamo la percentuale in volume

$$C_{(v/v)} = \frac{V_{\text{soluti}}}{V_{\text{soluz}}} 100 = \frac{\frac{W_{\text{soluti}}}{d_{\text{soluti}}}}{\frac{W_{\text{soluz}}}{d_{\text{soluz}}}} 100 = \frac{\frac{86,4}{1,85}}{\frac{320}{1,198}} 100 = 17,48\%$$

Calcoliamo la normalità

$$N = \frac{n_{eq}}{V_{soluz}} = \frac{\frac{W_{soluto}}{P_{eq}}}{\frac{W_{soluz}}{d_{soluz}}} = \frac{\frac{W_{soluto}}{P_m/n_{H^+}}}{\frac{W_{soluz}}{d_{soluz}}} = \frac{\frac{86,4}{98/2}}{\frac{0,320}{1,198}} = 6,6eq/l$$

B) Calcolare la molarità e la molalità di una soluzione di acido nitrico contenente il 37,23% (p/p) di acido, sapendo che la sua densità è pari a 1,19 g/ml

100 g di soluzione contengono 37,23 g di acido nitrico e 62,77 g di acqua. 100g di di soluzione corrispondono ad un volume in litri

$$V_{soluz} = \frac{W_{soluz}}{d_{soluz}} = \frac{0,100Kg}{1,19Kg/l} = 0,084l$$

37,23 g di acido nitrico corrispondono a

$$n_{HNO_3} = \frac{W_{HNO_3}}{P_{m_{HNO_3}}} = \frac{37,23g}{63g/mol} = 0,59moli$$

Calcoliamo ora la molarità

$$M = \frac{n_{soluto}}{V_{soluz}} = \frac{0,59}{0,084} = 7,0mol/l$$

Calcoliamo infine la molalità

$$m = \frac{n_{soluto}}{W_{solv}} = \frac{0,59}{0,06277} = 9,4mol/Kg$$

C) Calcolare quanti millilitri di acido solforico concentrato al 98% (p/p) di densità 1,84 g/ml devono essere adoperati per preparare 300 ml di soluzione 2 M.

Calcoliamo quanti grammi di acido solforico sono presenti n 300 ml di soluzione 2 M

$$M = \frac{n}{V} = \frac{W/P_m}{V} \quad \text{da cui} \quad W = MVP_m = 2 \times 0,300 \times 98 = 58,8g$$

Dobbiamo quindi prelevare una quantità di soluzione concentrata che contenga 58,8 g di acido solforico.

1 ml di soluzione al 98% pesa $W = Vd = 1 \text{ ml} \times 1,84 \text{ g/ml} = 1,84 \text{ g}$

di cui il 98% è acido solforico $1,84 \times 0,98 = 1,8 \text{ g}$ di acido solforico per ml di soluzione al 98%

Se un millilitro contiene 1,8 g di acido solforico 58,8 grammi saranno contenuti in

$$\frac{58,8g}{1,8g/ml} = 32,67ml$$

Dovremmo perciò aggiungere ai 32,67 ml di acido solforico al 98% 267,33 ml di acqua per ottenere 300 ml di soluzione 2 M.

C) Avendo a disposizione una soluzione A, 3 M in NaOH ed una soluzione B, 0,2 M in NaOH, calcolare in che proporzione è necessario miscelare le due soluzioni per ottenere una soluzione 0,5 M.

Supponiamo di voler preparare 1 litro di soluzione 0,5 M miscelando V_A litri di soluzione 3 M con V_B litri di soluzione 0,2 M. Poichè le incognite sono due (V_A e V_B), sarà necessario scrivere un sistema di due equazioni nelle due incognite.

La prima equazione esprime il fatto che la somma dei due volumi miscelati deve essere pari ad un litro.

$$V_A + V_B = 1$$

La seconda che il numero di moli proveniente dalla soluzione A (n_A) e presenti nel volume V_A sommate al numero di moli provenienti dalla soluzione B (n_B) e presenti nel volume V_B deve essere pari a 0,5.

$$n_A + n_B = 0,5$$

ricordando che $M = n/V$ possiamo riscrivere la seconda equazione in funzione dei volumi incogniti

$$M_A V_A + M_B V_B = 0,5$$

e sostituendo alle molarità (M_A e V_A) i rispettivi valori, si ottiene il seguente sistema

$$\begin{cases} V_A + V_B = 1 \\ 3V_A + 0,2V_B = 0,5 \end{cases}$$

che risolto fornisce i seguenti valori: $V_A = 0,107 \text{ l}$ $V_B = 0,893 \text{ l}$

Le due soluzioni devono dunque essere miscelate nella seguente proporzione: 10,7% di A e 89,3% di B.

Problemi da risolvere

- Quanti grammi di soluto vi sono in:
 - 1 lt di una soluzione 1,5 M di Acido Solforico
 - 5 lt di una soluzione 0,2 M di Perclorato di Sodio
 - 150 cc di una soluzione $3 \cdot 10^{-2}$ M di Bromuro di Argento
- Calcolare la molarità, la molalità e la frazione molare delle seguenti soluzioni
 - 30 gr di Acido Solfidrico in 405 ml di soluzione
 - 2 grammi di Cianuro di Potassio in 252 ml di soluzione
 - 54 grammi di Anidride Perclorica in 1,554 l di soluzione.
- Quanti grammi di Idrossido di Bario sono presenti 1,55 litri di una soluzione $2 \cdot 10^{-1}$ M.
- Quanti grammi di soluto sono presenti in 52,5 ml di una soluzione 0,75 M di Acido Nitrico.
- Quanti grammi di soluto sono necessari per preparare 1 litro di soluzione 0,2 M di nitrato piomboso?
- Quanti grammi di cloruro di calcio devono essere aggiunti in 300 ml di acqua per ottenere una soluzione 2,46 m?
- Qual'è la molarità di 1,5 l di soluzione contenente 100 g di NaCl?
- Calcolare la molalità di una soluzione contenente 0,65 moli di glucosio ($C_6H_{12}O_6$) in 250 g di acqua.
- Quanti ml di una soluzione $2 \cdot 10^{-2}$ M posso ottenere con 6,2 g di fosfato di calcio? E con 21,7 g dello stesso sale?
- Quanti grammi di cloruro di bario sono presenti in 3,4 l di soluzione $3 \cdot 10^{-1}$ M? E in una stessa quantità di soluzione $3 \cdot 10^{-1}$ m?
- Quanti grammi di $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ devono essere utilizzati per ottenere 50 g di una soluzione $5,77 \cdot 10^{-1}$ M di $BaCl_2$.
- Calcolare la massa di $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ necessaria per ottenere 100 ml di una soluzione acquosa di concentrazione 40 g/l di Al^{3+} .
- Si diluiscono 4 ml di una soluzione di acido solforico con acqua e si aggiunge un eccesso di $BaCl_2$ in modo che tutto l'acido solforico precipiti sotto forma di $BaSO_4$. Se precipitano 4,08 g di solfato di bario, qual'era la concentrazione della soluzione acida iniziale?
- Qual'è la molarità di una soluzione che contiene 20 g di zucchero ($C_{12}H_{22}O_{11}$) sciolto in 125 g di H_2O ?
- Qual'è la molarità di un distillato a 40° alcoolici (concentrazione dell'alcool etilico CH_3CH_2OH 40% v/v) sapendo che la densità dell'alcool etilico è 0,8 g/cm³.

16. Calcolare la molarità e la molalità di una soluzione di acido solforico di densità $1,2 \text{ g/cm}^3$ di concentrazione 27% (p/p).
17. Di quanto deve essere diluita una soluzione di nitrato di argento avente concentrazione 40 g/l per ottenere una concentrazione pari a 16 g/l ?
18. Che volume di una soluzione di acido solforico concentrato avente densità $1,84 \text{ g/cm}^3$ e contenente il 98% (p/p) di H_2SO_4 deve essere utilizzato e diluito per ottenere 100 ml di soluzione al 20% (p/p), con densità $1,14 \text{ g/cm}^3$?
19. Quanti ml di una soluzione di acido solforico al 98% (p/p), di densità $1,84 \text{ g/cm}^3$ devono essere adoperati per preparare 1 litro di soluzione 1 N ?
20. Quanti grammi di $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ sono necessari per preparare 200 ml di una soluzione con $[\text{Cr}^{3+}] = 20 \text{ g/l}$?
21. Quanti ml di una soluzione CaCl_2 con concentrazione 40 g/l sono necessari per reagire con 0,642 g di Na_2CO_3 . Calcolare inoltre la molarità della soluzione di NaCl ottenuta.
22. Quanti grammi di CaCl_2 devono essere aggiunti a 300 ml di acqua per formare una soluzione 2,46 molale ?
23. Calcolare la molalità di una soluzione contenente 57,5 ml di alcool etilico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ - densità $0,8 \text{ g/cm}^3$) in 600 ml di benzene (C_6H_6 - densità $0,9 \text{ g/cm}^3$).
24. Una soluzione di acido perclorico presenta una concentrazione del 35% (p/p) ed una densità di $1,25 \text{ g/cm}^3$. Calcolarne la molarità e la molalità.
25. Calcolare il volume di HCl concentrato al 38% (p/p) di densità $1,19 \text{ g/cm}^3$ necessario a preparare 18 litri di soluzione $2 \cdot 10^{-2} \text{ N}$.
26. Determinare la massa di KMnO_4 necessaria a preparare 80 ml di una soluzione $1,25 \cdot 10^{-1} \text{ N}$ con il permanganato che si riduce a ione Mn^{2+} .
27. Disponendo di due soluzioni di HCl a concentrazione 12 N e 3 N, calcolare in che proporzione devono essere miscelate per ottenere 1 l di soluzione di HCl 6 N.
28. Determinare il volume di una soluzione di acido nitrico diluito al 19% (p/p) con densità $1,11 \text{ g/cm}^3$ che può essere preparato diluendo con acqua 50 ml di una soluzione dello stesso acido concentrata al 69,8% (p/p) avente densità $1,42 \text{ g/cm}^3$. Calcolare inoltre la molarità e la molalità della soluzione diluita e di quella concentrata.
29. Quale dovrebbe essere la molarità di una soluzione di $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$ affinché 40 ml di questa soluzione possano dissolvere 150 mg di Zn per formare $\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$.
30.
$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

Dopo aver bilanciato calcolare quanti grammi di bicromato di potassio reagiscono con 55 ml di una soluzione 2,25 N di ioduro di potassio e quanti grammi di iodio si formano.
31. Un cubetto di rame di 2,5 cm di lato avente densità $8,3 \text{ g/cm}^3$ puro al 95% viene lasciato cadere in una soluzione 6 M di acido nitrico. Calcolare quanti ml di tale soluzione reagiscono con tutto il rame.
32. Calcolare quanti grammi di I_2 si formano impiegando 125 ml di una soluzione 1 N di permanganato di potassio dalla seguente reazione (da bilanciare):
$$\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
33. Calcolare il numero di equivalenti di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ che si formano nella reazione tra un eccesso di idrossido di alluminio e 250 g di acido solforico. Calcolare inoltre quanti grammi di idrossido reagiscono.
34. Calcolare quanti ml di H_2SO_4 3 N e quanti ml di H_2SO_4 0,5 N bisogna mescolare per ottenere un litro di soluzione 1 N.
35. A 50 ml di una soluzione 4 M di acido ortoborico vengono aggiunti 450 ml di una soluzione 2 N dello stesso acido. Calcolare la normalità della nuova soluzione.

RISPOSTE

- 147 gr di H_2SO_4
 - 122 gr di NaClO_4
 - 0,85 gr AgBr
- $[\text{H}_2\text{S}] \quad M = 2,18 \quad m = 2,36 \quad \chi = 0,04$
 - $[\text{KCN}] \quad M = 0,1 \quad m = 0,13 \quad \chi = 0,003$
 - $[\text{Cl}_2\text{O}_7] \quad M = 0,19 \quad m = 0,2 \quad \chi = 0,0036$
- 53,1 g di $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2,44 g di HNO_3
- 66,24 g
- 81,9 g
- 1,14 M
- 2,6 m
- 1000 ml 3500 ml

10. 212,16 g 199,7 g
11. 7 g di BaCl_2 su 43 g di acqua
12. 49,37 g
13. 4,37 M
14. 0,4 M
15. 6,96 M
16. 3,3 M 3,77 m
17. del 150% (1,5 l di acqua per ogni litro di soluzione iniziale)
18. 12,64 ml, corrispondenti a 23,265 g di soluzione al 98 %
19. 27,17 ml
20. 20,5 g
21. 16,8 ml 0,7 M
22. 82 g
23. 1,85 m
24. 4,35 M 5,36 m
25. 29 ml
26. 0,316 g
27. 2/3 di soluzione 3N + 1/3 di soluzione 12 N
28. 236 ml $M_{\text{dil}} = 3,35$ $M_{\text{conc}} = 15,7$ $m_{\text{dil}} = 3,72$ $m_{\text{conc}} = 36,7$
29. $3,82 \cdot 10^{-2}$ M
30. coefficienti stechiometrici (1,6,14 - 2,8,3,7) 6,06 g 15,7 g
31. 646 ml
32. coefficienti stechiometrici (2,10,8 - 6,2,5,8) 15,9 g
33. 5,1 eq 132,6 g
34. 800 ml 0,5 N + 200 ml 2 N
35. 3 N

9 Abbassamento Crioscopico ed Innalzamento Ebulloscopico

Problemi risolti

A) Il benzene puro congela a $5,45^\circ\text{C}$ e la sua $K_{\text{cr}} = 4,88^\circ\text{C Kg mol}^{-1}$. Determinare la formula bruta del selenio, sapendo che dopo averne sciolto 0,796 g in 90,5 g di benzene la soluzione presenta un abbassamento crioscopico di $0,068^\circ\text{C}$.

calcoliamo il peso molecolare incognito

$$\Delta t_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} m = K_{\text{cr}} \frac{n_{\text{soluto}}}{W_{\text{soluto}}} = K_{\text{cr}} \frac{W_{\text{soluto}} / P_m}{W_{\text{soluto}}}$$

da cui

$$P_m = \frac{K_{\text{cr}} W_{\text{soluto}}}{W_{\text{soluto}} \Delta t_{\text{cr}}} = \frac{4,88 \times 0,796}{0,0905 \times 0,068} = 631,212$$

Poichè ogni atomo di selenio pesa 78,96 u ed ogni molecola pesa 631,212 u, in ogni molecola vi sono

$$\frac{631,212}{78,96} = 8 \text{ atomi}$$

La formula bruta del selenio sarà perciò Se_8 .

Problemi da risolvere

1. Se 85 gr di zucchero (saccarosio $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) sono sciolti in 392 gr di acqua quali saranno il punto di congelamento ($K_{\text{cr,acqua}} = 1,86^\circ\text{C kg mol}^{-1}$) e il punto di ebollizione ($K_{\text{eb,acqua}} = 0,513^\circ\text{C kg mol}^{-1}$) della soluzione risultante?
2. Calcolare il punto di congelamento e di ebollizione delle seguenti soluzioni in cui tutti i soluti sono elettroliti forti ($K_{\text{eb,acqua}} = 0,513^\circ\text{C kg mol}^{-1}$) ($K_{\text{cr,acqua}} = 1,86^\circ\text{C kg mol}^{-1}$):
 - a) 21,6 gr di NiSO_4 in 100 gr di H_2O

- b) 100 gr di Perclorato di Magnesio in 200 gr di H_2O
3. Calcolare il peso molare dei seguenti soluti non elettroliti, sapendo che:
- 6,7 gr di soluto in 983 gr di acqua abbassano il punto di congelamento a $-0,43^\circ C$
 - 42 gr di soluto in 189 gr di acqua portano il punto di ebollizione a $100,68^\circ C$
 - 82,2 gr di soluto in 302 gr di benzene ($K_{cr,benz} = 4,9^\circ C \text{ kg mol}^{-1}$) abbassano il punto di congelamento del benzene a $-28,3^\circ C$ (il benzene congela a $+5,4^\circ C$)
 - 10,4 gr di soluto in 164 gr di Fenolo ($K_{eb,fen} = 3,56^\circ C \text{ kg mol}^{-1}$) alzano il punto di ebollizione a $196^\circ C$ (il fenolo bolle a $181,75^\circ C$)
4. Una soluzione contenente 6,35 g di un composto indissociato in 500 g di acqua congela a $-0,465^\circ C$. Sapendo che la $K_{cr,acqua} = 1,86^\circ C \text{ kg mol}^{-1}$, determinare il peso molare del soluto.
5. Una soluzione contenente 3,24 g di un composto non dissociato e non volatile e 200 g di acqua bolle a $100,13^\circ C$ a 1 atm. Calcolare il peso molare del soluto.
6. Calcolare il punto di congelamento e il punto di ebollizione ad una atmosfera di una soluzione contenente 30 g di zucchero (saccarosio $C_{12}H_{22}O_{11}$) in 150 g di acqua.
7. Calcolare di quanto verrà abbassato il punto di congelamento, se al radiatore di una automobile contenente 12 l di acqua vengono aggiunti 5 kg di glicole $C_2H_4(OH)_2$.
8. Quanti grammi di alcool etilico (CH_3CH_2OH) devono essere aggiunti ad un litro di acqua affinché la soluzione non congeli a $-20^\circ C$.
9. Qual'è il punto di congelamento di una soluzione al 10% (p/p) di metanolo (CH_3OH) in acqua.
10. Calcolare il peso molare di un soluto non volatile sapendo che dopo avere sciolto 10,6 g in 740 g di etere il punto di ebollizione si alza di $0,284^\circ C$ ($K_{eb,etere} = 2,11^\circ C \text{ kg mol}^{-1}$)
11. Calcolare la costante crioscopica del benzene sapendo che il benzene puro congela a $5,45^\circ C$ mentre una sua soluzione contenente 7,24 g di tetracloroetano ($C_2H_2Cl_4$) in 115,3 g di benzene congela a $3,62^\circ C$.

RISOLUZIONI

- 1,4240°C +100,3250°C
- a) $-5,2^\circ C$ +101,43°C b) $-12,5^\circ C$ +103,4°C
- a) 29,48 g/mol b) 166,67 g/mol c) 39,58 g/mol d) 15,84 g/mol
- 50,8 g/mol
- 63,9 g/mol
- $-1,09^\circ C$ 100,3 °C
- $-12,5^\circ C$
- 495 g
- $-6,46^\circ C$
- 106,4 g/mol
- $4,9^\circ C \text{ kg mol}^{-1}$

10 Legge di Raoult

Problemi risolti

A) Una soluzione di 5,45 g di un soluto in 50 g di etere etilico ($C_2H_5)_2O$ ha una tensione di vapore di 416 mm di Hg a $20^\circ C$. Calcolare il peso molare del soluto sapendo che la tensione di vapore dell'etere puro alla stessa temperatura è di 442 mm di Hg.

Scriviamo la relazione di Raoult

$$\frac{P_{solv} - P_{soluz}}{P_{solv}} = \chi_{soluto} = \frac{n_{soluto}}{n_{soluto} + n_{solv}} = \frac{\frac{W_{soluto}}{Pm_{soluto}}}{\frac{W_{soluto}}{Pm_{soluto}} + \frac{W_{solv}}{Pm_{solv}}}$$

sostituendo i valori noti otteniamo la seguente equazione

$$\frac{442 - 416}{442} = \frac{\frac{5,45}{x}}{\frac{50}{74} + \frac{5,45}{x}} \quad \text{che risolta da } x = Pm_{soluto} = 129 \text{ g/mol}$$

B) Sapendo che a 40 °C l'alcool metilico puro CH_3OH ha una tensione di vapore di 245 mm di Hg e l'alcool etilico puro $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ di 135 mm di Hg, calcolare la frazione molare di metilico in soluzione sapendo che la frazione molare dello stesso composto presente nel vapore in equilibrio è pari a 0,35. Calcolare inoltre la tensione di vapore della soluzione.

Chiamiamo χ_{et_s} e χ_{met_s} le frazioni molari dei due composti in soluzione.

Chiamiamo invece χ_{et_G} e χ_{met_G} le frazioni molari dei due composti nell'atmosfera gassosa in equilibrio con la soluzione

Per la legge di Dalton sulle miscele gassose la frazione molare di un gas in una miscela è pari al rapporto tra la sua pressione parziale e la pressione totale della miscela

$$\chi_{met_G} = \frac{P_{met}}{P_{tot}}$$

Ma per la legge di Raoult la pressione parziale sviluppata da un componente una soluzione è pari alla tensione di vapore del componente puro per la sua frazione molare nella soluzione

$$\chi_{met_G} = \frac{P_{met}^{\circ} \chi_{met_s}}{P_{tot}}$$

A quest'ultima relazione possiamo sostituire a denominatore il valore della pressione totale calcolato con la relazione di Raoult, ottenendo

$$\chi_{met_G} = \frac{P_{met}^{\circ} \chi_{met_s}}{P_{met}^{\circ} \chi_{met_s} + P_{et}^{\circ} \chi_{et_s}}$$

sostituiamo ora i valori noti, ricordando che $\chi_{et_s} = 1 - \chi_{met_s}$, ottenendo la seguente equazione

$$0,35 = \frac{245x}{245x - 135(1 - x)}$$

che risolta ci fornisce il seguente valore: $x = \chi_{met_s} = 0,229$

la frazione molare dell'alcool etilico in soluzione sarà pari a $\chi_{et_s} = 1 - \chi_{met_s} = 1 - 0,229 = 0,771$

Utilizzando i due valori così ottenuti nella relazione di Raoult possiamo infine calcolare la tensione di vapore totale della soluzione.

$$P_{tot} = P_{met}^{\circ} \chi_{met_s} + P_{et}^{\circ} \chi_{et_s} = 245 \times 0,229 + 135 \times 0,771 = 160,2 \text{ mm}$$

Problemi da risolvere

1. Qual'è la pressione di vapore a 24°C di una soluzione di 6 gr di benzene (C_6H_6) ($P^{\circ} = 91 \text{ mm Hg}$) e 1,6 gr di Cloroformio (CHCl_3) ($P^{\circ} = 189 \text{ mm Hg}$)

2. Qual'è la pressione di vapore a 25°C di una soluzione contenente 30 gr di toluene ($C_6H_5CH_3$) ($P^0 = 28$ mm) e 70 gr di benzene C_6H_6 ($P^0 = 95$ mm)
3. Sapendo che la tensione di vapore dell'acqua pura a 26 °C è pari a 25,2 mm di Hg, calcolare la tensione di vapore di una soluzione che contiene 15 g di glucosio ($C_6H_{12}O_6$) in 60 g di acqua, alla stessa temperatura.
4. A 36 °C il benzene puro (C_6H_6) ha una tensione di vapore di 121,8 mm di Hg. Sciogliendo 15 g di un soluto non volatile in 250 g di benzene si ottiene una soluzione che ha una tensione di vapore di 120,2 mm di Hg. Calcolare il peso molare del soluto.
5. L'abbassamento relativo della tensione di vapore di una soluzione ottenuta sciogliendo 2,85 g di un soluto indissociato non volatile in 75 ml di benzene C_6H_6 (densità = 0,879 g/ml) è 0,0186. Determinare il peso molare del soluto e la molarità della soluzione ottenuta, sapendo che la sua densità è 0,901 g/ml.
6. Sapendo che il dibromoetano ($C_2H_4Br_2$) ed il dibromopropano ($C_3H_6Br_2$) a 85 °C possiedono rispettivamente tensione di vapore pari a 173 mm di Hg e 127 mm di Hg, calcolare per una soluzione ottenuta miscelando 10 g di dibromoetano con 80 g di dibromopropano:
- la tensione di vapore parziale di ciascun componente la soluzione e la tensione di vapore totale della soluzione;
 - La composizione del vapore in equilibrio espressa come frazione molare di dibromoetano
 - quale sarebbe la frazione molare di dibromoetano in soluzione se nel vapore in equilibrio fossero presenti un egual numero di molecole di entrambi i componenti.

RISOLUZIONI

- 106 mm Hg
- 76,2 mm Hg
- 24,59 mm Hg
- 352 g/mol
- 178 g/mol 0,21 M
- 20,48 mm 111,96 mm 132,45 mm
 - 0,155
 - 0,42

11 Pressione osmotica

Problemi risolti

A) $3,5 \cdot 10^{-1}$ g di citocromo C, un enzima della catena respiratoria, vengono sciolti in acqua ottenendo 45 ml di soluzione. Calcolare il peso molare del citocromo sapendo che la pressione osmotica della soluzione a 37 °C è pari a $1,51 \cdot 10^{-2}$ atm.

$$\Pi = MRT = \frac{n}{V} RT = \frac{W/P_m}{V} RT$$

da cui

$$P_m = \frac{WRT}{\Pi V} = \frac{3,5 \cdot 10^{-1} \cdot 0,082 \cdot 310}{1,51 \cdot 10^{-2} \cdot 0,045} = 1,3 \cdot 10^4 \text{ u.m.a.}$$

B) Una soluzione 0,2 M di acido fluoridrico a 25 °C presenta una pressione osmotica di 5,09 atm. Calcolare il grado di dissociazione dell'acido.

$$\Pi = MRT_i = MRT(1 - \alpha + \alpha v)$$

da cui

$$\alpha = \frac{\frac{\Pi}{MRT} - 1}{v - 1} = \frac{\frac{5,09}{0,2 \cdot 0,082 \cdot 298} - 1}{2 - 1} = 0,041$$

il 4,1% delle molecole di acido fluoridrico sono dissociate.

Problemi da risolvere

1. 18,6 gr di un soluto non elettrolita con peso molecolare 8940 sono sciolti in acqua fino ad ottenere 1 litro di una soluzione a 25°C. Qual'è la pressione osmotica della soluzione?
2. 96 gr di un soluto non elettrolita sono sciolti in acqua fino ad ottenere 1 litro di una soluzione a 25°C. La pressione osmotica è di 1315 mm Hg. Qual è il peso molecolare del soluto?
3. 200 gr di un soluto non elettrolita sono sciolti in acqua fino ad ottenere 1,5 l di una soluzione a 21°C. La pressione osmotica della soluzione è di 750 mm. Qual è il peso molecolare del soluto?
4. Quale pressione osmotica esercita una soluzione 1,8M a 20°C di un soluto avente grado di dissociazione 0,3 il quale si dissocia in 3 ioni?
5. Qual è la pressione osmotica a 0°C di una soluzione acquosa contenente 46 gr di glicerina (C₃H₈O₃) per litro?
6. La pressione osmotica del sangue è di 7,65 atm a 37°C. Che quantità di glucosio (C₆H₁₂O₆) per litro deve essere usata per un'iniezione endovenosa in modo da avere la stessa pressione osmotica del sangue?
7. Calcolare quanti ml di una soluzione 9,7·10⁻³ M di HCl è necessario aggiungere a 500 ml di una soluzione di AgNO₃ che a 20°C presenta una pressione osmotica di 18 atm per far precipitare tutto l'argento come AgCl.
8. 125 ml di una soluzione contengono 0,75 g di emocianina, una proteina colorata estratta dai granchi. A 4°C il livello della soluzione si alza di 2,6 mm a causa dell'entrata di acqua per osmosi. Sapendo che la densità della soluzione è di 1 g/ml, calcolare il peso molecolare della proteina.

RISOLUZIONI

1. 0,06 atm
2. 1348
3. 3247
4. 69,19 atm
5. 11,2 atm
6. 54,2 g
7. 19,3 ml
8. 5,4·10⁵ u.m.a.

12 Legge di Henry**Problemi risolti**

A) Determinare la costante di Henry per l'acido cloridrico in acqua a 0 °C, sapendo che dopo aver saturato dell'acqua facendovi gorgogliare HCl alla pressione di 1 atm si ottiene una soluzione avente densità 1,12 g/ml, 35 ml della quale reagiscono completamente con 109 ml di NaOH 3 M. Calcolare inoltre la percentuale in peso C(p/p) della soluzione ottenuta.

ricordando la relazione $M = \frac{n}{V} = \frac{W/Pm}{V}$ possiamo calcolare che 109 ml di NaOH 0,3 M contengono

$$W = M \cdot Pm \cdot V = 3 \cdot 40 \cdot 0,109 = 13,08g \text{ di NaOH}$$

Poichè l'acido cloridrico reagisce con l'idrossido di sodio nelle proporzioni molari di 1/1 secondo la reazione $HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$ possiamo calcolare quanti grammi di HCl hanno reagito con 13,08 g di NaOH mediante la seguente proporzione

$$Pm_{NaOH} : Pm_{HCl} = 13,08 : x$$

da cui

$$x = \frac{Pm_{HCl} \cdot 13,08}{Pm_{NaOH}} = \frac{36,5 \cdot 13,08}{40} = 11,94g$$

Sono dunque presenti 11,94 g di HCl in 35 ml di soluzione. In un litro di soluzione saranno quindi presenti

$$\frac{11,94 \times 1000}{35} = 341g$$

Poichè la densità della soluzione è 1,12 g/ml, 1 litro di soluzione peserà 1120 g, di cui 341 g di HCl e 779 g di acqua. 341 g di acido cloridrico corrispondono a $W/P_m = 341/36,5 = 9,34$ moli

Si sono dunque sciolte 9,34 moli di acido cloridrico in 779 g di acqua (779 ml essendo la densità dell'acqua pari a 1 g/ml).

Calcoliamo quante moli si sono sciolte in un litro di acqua

$$\frac{9,34}{0,779} = 12 \text{ mol / l}$$

Poichè il processo è avvenuto alla pressione di 1 atmosfera tale valore rappresenta proprio la costante di Henry cercata, la quale vale $K_H = 12 \text{ mol l}^{-1} \text{ atm}^{-1}$.

Calcoliamo infine la percentuale in peso della soluzione acida ottenuta

$$C_{(p/p)} = \frac{W_{\text{soluto}}}{W_{\text{soluz}}} \cdot 100 = \frac{341}{1120} \cdot 100 = 30,5\%$$

Problemi da risolvere

1. Se la costante di Henry per l'azoto in acqua a 0°C vale $1,036 \cdot 10^{-3} \text{ mol l}^{-1} \text{ atm}^{-1}$, calcolare quanti g di N_2 si sciolgono in 200 ml di acqua a 5 atmosfere e 0°C.
2. A 20°C la costante di Henry per l'azoto e l'ossigeno in acqua vale rispettivamente $6,786 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l atm}$ e $1,345 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l atm}$. Calcolare quanti grammi dei due gas si sciolgono in acqua esposta all'aria a pressione di 760 mm di Hg, supponendo che l'aria sia composta per il 21% (χ_{oss}) di O_2 e per il 79% (χ_{az}) di N_2 .
3. Una miscela gassosa ad una pressione di 2,5 atm è costituita dal 70% (χ_{idr}) di idrogeno e dal 30% (χ_{oss}) di ossigeno. Sapendo che a 20°C si sciolgono 35,8 ml di idrogeno per litro, calcolare la costante di Henry per l'idrogeno in acqua a 20°C.
4. Sapendo che un litro di CO_2 gassosa a 15°C e ad una atmosfera si scioglie in un litro di acqua. Calcolare la molalità della CO_2 in una soluzione a contatto con anidride carbonica alla pressione parziale di 150 mm di Hg. Determinare inoltre il valore della costante di Henry per la CO_2 in acqua a 15°C.

RISOLUZIONI

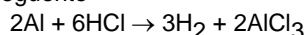
1. $2,9 \cdot 10^{-2} \text{ g}$
2. $[O_2] = 9 \cdot 10^{-3} \text{ g/l}$ $[N_2] = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ g/l}$
3. $8,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l atm}$
4. $8,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$ $K = 4,2 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l atm}$

13 Leggi dei gas

Problemi risolti

A) 10 g di alluminio reagiscono con tutto l'acido cloridrico presente in 1500 ml di una soluzione, sviluppando idrogeno che alla pressione di 1 atmosfera e alla temperatura di 27 °C occupa un volume di 9,225 l. Calcolare quanti grammi d'alluminio rimangono in soluzione e la molarità della soluzione acida.

La reazione che avviene è la seguente



Calcoliamo quanti grammi di idrogeno sono necessari per occupare un volume di 9,225 litri a 27 °C e 1 atmosfera

$$PV = nRT = \frac{W}{P_m} RT$$

da cui

$$W = \frac{P \cdot V \cdot P_m}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 9,225 \cdot 2}{0,082 \cdot 300} = 0,75g$$

Calcoliamo quanti grammi di alluminio reagiscono per produrre 0,75 g di idrogeno.

$$2Pm_{Al} : 3Pm_{H_2} = X : 0,75$$

che diventa

$$54 : 6 = X : 0,75 \quad X = 6,75 \text{ g di Al}$$

In soluzione rimangono quindi $10 - 6,75 = 3,25$ g di alluminio che non ha reagito.

Calcoliamo ora quante moli di HCl erano presenti in soluzione.

0,75 g di idrogeno corrispondono a $W/Pm = 0,75/2 = 0,375$ moli.

Poichè dalla stechiometria della reazione deduciamo che ogni 2 moli di acido cloridrico che reagiscono si produce 1 mole di idrogeno, possiamo scrivere la seguente proporzione

$$2 : 1 = Y : 0,375 \quad Y = 0,75 \text{ moli di HCl}$$

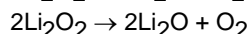
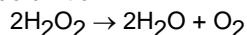
poichè 0,75 moli di HCl erano contenute in 1500 ml di soluzione, è semplice calcolarne la molarità

$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,75}{1,5} = 0,5 \text{ mol/l}$$

Problemi da risolvere

1. Che pressione verrebbe esercitata da 0,3 moli di gas contenute in un recipiente di 8 l a 18°C?
2. Quante moli di gas occuperanno un recipiente di 486 cm³ a 10°C e 500 mm Hg di pressione?
3. Che pressione esercitano 50 gr di O₂ in un recipiente di 5 l a 25°C?
4. $HCl + Zn \rightarrow H_2 + ZnCl_2$
dopo aver bilanciato calcolare che volume occupa l'idrogeno prodotto dalla reazione di 50 gr di Zinco alla pressione di 4,3 atm ed alla temperatura di 150°C?
5. $Na + Cl_2 \rightarrow NaCl$
Dopo aver bilanciato, calcolare che pressione deve sviluppare il Cloro in un recipiente di 10 l a 350°C per reagire completamente con 70 gr di Sodio. Calcolare inoltre quanto Cloruro si forma.
6. Quanti grammi di CO₂ si formeranno dalla combustione di 10 gr di carbonio (C) in 20 l di O₂ ad una atmosfera di pressione e 250°C? Quale dei due reagenti non reagisce completamente e quanto ne rimane alla fine?
7. $Ca(OH)_2 + H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + H_2O$
Dopo aver bilanciato calcolare:
a) quanti grammi di idrossido di calcio reagiranno completamente con 50 g di acido fosforico
b) quanti grammi di fosfato di calcio si formano facendo reagire 1 mole di idrossido di calcio con un eccesso di acido fosforico
c) quante atmosfere sviluppa l'acqua in un recipiente di 2,3 l facendo reagire 333 g di Ca(OH)₂ con 3 moli di H₃PO₄ alla temperatura di 157 °C.
d) che volume occupa la stessa quantità di acqua ottenuta al punto c) alla pressione di 1,7 atm e alla temperatura di 200 °C
8. L'ossido ferrico viene ridotto a ferro elementare dalla reazione con ossido di carbonio, il quale a sua volta si ossida ad anidride carbonica. Calcolare:
a) Quale sarà la minima quantità di ossido di carbonio che deve reagire per produrre 18,7 g di ferro
b) quante moli di CO reagiscono completamente con 1,3 moli di ossido ferrico
c) che pressione svilupperebbe l'anidride carbonica che si forma dalla reazione b) in un recipiente di 5 l alla temperatura di - 35°C.
9. Un recipiente di 250 ml contiene cripto a 500 mm di Hg. Un recipiente di 450 ml contiene elio a 950 mm di Hg. I due gas vengono mescolati aprendo un rubinetto che collega i due recipienti. Supponendo che la temperatura rimanga costante, calcolare la pressione parziale del cripto nella miscela, la pressione totale e la percentuale di elio presente nella miscela.
10. Quanti grammi di Zn debbono essere sciolti in acido solforico per ottenere 500 ml di idrogeno a 20°C e 770 mm di Hg ?
11. Dopo aver aspirato l'aria da un tubo di Crookes viene misurata al suo interno una pressione di $1,2 \cdot 10^{-5}$ mm di Hg a 27 °C. Se il suo volume è di 500 ml, quante molecole di gas sono rimaste nel tubo?

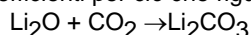
12. L'ossigeno gassoso puro non è necessariamente la fonte meno ingombrante di O_2 per combustibili da usare in volumi limitati a causa della massa della bombola necessaria a contenerlo. Altre fonti più compatte di ossigeno sono l'acqua ossigenata ed il perossido di litio



Verificare quanto affermato risolvendo i 3 seguenti problemi:

- Una bombola di 125 kg ha una capacità di 90 l. Calcolare la % (p/p) di O_2 rispetto alla massa totale (ossigeno + bombola) quando il recipiente sia riempito di ossigeno a 140 atm a 25 °C.
- Calcolare la % (p/p) di O_2 rispetto ad una soluzione al 65 % di H_2O_2 (la massa del recipiente è in questo caso trascurabile).
- Calcolare la % (p/p) di O_2 utilizzabile rispetto al perossido di litio puro (la massa del recipiente è trascurabile).

13. Per "assorbire" l'anidride carbonica espirata dagli astronauti durante voli di piccola durata può essere usato l'ossido di litio, una delle sostanze più efficienti per ciò che riguarda la capacità di assorbimento per unità di massa.



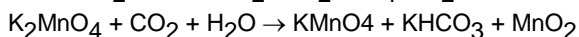
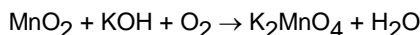
Calcolare la capacità di assorbimento in litri di CO_2 assorbita per kg di ossido a 20°C e 1 atm.

14. Che volume di acido solfidrico in condizioni normali è necessario per far precipitare completamente del solfuro piomboso da 500 ml di una $3,63 \cdot 10^{-2}$ M di nitrato piomboso.



Dopo aver bilanciato calcolare il volume d'aria (composizione 20% ossigeno 80% azoto) necessaria per ossidare in condizioni normali 500 g di pirite (FeS_2) ed il volume di anidride solforosa che si ottiene a 80 °C e 780 mm di Hg

16. Il permanganato di potassio ($KMnO_4$) si può preparare da biossido di manganese secondo le seguenti reazioni:



Dopo aver bilanciato, calcolare il volume di ossigeno necessario per preparare 50 g di permanganato a 25°C e 1 atm.

17. Calcolare il volume di CO_2 che si sviluppa dalla reazione di 10 kg di $CaCO_3$ puro al 70% con acido cloridrico in eccesso alla pressione di 5 atm e a 25°C.

18. Un recipiente di 5 l alla temperatura di 0 °C, contiene 15g di anidride solforosa e 8 g di ossigeno. Calcolare la pressione della miscela.

19. Una bombola da 30 l contiene metano (CH_4) alla pressione di 150 atm e alla temperatura di 20°C. Calcolare quanti g di metano rimangono nella bombola dopo che, avendo fatto uscire parte del gas, la pressione si è dimezzata.

20. Calcolare la densità in g/l dell'acido solfidrico alla pressione di 1900 mm di Hg e alla temperatura di 5 °C.

21. Calcolare la densità dell'aria secca a 20 °C e alla pressione di 1 atm, sapendo che la sua composizione (frazione molare) è la seguente: 20,95% di O_2 ; 78,08% di N_2 ; 0,94% di Ar; 0,03% di CO_2 . Calcolare inoltre la composizione dell'aria espressa come % in peso.

22. Una miscela gassosa ha la seguente composizione in peso: 25 % (p/p) di N_2 e 75% (p/p) di H_2 . Sapendo che la pressione totale è di 5 atm, calcolare la pressione parziale dei due gas.

RISOLUZIONI

- 0,9
- 0,014
- 7,46
- $6,21\{2HCl + Zn \rightarrow H_2 + ZnCl_2\}$
- $\{2Na + Cl_2 \rightarrow 2NaCl\}$ 7,78 atm
- $\{C + O_2 \rightarrow CO_2\}$ 20.5 gr di CO_2 ; rimangono 4,4 gr di C
- | | | | |
|-----------|-------------|--------------|------------|
| a) 56,6 g | b) 103 g | c) 137,9 atm | d) 205,3 l |
| a) 14 g | b) 3,9 moli | c) 15,2 atm | |
- | | | |
|---------------------|----------------------|----------------------|
| $P_{Kr} = 178,6$ mm | $P_{tot} = 789,3$ mm | $\chi_{Kr} = 77,4\%$ |
|---------------------|----------------------|----------------------|
- 1,38 g

11. $1,933 \cdot 10^{14}$
12. a) 11,7% b) 30,6% c) 34,8%
13. 801,3 l
14. 408 ml
15. coeff.stech. (4,11 - 2,8) 1282,5 l di aria 235 l di anidride solforosa
16. coeff.stech. (1,4,1 - 1,2) (3,4,2 - 2,4,1) 11,6 l di ossigeno
17. 342 l
18. 2,17 atm
19. 1498 g
20. 3,73 g/l
21. 1,2 g/l ossigeno = 23,1% azoto = 75,5% argon = 1,3% anidride carbonica = 0,045%
22. 4,884 atm 0,116 atm

ESERCIZI – II PARTE

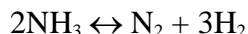
Sommario

1. EQUILIBRI CHIMICI IN FASE GASSOSA	1
2. pH	10
3. TITOLAZIONI	15
4. EQUILIBRI DI DISSOCIAZIONE IONICA	17
Dissociazione di acidi e basi.....	17
Equilibri di idrolisi.....	23
Soluzioni tampone	32
Equilibri di solubilità.....	36
5. ELETTROCHIMICA	40

1. EQUILIBRI CHIMICI IN FASE GASSOSA

Problemi risolti

A) In un contenitore del volume di 4 l a 327 °C vengono introdotti 85 g di NH₃. Si stabilisce il seguente equilibrio



Sapendo che la K_c vale 4,9·10², calcolare

a) la concentrazione delle specie chimiche in equilibrio, la pressione esercitata dalla miscela gassosa all'equilibrio e la K_p;

b) come variano le concentrazioni d'equilibrio e la pressione della miscela dopo aver lasciato che il sistema si espanda, a temperatura costante, da un volume di 4l a un volume di 8 l.

a) Calcoliamo la concentrazione iniziale dell'ammoniaca

$$[\text{NH}_3]_{\text{iniz}} = \frac{n}{V} = \frac{W/P_m}{V} = \frac{85/17}{4} = 1,25 \text{ mol/l}$$

se indichiamo con X la concentrazione dell'azoto all'equilibrio, dall'analisi dei coefficienti stechiometrici deduciamo che ogni 2X moli di NH₃ che reagiscono se ne formano X di N₂ e 3X di H₂.

Costruiamo una tabella in cui compaiano le concentrazioni iniziali e di equilibrio di tutte le specie chimiche in funzione di X.

	iniziale	d'equilibrio
[NH ₃]	1,25	1,25 - 2X
[N ₂]	0	X
[H ₂]	0	3X

Determiniamo ora il valore di X tramite la relazione di Guldberg-Waage

$$K_c = \frac{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}{[\text{NH}_3]^2}$$

all'interno della quale sostituiamo i valori delle concentrazioni di equilibrio con quelli espressi in funzione di X che troviamo nella tabella precedente, ottenendo

$$4,9 \cdot 10^2 = \frac{X \cdot (3X)^3}{(1,25 - 2X)^2}$$

estraendo la radice quadrata di entrambi i membri si ottiene la seguente equazione di 2° grado

$$\frac{5,196X^2}{1,25 - 2X} = 22,136$$

che risolta fornisce il seguente valore X = 0,585 mol/l. Sostituendo tale valore possiamo ora calcolare le concentrazioni di equilibrio

$$NH_{3eq} = 1,25 - 2X = 1,25 - 2 \cdot 0,585 = 0,08 \text{ mol/l}$$

$$N_{2eq} = X = 0,585 \text{ mol/l}$$

$$H_{2eq} = 3X = 3 \cdot 0,585 = 1,755 \text{ mol/l}$$

Calcoliamo ora la pressione totale all'equilibrio

Per la legge di Dalton sulle miscele gassose, la pressione totale è uguale alla somma delle pressioni parziali

$$P_{tot} = P_{NH_3} + P_{N_2} + P_{H_2}$$

La pressione parziale di ciascun gas è calcolabile tramite l'equazione di stato dei gas perfetti. Ad esempio per l'ammoniaca essa è pari a

$$P_{NH_3} = \frac{n_{NH_3}}{V} RT = M_{NH_3} RT$$

sostituendo i valori così trovati per tutti e tre i gas nella relazione di Dalton si ottiene

$$P_{tot} = (M_{NH_3} + M_{N_2} + M_{H_2}) RT = (0,08 + 0,585 + 1,755) \cdot 0,082 \cdot 600 = 119 \text{ atm}$$

Calcoliamo ora la Kp

$$Kp = Kc(RT)^{\Delta n} = 4,9 \cdot 10^2 (0,082 \cdot 600)^2 = 1,186 \cdot 10^6$$

b) Calcoliamo le nuove concentrazioni di equilibrio e la pressione dopo l'espansione.

Aumentare il volume del recipiente significa in pratica diminuire la pressione. Per il principio di Le Chatelier ci dobbiamo attendere che il sistema modifichi il suo equilibrio spostandosi verso destra dove sono presenti un numero maggiore di moli.

Ricalcoliamo la concentrazione iniziale dell'ammoniaca che passa da 1,25 mol/l a

$$[NH_3]_{iniz} = \frac{n}{V} = \frac{W/Pm}{V} = \frac{85/17}{8} = 0,625 \text{ mol/l}$$

Ricalcoliamo ora le concentrazioni di equilibrio a partire da una concentrazione iniziale di NH_3 pari a 0,625 mol/l

	iniziale	d'equilibrio
$[NH_3]$	0.625	$0,625 - 2X$
$[N_2]$	0	X
$[H_2]$	0	$3X$

Determiniamo il valore di X tramite la relazione di Guldberg-Waage

$$4,9 \cdot 10^2 = \frac{X \cdot (3X)^3}{(0,625 - 2X)^2}$$

Dopo aver estratto la radice quadrata e risolto l'equazione di 2° grado si ottiene il seguente valore

$$X = 0,302 \text{ mol/l}$$

le nuove concentrazioni di equilibrio saranno perciò

$$[NH_3]_{eq} = 0,625 - 2X = 1,25 - 2 \cdot 0,302 = 0,021 \text{ mol/l}$$

$$[N_2]_{eq} = X = 0,302 \text{ mol/l}$$

$$[H_2]_{eq} = 3X = 3 \cdot 0,302 = 0,906 \text{ mol/l}$$

La percentuale di moli che hanno reagito all'equilibrio è ora pari a

$$\frac{2X}{[NH_3]_{iniz}} 100 = \frac{0,604}{0,625} 100 = 96,6\%$$

Mentre quando il volume era di 4 l tale percentuale risultava pari a

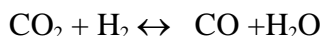
$$\frac{2X}{[NH_3]_{iniz}} 100 = \frac{1,17}{1,25} 100 = 93,6\%$$

Dunque la diminuzione della pressione ha spostato l'equilibrio verso destra (una percentuale maggiore di molecole di NH_3 hanno infatti reagito)

La pressione totale all'equilibrio è ora pari a

$$P_{tot} = (M_{NH_3} + M_{N_2} + M_{H_2})RT = (0,021 + 0,302 + 0,906) \cdot 0,082 \cdot 600 = 60,5 atm$$

B) In un reattore di 1 litro a 2000 °K vengono introdotti 57,2 g di CO_2 e 2,6 g di H_2 , Si stabilisce il seguente equilibrio



Sapendo che a 2000 °K la $K_c = 4,40$, calcolare

- le concentrazioni di equilibrio
- come variano le concentrazioni di equilibrio se vengono introdotti 7 g di CO
- come variano le concentrazioni di equilibrio se la concentrazione iniziale di H_2 è 2 M
- quale deve essere la concentrazione iniziale di H_2 affinché il vapor d'acqua che si forma sviluppi all'equilibrio una pressione parziale di 20 atm.

Calcoliamo la concentrazione iniziale di CO_2 e di H_2

$$[CO_2]_{iniz} = \frac{n}{V} = \frac{W/Pm}{V} = \frac{57,2/44}{1} = 1,3 mol/l$$

$$[H_2]_{iniz} = \frac{n}{V} = \frac{W/Pm}{V} = \frac{2,6/2}{1} = 1,3 mol/l$$

Indichiamo con X la concentrazione di CO all'equilibrio e costruiamo la seguente tabella

	iniziale	d'equilibrio
$[CO_2]$	1,3	1,3 - X
$[H_2]$	1,3	1,3 - X
$[CO]$	0	X
$[H_2O]$	0	X

Determiniamo il valore di X tramite la relazione di Guldberg-Waage

$$K_c = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]}$$

$$4,4 = \frac{X^2}{(1,3 - X)^2}$$

Estraendo la radice quadrata di entrambi i membri e risolvendo si ottiene

$$X = 0,88 \text{ mol/l}$$

$$[\text{CO}_2]_{\text{eq}} = [\text{H}_2]_{\text{eq}} = 1,3 - X = 1,3 - 0,88 = 0,42 \text{ mol/l}$$

$$[\text{CO}]_{\text{eq}} = [\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = X = 0,88 \text{ mol/l}$$

b) Calcoliamo come variano le concentrazioni di equilibrio introducendo 7 g di CO. Si tratta di aumentare la concentrazione di un prodotto di reazione e per il principio di Le Chatelier ci dovremmo attendere che l'equilibrio regredisca spostandosi a sinistra.

7 g di CO corrispondono a $W/P_m = 7/28 = 0,25$ moli

La nuova tabella delle concentrazioni sarà

	iniziale	d'equilibrio
$[\text{CO}_2]$	1,3	$1,3 - X$
$[\text{H}_2]$	1,3	$1,3 - X$
$[\text{CO}]$	0,25	$X + 0,25$
$[\text{H}_2\text{O}]$	0	X

Scriviamo la relazione di equilibrio

$$4,4 = \frac{X(X + 0,25)}{(1,3 - X)^2}$$

si ottiene un'equazione di 2° grado che risolta da il seguente risultato $X = 0,843 \text{ mol/l}$

Le nuove concentrazioni di equilibrio diventano

$$[\text{CO}_2]_{\text{eq}} = 1,3 - X = 1,3 - 0,843 = 0,457 \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 1,3 - X = 1,3 - 0,843 = 0,457 \text{ mol/l}$$

$$[\text{CO}]_{\text{eq}} = X + 0,25 = 0,843 + 0,25 = 1,093 \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = X = 0,843 \text{ mol/l}$$

Come si può notare la concentrazione dei reagenti è aumentata ($0,457 > 0,42$) rispetto al caso precedente: l'equilibrio si è spostato a sinistra.

c) calcoliamo come variano le concentrazioni di equilibrio se la concentrazione iniziale di H_2 è 2 M anziché 1,2 M. Ci si deve attendere che, aumentando la concentrazione di un reagente l'equilibrio si sposti verso destra.

La nuova tabella delle concentrazioni sarà

	iniziale	d'equilibrio
$[\text{CO}_2]$	1,3	$1,3 - X$
$[\text{H}_2]$	2	$2 - X$
$[\text{CO}]$	0	X
$[\text{H}_2\text{O}]$	0	X

Scriviamo la relazione di equilibrio

$$4,4 = \frac{X^2}{(1,3 - X)(2 - X)}$$

risolvendo l'equazione otteniamo $X = 1,042 \text{ mol/l}$

Le nuove concentrazioni di equilibrio diventano

$$[\text{CO}_2]_{\text{eq}} = 1,3 - X = 1,3 - 1,042 = 0,258 \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}_2]_{\text{eq}} = 2 - X = 2 - 1,042 = 0,958 \text{ mol/l}$$

$$[\text{CO}]_{\text{eq}} = X = 1,042 = 1,042 \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}} = X = 1,042 \text{ mol/l}$$

Come si può notare la concentrazione dei prodotti di reazione è aumentata ($1,42 > 0,88$) rispetto al caso a): l'equilibrio si è spostato a destra.

d) Calcoliamo che concentrazioni iniziali devono avere i reagenti affinché il vapor d'acqua all'equilibrio sviluppi una pressione parziale di 20 atm.

Dalla equazione di stato dei gas calcoliamo che concentrazione deve avere il vapor d'acqua per sviluppare una pressione di 20 atm a 2000 °K

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{n_{\text{H}_2\text{O}}}{V} RT = M_{\text{H}_2\text{O}} RT$$

da cui

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O}}}{RT} = \frac{20}{0,082 \cdot 2000} = 0,122 \text{ mol/l}$$

Se la concentrazione di equilibrio del vapor d'acqua è pari a 0,122 mol/l se ne deduce che 0,122 mol/l di H_2 e altrettante di CO_2 hanno reagito e devono essere sottratte alle rispettive concentrazioni iniziali

Posto quindi pari ad Y la concentrazione iniziale di H_2 , le concentrazioni di equilibrio saranno

	iniziale	d'equilibrio
$[\text{CO}_2]$	Y	Y - 0,122
$[\text{H}_2]$	Y	Y - 0,122
$[\text{CO}]$	0	0,122
$[\text{H}_2\text{O}]$	0	0,122

la relazione di equilibrio diventa

$$4,4 = \frac{0,122^2}{(Y - 0,122)^2}$$

che risolta fornisce il seguente valore $Y = 0,18 \text{ mol/l}$

La concentrazione iniziale dell'idrogeno deve quindi essere

$$Y = [\text{H}_2]_{\text{iniz}} = 0,18 \text{ mol/l}$$

C) In un recipiente a 60 °C vengono introdotti 138 g di N_2O_4 e 23 g di NO_2 . Si stabilisce il seguente equilibrio



Sapendo che a 60 °C la $K_c = 8,75 \cdot 10^{-2}$ e che all'equilibrio la pressione totale della miscela è pari a 1,47 atm, calcolare la pressione parziale, la concentrazione delle due specie chimiche all'equilibrio e il volume del recipiente.

Calcoliamo la K_p della reazione

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n} = 8,75 \cdot 10^{-2} (0,082 \cdot 333)^1 = 2,39$$

Calcoliamo il numero di moli introdotte

$$n_{N_2O_4} = \frac{W_{N_2O_4}}{Pm_{N_2O_4}} = \frac{138}{92} = 1,5 \text{ moli}$$

$$n_{NO_2} = \frac{W_{NO_2}}{Pm_{NO_2}} = \frac{23}{46} = 0,5 \text{ moli}$$

Posto pari ad X il numero di moli di ipozotite N_2O_4 che reagiscono, 2X saranno le moli di biossido di azoto NO_2 che si formano.

All'equilibrio saranno quindi presenti

(1,5 - X) moli di N_2O_4

(0,5 + 2X) moli di NO_2

per un totale di (1,5 - X) + (0,5 + 2X) = (2 + X) moli

Le frazioni molari di ciascun gas e le rispettive pressioni parziali in funzione di X saranno perciò

$$\chi_{N_2O_4} = \frac{n_{N_2O_4}}{n_{tot}} = \frac{1,5 - X}{2 + X} \quad P_{N_2O_4} = \chi_{N_2O_4} \cdot P_{tot} = \frac{1,5 - X}{2 + X} \cdot 1,47$$

$$\chi_{NO_2} = \frac{n_{NO_2}}{n_{tot}} = \frac{0,5 + X}{2 + X} \quad P_{NO_2} = \chi_{NO_2} \cdot P_{tot} = \frac{0,5 + X}{2 + X} \cdot 1,47$$

Utilizziamo le pressioni parziali nella relazione di equilibrio espressa come K_p

$$K_p = \frac{(P_{NO_2})^2}{(P_{N_2O_4})}$$

$$2,39 = \frac{\left(\frac{0,5 + X}{2 + X} \cdot 1,47 \right)^2}{\frac{1,5 - X}{2 + X} \cdot 1,47}$$

Otteniamo un'equazione di 2° grado che, risolta, fornisce il seguente risultato: X = 0,69 moli

Sostituendo opportunamente il valore trovato possiamo determinare le frazioni molari e le pressioni parziali dei due gas all'equilibrio, che assumono i seguenti valori

$$\chi_{N_2O_4} = \frac{1,5 - X}{2 + X} = 0,301 \quad P_{N_2O_4} = \chi_{N_2O_4} \cdot P_{tot} = 0,301 \cdot 1,47 = 0,442$$

$$\chi_{NO_2} = \frac{0,5 + X}{2 + X} = 0,699$$

$$P_{NO_2} = \chi_{NO_2} \cdot P_{tot} = 0,699 \cdot 1,47 = 1,028$$

Poichè le pressioni parziali all'equilibrio sono direttamente proporzionali alle rispettive concentrazioni di equilibrio, possiamo facilmente calcolare queste ultime con l'equazione di stato dei gas perfetti

$$P_{NO_2} = \frac{n_{NO_2}}{V} RT = M_{NO_2} RT$$

da cui

$$M_{NO_2} = \frac{P_{NO_2}}{RT} = \frac{1,028}{0,082 \cdot 333} = 3,76 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

e

$$M_{N_2O_4} = \frac{P_{N_2O_4}}{RT} = \frac{0,442}{0,082 \cdot 333} = 1,62 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

Calcoliamo ora il volume del recipiente

Poichè all'equilibrio si formano complessivamente $2 + X = 2 + 0,69 = 2,69$ moli e la pressione totale è di 1,47 atmosfere, il volume sarà uguale a

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{2,69 \cdot 0,082 \cdot 333}{1,47} = 50 \text{ litri}$$

Si noti che avendo calcolato il volume le concentrazioni di equilibrio potevano essere determinate anche:

$$[N_2O_4]_{eq} = \frac{n_{N_2O_4eq}}{V} = \frac{1,5 - X}{50} = \frac{1,5 - 0,69}{50} = 1,62 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$[NO_2]_{eq} = \frac{n_{NO_2eq}}{V} = \frac{0,5 + 2X}{50} = \frac{0,5 + 1,38}{50} = 3,76 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

Problemi da risolvere

1. $CO_2 + H_2 \leftrightarrow CO + H_2O$

A 1120°C le concentrazioni di equilibrio delle diverse specie chimiche sono le seguenti:

$[CO_2] = [H_2] = [CO] = 0,01M$ $[H_2O] = 0,02M$

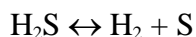
Calcolare la Kc

2. $PCl_5 \leftrightarrow PCl_3 + Cl_2$

Sapendo che la costante di equilibrio a 200°C è $K_c = 0,457 \text{ mol/l}$, calcolare quanti grammi di Pentacloruro rimangono indecomposti all'equilibrio(g) in un recipiente di 30 l. La Concentrazione iniziale del Pentacloruro è 0,3 M

Calcolare inoltre la pressione sviluppata dalla miscela dei 3 gas una volta raggiunto l'equilibrio.

3. L'acido solfidrico a 1065°C si decompone secondo la reazione



Sapendo che la $K_c = 1,1 \cdot 10^{-4}$ mol/l, calcolare quanti grammi di zolfo si formano all'equilibrio in un recipiente di 5 l in cui la concentrazione iniziale di acido solfidrico era 0,7M

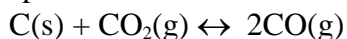
4. A 60°C la reazione $\text{N}_2\text{O}_4 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ presenta $K_c = 8,75 \cdot 10^{-2}$ mol/l. Se poniamo 50 g di N_2O_4 gassoso in un recipiente di 1 l, quale sarà la pressione sviluppata dai due gas all'equilibrio?

5. In un recipiente del volume di 1 l avviene la seguente reazione:



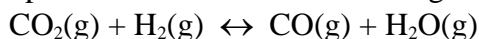
sapendo che a 212°C la K_p vale 0,338 atm, calcolare quante moli di SbCl_5 non si decompongono e sono presenti all'equilibrio se nel recipiente vengono inizialmente introdotte $2,75 \cdot 10^{-2}$ moli di SbCl_5 .

6. In un reattore portato alla temperatura di 1023°K avviene la reazione



per la quale la costante di equilibrio K_p vale 3,1 atm. Calcolare la composizione percentuale della fase gassosa all'equilibrio se la pressione totale è di 5 atm e la K_c alla temperatura data.

7. In un recipiente di 2 l alla temperatura di 703°K avviene la seguente reazione

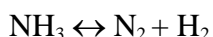


Calcolare la quantità in grammi di CO e H_2O presenti all'equilibrio se inizialmente sono presenti 88 g di CO_2 e 4 g di H_2 .

8. In un recipiente ermeticamente chiuso del volume di 10 l sono stati introdotti SO_2 e O_2 gassosi. Calcolare la costante K_c sapendo che all'equilibrio sono presenti 7 moli di SO_3 , 3 moli di SO_2 e 912,5 moli di O_2 .

9. Nella reazione $2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \leftrightarrow \text{O}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2(\text{g})$, a 1227°C, la costante di equilibrio vale $K_p = 4 \cdot 10^{-12}$ atm. Calcolare la K_c .

10. In un recipiente di 5 l a 400°C viene introdotta 1 mole di $\text{NH}_3(\text{g})$. Si produce la seguente reazione



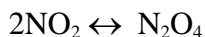
Dopo aver bilanciato, calcolare K_c e K_p sapendo che all'equilibrio $\text{N}_2 = 8,6 \cdot 10^{-2}$ M.

11. In un recipiente di 5 l viene introdotta 1 mole di N_2 e 1 mole di O_2 . Se si riscalda la miscela fino a 2000°C, quante moli di NO si formeranno sapendo che a quella temperatura $K_c = 0,1$.

12. Data la reazione $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \leftrightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$, calcolare la K_c a 300°C, sapendo che in un recipiente di 5 l la miscela dei tre gas all'equilibrio è formata da 1 mole di NH_3 , 0,1 moli di N_2 e 3 moli di H_2 .

13. In un recipiente di 10 l vengono introdotte 10 moli di N_2 e 10 moli di NO. Calcolare la concentrazione delle specie chimiche all'equilibrio per la reazione $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$ ($K_c = 3,46 \cdot 10^{-3}$).

14. Il biossido di azoto è un gas in equilibrio con la sua forma dimera, l'ipozotite, secondo il seguente equilibrio



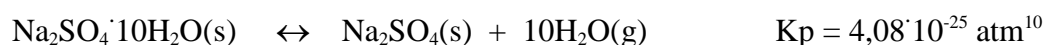
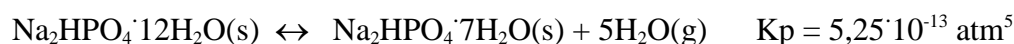
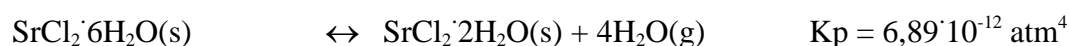
Calcolare la K_c di tale reazione, sapendo che dopo aver inizialmente introdotto 92 g di biossido in un recipiente di 1 litro si trovano all'equilibrio 0,5 moli di N_2O_4 .

15. Data la seguente reazione: $2NOBr(g) \leftrightarrow 2NO(g) + Br_2(g)$

Calcolare la K_p sapendo che a $25^\circ C$ e ad una pressione di 0,25 atm (pressione totale della miscela di gas all'equilibrio) il bromuro di nitrosile (NOBr) è dissociato al 34%.

16. Data la seguente reazione $CO(g) + H_2O(g) \leftrightarrow CO_2(g) + H_2(g)$ la cui costante di equilibrio a $986^\circ C$ vale 0,63; calcolare la concentrazione di equilibrio dell'idrogeno e la pressione parziale di ciascun gas, se una miscela inizialmente composta di 1 mole di vapor d'acqua e da 3 moli di CO, raggiunge il suo equilibrio ad una pressione totale di 2 atmosfere. Calcolare inoltre il volume del recipiente e la molarità del vapor d'acqua all'equilibrio.

17. Le costanti di equilibrio K_p delle seguenti reazioni vengono date a $0^\circ C$



Sapendo che la tensione di vapore dell'acqua a $0^\circ C$ è di 4,58 mm, calcolare:

a) la tensione di vapore dell'acqua in equilibrio a $0^\circ C$ con i tre sali;

b) quale dei tre sali reagenti è il disidratante più efficace;

c) per quali valori di umidità relativa dell'aria $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ diventa efflorescente a $0^\circ C$.

18. A $27^\circ C$ e 1 atm il 20% delle molecole di ipoazotite si trasformano in biossido di azoto secondo la reazione $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$ Determinare la K_p e la K_c .

RISOLUZIONI

1. $K_c = 2$

2. 584 gr 19,65 atm

3. 1,36 g

4. 17,6 atm

5. $1,59 \cdot 10^{-2}$ moli

6. 46,4% CO_2 e 53,6% CO $K_c = 3,69 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$

7. 18,66 g 12 g

8. $5,97 \cdot 10^{-2} (\text{mol/l})^{-1}$

9. $3,25 \cdot 10^{-14} \text{ mol/l}$

10. $K_c = 1,88 (\text{mol/l})^2$ $K_p = 5,8 \cdot 10^3 \text{ atm}^2$

11. 0,27 moli

12. $9,26 (\text{mol/l})^{-2}$

13. $N_2 = 1,475 \text{ M}$ $O_2 = 0,475 \text{ M}$ $NO = 5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$

14. $0,5 (\text{mol/l})^{-1}$.

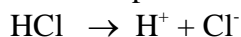
15. $9,64 \cdot 10^{-3}$ atm
 16. 0,68 moli di H_2 $P_{CO} = 1,16$ atm $P_{H_2O} = 0,16$ atm $P_{CO_2} = P_{H_2} = 0,34$ atm $V = 206,5$ l
 $H_2O_{eq} = 1,55 \cdot 10^{-3}$ M
 17. a) 1,23 mm; 2,66 mm; 2,77 mm
 b) $SrCl_2 \cdot 2H_2O$ poichè possiede la pressione di vapor d'acqua d'equilibrio (1,23 mm) più bassa
 c) inferiori a 60,5% (= 2,77/4,58)
 18. $K_p = 0,17$ atm $K_c = 6,91 \cdot 10^{-3}$.

2. pH

Problemi risolti

A) Calcolare il pH di una soluzione $1 \cdot 10^{-3}$ M e $1 \cdot 10^{-7}$ M di HCl.

L'acido cloridrico è un acido forte completamente dissociato secondo l'equilibrio



Poichè tutte le molecole di HCl si trasformano in altrettante ioni H^+ , all'equilibrio la concentrazione degli ioni H^+ è pari alla concentrazione iniziale dell'acido. il pH sarà perciò pari a

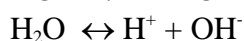
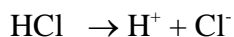
$$pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10}[HCl]_{iniz} = -\log_{10}[10^{-3}] = 3$$

Calcoliamo ora il pH di una soluzione $1 \cdot 10^{-7}$ M di HCl.

Applicando il metodo precedente otterremo un $pH = 7$, il che è assurdo in quanto la soluzione contiene un acido forte, anche se molto diluito, e non può quindi presentare pH neutro.

In effetti quando la concentrazione di un acido o di una base forte scende sotto le 10^{-6} mol/l non è più possibile trascurare gli ioni H^+ provenienti dalla dissociazione dell'acqua, che, per l'acqua pura sappiamo essere 10^{-7} mol/l.

E' quindi necessario in questo caso prendere in considerazione contemporaneamente i due equilibri e sommare gli ioni H^+ provenienti dall'acido e quelli provenienti dall'acqua



Naturalmente non è possibile semplicemente sommare i 10^{-7} ioni H^+ provenienti dall'acido con i 10^{-7} ioni H^+ provenienti dall'acqua pura, infatti mentre l'acido forte rimane completamente dissociato, l'acqua, in presenza dei 10^{-7} ioni H^+ provenienti dall'acido, sposta il suo equilibrio verso sinistra, in risposta all'aumentata concentrazione di uno dei suoi prodotti di reazione (H^+). L'apporto di ioni H^+ dell'acqua sarà dunque minore di 10^{-7} mol/l.

Se indichiamo con X gli ioni OH^- provenienti dalla dissociazione dell'acqua, gli ioni H^+ complessivamente in soluzione saranno dati da X ioni provenienti dall'acqua più 10^{-7} ioni provenienti dall'acido. Poichè tali concentrazioni devono soddisfare al prodotto ionico dell'acqua potremo scrivere

$$K_w = 10^{-14} = [H^+][OH^-] = (X + 10^{-7})X$$

risolvendo l'equazione di 2° grado si ottiene

$$X = OH^- = 6,18 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$$

$$H^+ = X + 10^{-7} = 1,62 \cdot 10^{-7}$$

ed il pH risulta perciò pari a

$$pH = -\log_{10} [H^+] = -\log_{10} [1,62 \cdot 10^{-7}] = 6,79$$

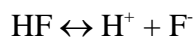
Lo stesso risultato poteva essere ottenuto impostando un sistema di due equazioni con incognite OH^- e H^+ .

$$\begin{cases} [H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14} \\ [H^+] = [OH^-] + [Cl^-] \end{cases}$$

dove la prima equazione è la condizione di equilibrio per la reazione di dissociazione dell'acqua (prodotto ionico) e la seconda è la cosiddetta condizione di elettroneutralità, per cui la soluzione deve essere complessivamente neutra e la somma delle cariche positive deve sempre essere pari alla somma delle cariche negative. Si osservi che Cl^- non è un'incognita, ma vale in questo caso 10^{-7} mol/l derivando dalla completa dissociazione dell'acido.

B) Calcolare il pH e il grado di dissociazione di una soluzione 1 M e 10^{-5} M di acido fluoridrico, sapendo che la sua costante di dissociazione è $K_a = 3,53 \cdot 10^{-4}$.

In questo caso l'acido non è completamente dissociato ed è quindi necessario calcolare la concentrazione di equilibrio degli ioni H^+ sulla base del valore della costante di dissociazione. La reazione di dissociazione è la seguente



Se indichiamo con X le moli/l di HCl che si dissociano all'equilibrio, possiamo costruire la seguente tabella delle concentrazioni

	iniziale	d'equilibrio
[HF]	1	1 - X
[H ⁺]	0	X
[F ⁻]	0	X

esprimiamo ora i valori di equilibrio in funzione di K_a

$$K_a = 3,53 \cdot 10^{-4} = \frac{[H^+] \cdot [F^-]}{[HF]} = \frac{X^2}{1 - X}$$

risolvendo l'equazione di 2° grado si ottiene

$$X = H^+ = 1,86 \cdot 10^{-2}$$

ed il pH vale quindi

$$pH = -\log_{10} [H^+] = -\log_{10} [1,86 \cdot 10^{-2}] = 1,73$$

Calcoliamo ora il grado di dissociazione

$$\alpha = \frac{n_{dissociate}}{n_{iniziali}} = \frac{1,86 \cdot 10^{-2}}{1} = 0,0186 = 1,86\%$$

Come si può notare in questo caso la concentrazione degli ioni H^+ è molto piccola se confrontata con la concentrazione iniziale dell'acido. Ciò avviene in generale quando la concentrazione iniziale dell'acido è sufficientemente elevata ($> 10^{-2}$ mol/l) e la K_a sufficientemente piccola ($< 10^{-5}$). In questi casi è possibile semplificare il calcolo, trascurando la X a denominatore nella relazione di equilibrio.

Ponendo cioè per un acido generico HA

$$[HA]_{iniz} - X \cong [HA]_{iniz}$$

La relazione di equilibrio diventa perciò

$$K_a = \frac{X^2}{[HA]_{iniz}}$$

e la concentrazione di equilibrio degli ioni H^+ può essere più velocemente calcolata con la seguente relazione semplificata

$$[H^+]_{eq} = X = \sqrt{[HA]_{iniz} \cdot K_a}$$

Applicando tale relazione al problema appena risolto avremmo ottenuto $X = H^+ = 1,88 \cdot 10^{-2}$ mol/l, che differisce di solo 2 unità nell'ultima cifra significativa rispetto al risultato esatto.

Calcoliamo ora il pH ed il grado di dissociazione di una soluzione $1 \cdot 10^{-5}$ M di HF

La relazione di equilibrio diventa

$$K_a = 3,53 \cdot 10^{-4} = \frac{[H^+] \cdot [F^-]}{[HF]} = \frac{X^2}{1 \cdot 10^{-5} - X}$$

Risolvendo l'equazione di 2° grado otteniamo $X = H^+ = 9,73 \cdot 10^{-6}$ ed il pH vale quindi

$$pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10}[9,73 \cdot 10^{-6}] = 5,01$$

Il grado di dissociazione diventa in questo caso

$$\alpha = \frac{n_{dissociate}}{n_{iniziali}} = \frac{9,73 \cdot 10^{-6}}{1 \cdot 10^{-5}} = 0,973 = 97,3\%$$

Si noti come la diluizione della soluzione (diminuzione della concentrazione) abbia aumentato enormemente la percentuale di molecole dissociate. Per questo motivo non è possibile risolvere i problemi riguardanti le soluzioni troppo diluite con il metodo semplificato. In questo caso infatti X non è trascurabile rispetto alla concentrazione iniziale dell'acido.

Il metodo semplificato applicato a questo caso darebbe un valore di $X = 5,94 \cdot 10^{-5}$, chiaramente inaccettabile.

C) Una soluzione $6,8 \cdot 10^{-4}$ M di ammoniaca è dissociata al 15%. Calcolare la K_b ed il pH.

L'equilibrio che si produce nelle soluzioni acquose di ammoniaca è il seguente



Se $\alpha = 0,15$, significa che all'equilibrio il 15% delle molecole iniziali di ammoniaca si sono trasformate in altrettanti ioni ammonio NH_4^+ e in un pari numero di ioni OH^- .

Possiamo riassumere le concentrazioni di equilibrio in funzione del grado di dissociazione , mediante la seguente tabella

	iniziale	d'equilibrio
$[NH_3]$	C_{iniz}	$C_{iniz} - \alpha C_{iniz}$
$[NH_4^+]$	0	αC_{iniz}
$[OH^-]$	0	αC_{iniz}

La relazione di equilibrio può quindi essere scritta

$$K_b = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]} = \frac{(C_{iniz} \cdot \alpha)^2}{(C_{iniz} - C_{iniz} \cdot \alpha)} = \frac{C_{iniz} \cdot \alpha^2}{(1 - \alpha)} = \frac{6,8 \cdot 10^{-4} \cdot 0,15^2}{(1 - 0,15)} = 1,8 \cdot 10^{-5}$$

La concentrazione di equilibrio degli ioni OH^- è

$$[OH^-] = \alpha C_{iniz} = 0,15 \cdot 6,8 \cdot 10^{-4} = 1,02 \cdot 10^{-4}$$

La concentrazione di equilibrio degli ioni H^+ ed il pH saranno perciò

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,02 \cdot 10^{-4}} = 9,8 \cdot 10^{-11} \quad pH = -\log_{10}[H^+] = -\log_{10}[9,8 \cdot 10^{-11}] = 10$$

Problemi da risolvere

1. Calcolare il pH di una soluzione:

- $3 \cdot 10^{-3} M$ di acido cloridrico
- $0,25 M$ di acido perclorico
- $1,5 \cdot 10^{-2} M$ di idrossido di sodio
- $10^{-4} M$ di acido periodico
- $2 \cdot 10^{-1} M$ di acido nitrico
- $10^{-3} M$ di idrossido di potassio
- $6 \cdot 10^{-2} M$ di acido metaarsenioso ($K_a = 6 \cdot 10^{-10}$)
- $1,2 \cdot 10^{-3} M$ di acido ipocloroso ($K_a = 3 \cdot 10^{-8}$)
- $2 \cdot 10^{-1} M$ di acido fluoridrico ($K_a = 3,5 \cdot 10^{-4}$)
- $10^{-2} M$ di idrossido di ammonio ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$)
- $10^{-8} M$ di acido nitrico
- $5 \cdot 10^{-9} M$ di idrossido di sodio

2. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 30 ml di HCl 1,25 M e 40 ml di HCl 1,75 M.

3. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 50 ml di KOH 0,5 M e 50 ml di KOH $5 \cdot 10^{-2} M$.

4. Quanti ml di una soluzione $2 \cdot 10^{-1} M$ di $HClO_4$ occorrono per preparare 0,5 l di una soluzione a $pH = 1,65$.

5. Quanti grammi di KOH sono contenuti in 200 ml di una soluzione di idrossido di potassio a $pH = 10$.

6. Una soluzione è stata preparata aggiungendo 20 ml di HCl 0,1 M a 300 ml di acqua. Calcolare quanti grammi di HCl sono presenti nella soluzione ed il pH della soluzione.
7. Calcolare il pH di una soluzione di acido ipocloroso ($K_a = 3,2 \cdot 10^{-8}$), preparata aggiungendo $1,5 \cdot 10^{-2}$ g di acido a 150 ml di acqua.
8. La costante di dissociazione dell'acido formico HCOOH, il più semplice acido organico, è pari a $1,8 \cdot 10^{-4}$. Qual'è il grado di dissociazione di una soluzione 10^{-3} M.
9. Calcolare la K_a di una soluzione $7,2 \cdot 10^{-2}$ M di acido benzoico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{COOH}$) a pH 2,68.
10. Che concentrazione di acido acetico ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) è necessaria per ottenere una soluzione a pH 3,45?
11. Determinare il pH e la K_b di una soluzione 10^{-2} M di NH_3 dissociata al 4,2%
12. Una soluzione di acido acetico ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) è dissociata all'1%. Determinare la molarità ed il pH della soluzione.
13. Calcolare il pH e la SO_4^{2-} per una soluzione $6 \cdot 10^{-3}$ M di acido solforico, sapendo che la prima dissociazione è totale mentre la costante di seconda dissociazione vale $1,02 \cdot 10^{-2}$.
14. Dopo aver fatto passare dell'acido cloridrico gassoso attraverso dell'acqua si ottiene una soluzione di densità $1,12 \text{ g/cm}^3$, contenente il 30,5% di HCl (p/p). Calcolare il pH della soluzione.
15. Calcolare il valore della K_a di una soluzione 0,1 M di acido formico dissociato al 4,2% .

RISOLUZIONI

1.

a) 2,52	b) 0,6	c) 12,2	d) 4
e) 0,7	f) 11	g) 5,2	h) 5,2
i) 2,07	l) 10,63	m) 6,98	n) 7,01
2. -0,186
3. 13,44
4. 56 ml
5. $1,122 \cdot 10^{-3}$ g
6. 0,073 g; pH 2,2
7. 5,1
8. = 34,4%
9. $6,25 \cdot 10^{-5}$
10. $7,35 \cdot 10^{-3}$ mol/l
11. pH = 10,6 $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$
12. 2,75
13. $\text{SO}_4^{2-} = 3,16 \cdot 10^{-3}$ mol/l pH = 2,04
14. 9,4 M
15. $K_a = 1,84 \cdot 10^{-4}$

3. TITOLAZIONI

Problemi risolti

A) Calcolare la molarità di una soluzione di $\text{Ba}(\text{OH})_2$, 25,5 ml della quale sono completamente neutralizzati da 1,5 g di una soluzione al 38% (p/p) di HCl, avente densità 1,19 g/ml.

Calcoliamo la normalità della soluzione acida

In 100 g di soluzione vi sono 38 g di HCl che corrispondono a

$$n_{\text{equiv}} = \frac{W}{P_{\text{equiv}}} = \frac{W}{Pm/n_{H^+}} = \frac{38}{36,5/1} = 1,04 \text{ equivalenti}$$

$$N_B = \frac{n_{\text{equiv}}}{V_{\text{soluz}}} = \frac{n_{\text{equiv}}}{W_{\text{soluz}}/d} = \frac{1,04}{0,100/1,19} = 1,24 \text{ eq/l}$$

La condizione di equivalenza è $N_A V_A = N_B V_B$ da cui

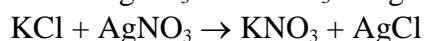
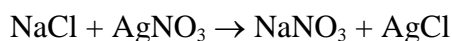
$$N_B = \frac{N_A V_A}{V_B} = \frac{N_A \cdot W_A/d}{V_B} = \frac{1,24 \cdot 0,015/1,19}{0,0255} = 0,613 \text{ eq/l}$$

Calcoliamo ora la molarità della soluzione basica

$$M_{\text{Ba}(\text{OH})_2} = \frac{N_{\text{Ba}(\text{OH})_2}}{n_{\text{OH}^-}} = \frac{0,613}{2} = 3,06 \cdot 10^{-1} \text{ mol/l}$$

B) Per titolare 0,4 g di una miscela di NaCl e KCl vengono consumati 57,5 ml di una soluzione 0,1 N di AgNO_3 . Calcolare la percentuale dei due cloruri nella miscela.

Le reazioni che avvengono sono le seguenti



Indichiamo ora con X_1 i grammi di NaCl e con X_2 i grammi di KCl, per cui

$$X_1 + X_2 = 0,4$$

Calcoliamo ora quanti grammi di AgNO_3 sono contenuti in 57,5 ml di soluzione 0,1 N. Sapendo che la normalità è uguale a

$$N = \frac{n_{\text{equiv}}}{V} = \frac{W/P_{\text{equiv}}}{V} = \frac{W}{P_{\text{equiv}} \cdot V} = \frac{W}{\frac{Pm}{n_+} \cdot V} = \frac{W \cdot n_+}{Pm \cdot V}$$

dove n_+ è il numero di cariche positive che si liberano dalla dissociazione del sale il peso in grammi W sarà pari a

$$W = \frac{N \cdot V \cdot Pm}{n_+} = \frac{0,1 \cdot 0,0575 \cdot 170}{1} = 0,9775 \text{ g}$$

Indichiamo ora con Y_1 la quantità in grammi di AgNO_3 che reagisce con X_1 grammi di NaCl e indichiamo con Y_2 la quantità in grammi di AgNO_3 che reagisce con X_2 grammi di KCl , tale che

$$Y_1 + Y_2 = 0,9775$$

Potremo infine scrivere le seguenti proporzioni

$$Pm_{\text{NaCl}} : Pm_{\text{AgNO}_3} = X_1 : Y_1$$

$$Pm_{\text{KCl}} : Pm_{\text{AgNO}_3} = X_2 : Y_2$$

esplicitando Y_1 ed Y_2 e sommando membro a membro, otteniamo un'equazione nelle due variabili X_1 e X_2

$$Y_1 = \frac{Pm_{\text{AgNO}_3} \cdot X_1}{Pm_{\text{NaCl}}} = \frac{170 \cdot X_1}{58,45} \qquad Y_2 = \frac{Pm_{\text{AgNO}_3} \cdot X_2}{Pm_{\text{KCl}}} = \frac{170 \cdot X_2}{74,56}$$

$$Y_1 + Y_2 = \frac{170 \cdot X_1}{58,45} + \frac{170 \cdot X_2}{74,56} = 0,9775$$

Quest'ultima relazione, assieme alla relazione

$$X_1 + X_2 = 0,4$$

Forma un sistema di due equazioni nelle incognite X_1 e X_2 che, risolto, ci fornisce i seguenti risultati

$$X_1 = 0,104 \text{ g} \qquad X_2 = 0,296 \text{ g}$$

Le percentuali dei due sali sono perciò

$$\frac{0,104}{0,4} \cdot 100 = 26,1\% \text{ di NaCl} \qquad \text{e} \qquad \frac{0,296}{0,4} \cdot 100 = 73,9\% \text{ di KCl}$$

Problemi da risolvere

1. Determinare la normalità di una soluzione di acido ortofosforico, 40 ml della quale neutralizzano 120 ml di una soluzione 0,531 N di NaOH .
2. Calcolare che volume di una soluzione 5 N di acido solforico è necessario utilizzare per neutralizzare una soluzione che contiene 2,5 g di NaOH . Determinare inoltre quanti grammi di H_2SO_4 sono necessari.
3. 50 ml di una soluzione di carbonato di sodio sono equivalenti a 56,3 ml di soluzione 0,102 N di acido cloridrico. Calcolare quanti grammi di CaCO_3 potrebbero precipitare se fosse aggiunto un eccesso di CaCl_2 a 100 ml di soluzione di Na_2CO_3 .
4. 10 ml di una soluzione di solfato ammonico vengono trattati con un eccesso di NaOH . L'ammoniaca gassosa che si sviluppa reagisce con 50 ml di HCl 0,1 N. Per neutralizzare l'acido

rimasto sono necessari 21,5 ml di NaOH 0,098 N. Calcolare la molarità della soluzione di $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ e la sua concentrazione in g/l.

5. Il contenuto in ioduro di una soluzione viene determinato mediante titolazione con solfato cerico $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$. In presenza di HCl lo ione I^- viene ossidato dal Ce^{4+} e si forma ICl (cloruro di iodio). Calcolare la molarità e la concentrazione in g/l di una soluzione di ioduro, 250 ml della quale reagiscono con 20 ml di soluzione 0,05 N di Ce^{4+} .

6. Per titolare 100 g di una miscela di carbonato di calcio e carbonato di potassio vengono usati 312 ml di una soluzione 5 N di acido solforico. Calcolare le percentuali dei due carbonati nella miscela ed il volume di anidride carbonica che si sviluppa in condizioni normali.

7. 0,246 g di Na_2CO_3 impuro reagiscono completamente con 36,8 ml di H_2SO_4 . Sapendo che 10 ml di questa soluzione acida reagiscono completamente con 12 ml di NaOH 0,1 N, calcolare la percentuale di Na_2CO_3 presente nel campione.

8. A 15 ml di una soluzione di acido solforico viene aggiunto BaCl_2 fino a completa precipitazione di BaSO_4 . Calcolare la normalità della soluzione acida sapendo che sono precipitati 0,42 g di BaSO_4 .

9. Calcolare quanti grammi di idrossido di potassio sono necessari per reagire completamente con 250 ml di soluzione 3 N di acido solforico.

10. Una soluzione acquosa contiene 2,3 g di una miscela di NaOH e di KOH che viene neutralizzata da 96,6 ml di acido solforico 0,5 N. Calcolare la quantità dei due idrossidi presenti in soluzione.

RISOLUZIONI

- | | | | | |
|--|--------------------------|------------|------------|----------|
| 1. 1,59 N | 2. 12,5 ml | 3. 0,574 g | 4. 0,145 M | 19,1 g/l |
| 5. $2 \cdot 10^{-3}$ M | 0,245 g/l | | | |
| 6. 20% di CaCO_3 e 80% di K_2CO_3 | 17,45 l di CO_2 | | | |
| 7. 95,14 % | | | | |
| 8. 0,24 N | | | | |
| 9. 42 g | | | | |
| 10. 1 g di NaOH | 1,3 g di KOH | | | |

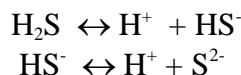
4. EQUILIBRI DI DISSOCIAZIONE IONICA

Dissociazione di acidi e basi

Problemi risolti

A) Calcolare la concentrazione delle specie chimiche all'equilibrio, in una soluzione $3 \cdot 10^{-2}$ M di H_2S , sapendo che la costante di prima dissociazione vale $K_1 = 1 \cdot 10^{-7}$ e la costante di seconda dissociazione vale $K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$.

Negli acidi poliprotici devono essere considerati i diversi equilibri di dissociazione. Nel caso particolare gli equilibri sono i seguenti



In teoria i due equilibri andrebbero considerati contemporaneamente in quanto gli ioni H^+ prodotti da ciascuna dissociazione rappresentano un prodotto di reazione per l'altra e ciascun equilibrio tende perciò a regredire spostandosi verso sinistra.

Chiamando X la concentrazione di ioni H^+ prodotta dal primo equilibrio e Y la concentrazione di ioni H^+ prodotta dal secondo equilibrio, sarebbe necessario risolvere il seguente sistema di equazioni, che garantisce che entrambe le condizioni di equilibrio siano contemporaneamente soddisfatte.

$$\begin{aligned} K_1 &= \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]} = \frac{(X+Y) \cdot (X-Y)}{3 \cdot 10^{-2} - X} \\ K_2 &= \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]} = \frac{(X+Y) \cdot Y}{X-Y} \end{aligned}$$

La risoluzione risulta però lunga e laboriosa, generando tra l'altro un'equazione di 4° grado.

Nella maggior parte dei casi è possibile ricorrere ad un metodo di soluzione semplificato. In particolare, quando K_1 risulta maggiore di K_2 di almeno 3-4 ordini di grandezza è possibile considerare il primo equilibrio di dissociazione prevalente e procedere alla soluzione separata dei due equilibri.

Prendiamo dunque in considerazione il primo equilibrio come se non fosse presente il secondo

$$K_1 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HS}^-]}{[\text{H}_2\text{S}]} = \frac{X^2}{3 \cdot 10^{-2} - X} = 1 \cdot 10^{-7}$$

La soluzione dell'equazione di 2° grado ci fornisce il seguente valore $X = [\text{H}^+]_{\text{I}} = [\text{HS}^-] = 5,47 \cdot 10^{-5}$.

Dove $[\text{H}^+]_{\text{I}}$ rappresenta la concentrazione di ioni H^+ prodotti dalla prima dissociazione.

Utilizziamo ora la concentrazione di HS^- trovata, come concentrazione iniziale per la seconda dissociazione e teniamo conto in questo caso che gli ioni H^+ provenienti dalla prima dissociazione spostano l'equilibrio verso sinistra

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{S}^{2-}]}{[\text{HS}^-]} = \frac{(5,47 \cdot 10^{-5} + Y)Y}{5,47 \cdot 10^{-5} - Y} = 1 \cdot 10^{-14}$$

Essendo la K_a estremamente piccola Y avrà un valore che potrà essere tranquillamente trascurato sia nella somma a numeratore che nella differenza a denominatore. Otteniamo in tal modo il seguente risultato $Y = [\text{H}^+]_{\text{II}} = [\text{S}^{2-}] = 1 \cdot 10^{-14}$.

Come si può notare la concentrazione di ioni H^+ provenienti dalla seconda dissociazione è talmente bassa che, anche se sommata alla concentrazione degli ioni H^+ proveniente dalla prima dissociazione non ne modifica il valore

$$[\text{H}^+]_{\text{tot}} = [\text{H}^+]_{\text{I}} + [\text{H}^+]_{\text{II}} = X + Y = 5,47 \cdot 10^{-5} + 1 \cdot 10^{-14} = 5,47 \cdot 10^{-5}$$

Possiamo inoltre verificare che gli ioni H^+ provenienti dalla seconda dissociazione sono in concentrazione talmente esigua da giustificare la trattazione separata del primo equilibrio. La loro

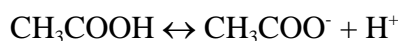
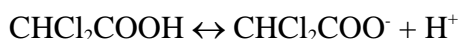
presenza in soluzione sposta infatti l'equilibrio di prima dissociazione verso sinistra di una quantità assolutamente trascurabile.

B) Calcolare il pH e le concentrazioni delle specie presenti all'equilibrio in una soluzione $1,5 \cdot 10^{-2}$ M in acido acetico ($K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$) e $1,8 \cdot 10^{-2}$ M in acido dicloroacetico ($K_a = 3,32 \cdot 10^{-2}$).

I problemi relativi a miscele di due acidi deboli sono analoghi a quelli relativi a soluzioni di acidi poliprotici (vedi problema precedente). In linea teorica infatti i due equilibri di dissociazione si influenzano reciprocamente, per cui gli ioni H^+ prodotti da ciascun acido spostano verso sinistra l'equilibrio di dissociazione dell'altro.

In pratica ciò comporta degli effetti evidenti solo se i due acidi hanno più o meno la stessa forza. Se invece le due costanti di dissociazione differiscono per almeno 3-4 ordini di grandezza, è possibile considerare l'equilibrio dell'acido più forte come prevalente (in modo analogo si è considerato prevalente il primo equilibrio di dissociazione di un acido debole biprotico) e non influenzato dalla presenza dell'acido più debole.

In questo caso i due equilibri presenti in soluzione sono i seguenti



Se poniamo

X = concentrazione di acido dicloroacetico che si dissocia = $[H^+]$ prodotta dall'acido dicloroacetico

M_{DCAc} = concentrazione iniziale dell'acido dicloroacetico

K_{DCAc} = costante di dissociazione dell'acido dicloroacetico

Y = concentrazione di acido acetico che si dissocia = $[H^+]$ prodotta dall'acido acetico

M_{Ac} = concentrazione iniziale dell'acido acetico

K_{Ac} = costante di dissociazione dell'acido acetico

la soluzione esatta del problema richiederebbe la soluzione del seguente sistema di equazioni in cui devono essere simultaneamente soddisfatte le due condizioni di equilibrio

$$\begin{cases} K_{DCAc} = \frac{[H^+] \cdot [CHCl_2COO^-]}{[CHCl_2COOH]} = \frac{(X + Y) \cdot X}{M_{DCAc} - X} \\ K_{Ac} = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(X + Y) \cdot Y}{M_{Ac} - Y} \end{cases}$$

e porterebbe a dover risolvere un'equazione di grado superiore al secondo.

Possiamo invece risolvere il problema in modo semplificato poichè l'acido dicloroacetico (pur essendo un acido debole) è sensibilmente più forte dell'acido acetico. Possiamo quindi assumere il suo equilibrio come preponderante.

$$K_{DCAc} = \frac{[H^+] \cdot [CHCl_2COO^-]}{[CHCl_2COOH]} = \frac{X^2}{M_{DCAc} - X} = \frac{X^2}{1,8 \cdot 10^{-2} - X} = 3,32 \cdot 10^{-2}$$

la soluzione dell'equazione di 2° grado ci fornisce il seguente risultato

$$X = [H^+]_{DCAc} = [CHCl_2COO^-] = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$[\text{CHCl}_2\text{COOH}] = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l} - X = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

Utilizziamo ora la H^+ trovata introducendola nell'equilibrio di dissociazione dell'acido acetico

$$K_{Ac} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = \frac{(X + Y) \cdot Y}{M_{Ac} - Y} = \frac{(1,3 \cdot 10^{-2} + Y) \cdot Y}{1,5 \cdot 10^{-2} - Y} = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

Tenendo presente che la K_{Ac} è sufficientemente piccola, il valore di Y sarà così basso da poter essere trascurato nella somma a numeratore e nella differenza a denominatore, ottenendo

$$Y = [\text{H}^+]_{Ac} = [\text{CH}_3\text{COO}^-] = 2,03 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1,5 \cdot 10^{-2} - Y \approx 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

La concentrazione totale degli ioni H^+ sarà data da

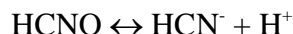
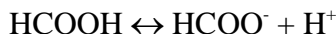
$$[\text{H}^+]_{\text{tot}} = [\text{H}^+]_{\text{DCAc}} + [\text{H}^+]_{Ac} = 2,03 \cdot 10^{-5} + 1,3 \cdot 10^{-2} \approx 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

In altre parole la H^+ dipende esclusivamente dall'equilibrio di dissociazione dell'acido più forte. Infine il pH sarà uguale a

$$pH = -\log_{10}[\text{H}^+] = -\log_{10}[1,3 \cdot 10^{-2}] = 1,89$$

C) Calcolare la concentrazione delle specie chimiche all'equilibrio in una soluzione 2 M in acido formico HCOOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-4}$) e 1,3 M in acido cianico HCNO ($K_a = 2,2 \cdot 10^{-4}$).

Gli equilibri presenti in soluzione sono i seguenti



Se poniamo

X = concentrazione di acido formico che si dissocia = $[\text{H}^+]$ prodotta dall'acido formico

M_1 = concentrazione iniziale dell'acido formico

K_1 = costante di dissociazione dell'acido formico

Y = concentrazione di acido cianico che si dissocia = $[\text{H}^+]$ prodotta dall'acido cianico

M_2 = concentrazione iniziale dell'acido cianico

K_2 = costante di dissociazione dell'acido cianico

la soluzione esatta del problema richiederebbe la soluzione del seguente sistema di equazioni in cui devono essere simultaneamente soddisfatte le due condizioni di equilibrio

$$\begin{cases} K_1 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]} = \frac{(X + Y) \cdot X}{M_1 - X} \\ K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CNO}^-]}{[\text{HCNO}]} = \frac{(X + Y) \cdot Y}{M_2 - Y} \end{cases}$$

e porterebbe a dover risolvere un'equazione di grado superiore al secondo.

In questo caso le due costanti di dissociazione hanno valori dello stesso ordine di grandezza e non è possibile considerare uno dei due equilibri prevalente sull'altro. E' comunque possibile ricorrere ad una soluzione semplificata poichè entrambi gli acidi sono sufficientemente concentrati e presentano una K_a sufficientemente piccola da permetterci di ritenere che il loro grado di dissociazione sia molto basso. In altre parole sia X che Y devono essere sufficientemente piccole rispetto a M_1 e M_2 da poter essere trascurate nelle differenze a denominatore.

Il sistema diventa così

$$\begin{cases} K_1 = \frac{(X + Y) \cdot X}{M_1} \\ K_2 = \frac{(X + Y) \cdot Y}{M_2} \end{cases}$$

e può essere facilmente risolto ottenendo i seguenti risultati

$$X = \frac{K_1 \cdot M_1}{\sqrt{K_1 \cdot M_1 + K_2 \cdot M_2}} = \frac{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 2}{\sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 2 + 2,2 \cdot 10^{-4} \cdot 1,3}} = [HCOO^-] = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$Y = \frac{K_2 \cdot M_2}{\sqrt{K_1 \cdot M_1 + K_2 \cdot M_2}} = \frac{2,2 \cdot 10^{-4} \cdot 2}{\sqrt{1,8 \cdot 10^{-4} \cdot 2 + 2,2 \cdot 10^{-4} \cdot 1,3}} = [CNO^-] = 1,13 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$X + Y = \frac{K_1 \cdot M_1}{\sqrt{K_1 \cdot M_1 + K_2 \cdot M_2}} + \frac{K_2 \cdot M_2}{\sqrt{K_1 \cdot M_1 + K_2 \cdot M_2}} = \sqrt{K_1 \cdot M_1 + K_2 \cdot M_2} = [H^+] = 2,54 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

Problemi da risolvere

1. Calcolare il pH e la concentrazione degli acetato CH_3COO^- e benzoato $C_6H_5COO^-$ di una soluzione $2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ in acido acetico ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) e $1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ in acido benzoico ($K_a = 6,5 \cdot 10^{-5}$).
2. Calcolare la concentrazione di equilibrio degli ioni H^+ e dell'anione acetato CH_3COO^- in una soluzione $0,1 \text{ M}$ in CH_3COOH e $0,05 \text{ M}$ in HCl , sapendo che la K_a dell'acido acetico è pari a $1,8 \cdot 10^{-5}$.
3. Calcolare la concentrazione di equilibrio degli ioni H^+ , dell'anione acetato e dell'anione cianuro in una soluzione $0,1 \text{ M}$ in CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) e $0,2 \text{ M}$ in HCN ($K_a = 4,8 \cdot 10^{-10}$).
4. Calcolare la concentrazione di equilibrio degli ioni H^+ , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} , PO_4^{3-} in una soluzione di acido ortofosforico 10^{-2} M sapendo che $k_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$, $k_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ e $k_3 = 4,4 \cdot 10^{-13}$.
5. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta mescolando 25 ml di una soluzione $1,7 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ di acido acetico CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) con 75 ml di una soluzione $2,8 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ di acido cianidrico HCN ($K_a = 4 \cdot 10^{-10}$).
6. Sapendo che la K_b dell'ammoniaca è pari a $1,8 \cdot 10^{-5}$, calcolare il pH ed il grado di dissociazione di una soluzione $8 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ e di una soluzione $5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

7. Calcolare la concentrazione di acido fluoracetico CH_2FCOOH ($K_a = 2,6 \cdot 10^{-3}$) necessaria ad ottenere una concentrazione di ioni H^+ $2 \cdot 10^{-3}$ M.
8. Calcolare la concentrazione di ioni ammonio NH_4^+ di una soluzione $2 \cdot 10^{-2}$ M in NH_3 ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) e 10^{-2} M in KOH .
9. Determinare che molarità deve possedere una soluzione di ammoniaca ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) affinché la concentrazione degli ioni OH^- sia pari a $1,5 \cdot 10^{-3}$ mol/l.
10. Calcolare la concentrazione dell'anione acetati HCOO^- in una soluzione $1,5 \cdot 10^{-2}$ M in acido acetico HCOOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) e $2 \cdot 10^{-2}$ M in HCl .
11. Determinare il pH e le concentrazioni di equilibrio degli anioni lattato $\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^-$ e fenato $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$ di una soluzione $3 \cdot 10^{-2}$ M in acido lattico (o acido 2 idrossipropanoico) $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$ ($K_a = 8,4 \cdot 10^{-4}$) e 0,1 M in fenolo $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ ($K_a = 1 \cdot 10^{-10}$).
12. Calcolare la concentrazione degli ioni H^+ e degli ioni S^{2-} di una soluzione $5 \cdot 10^{-2}$ M di H_2S ($K_1 = 1 \cdot 10^{-7}$; $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-13}$)
13. Calcolare la concentrazione degli ioni S^{2-} di una soluzione $5 \cdot 10^{-2}$ M in acido solfidrico ($K_1 = 1 \cdot 10^{-7}$; $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-13}$) e $1 \cdot 10^{-2}$ M in HCl .
14. Calcolare il grado di dissociazione di una soluzione $6,5 \cdot 10^{-3}$ M di acido cloroacetico ($K_a = 1,4 \cdot 10^{-3}$).
15. Calcolare la concentrazione degli ioni H^+ e CCl_2COO^- di una soluzione $1 \cdot 10^{-2}$ M in acido dicloroacetico ($K_a = 5,5 \cdot 10^{-2}$) e $1 \cdot 10^{-2}$ M in HCl .

RISOLUZIONI

1. $\text{pH} = 3$ $\text{CH}_3\text{COO}^- = 3,6 \cdot 10^{-4}$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- = 6,5 \cdot 10^{-4}$.
2. $\text{CH}_3\text{COO}^- = 3,6 \cdot 10^{-5}$ $\text{H}^+ = 0,05 + 3,6 \cdot 10^{-5}$ 0,05
3. $\text{CN}^- = 7,16 \cdot 10^{-8}$ $\text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COO}^- = 1,34 \cdot 10^{-3}$
4. $\text{H}^+ = \text{H}_2\text{PO}_4^- = 5,59 \cdot 10^{-3}$ $\text{HPO}_4^{2-} = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $\text{PO}_4^{3-} = 4,88 \cdot 10^{-18}$
5. $\text{pH} = 5,5$
6. $= 1,5\%$ $\text{pH} = 11,08$ $= 17,26\%$ $\text{pH} = 9,94$
7. $3,54 \cdot 10^{-3}$ M
8. $3,6 \cdot 10^{-5}$ M
9. 0,12 M
10. $1,3 \cdot 10^{-4}$
11. $\text{pH} = 2,7$ $\text{CH}_3\text{CHOHCOO}^- = 5 \cdot 10^{-3}$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{O}^- = 2 \cdot 10^{-9}$
12. $\text{H}^+ = 7,1 \cdot 10^{-5}$ $\text{S}^{2-} = 1,2 \cdot 10^{-13}$
13. $6 \cdot 10^{-18}$
14. $= 36,9\%$

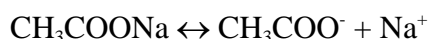
$$15. H^+ = 1,76 \cdot 10^{-2} \quad CCl_2COO^- = 7,6 \cdot 10^{-3}$$

Equilibri di idrolisi

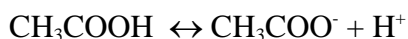
Problemi risolti

A) Calcolare le concentrazioni di equilibrio delle specie chimiche ed il pH di una soluzione $1,85 \cdot 10^{-2}$ M di acetato di sodio CH_3COONa , sapendo che la K_a dell'acido acetico è pari a $1,76 \cdot 10^{-5}$.

Come tutti i sali anche l'acetato di sodio in soluzione è completamente dissociato secondo la reazione



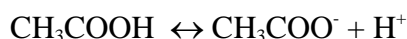
Poichè tale equilibrio è completamente spostato verso destra, inizialmente in soluzione vi sono $1,85 \cdot 10^{-2}$ mol/l di ione acetato e $1,85 \cdot 10^{-2}$ mol/l di ione sodio, le quali partecipano ai seguenti equilibri



Mentre il primo equilibrio è completamente spostato verso destra (l'idrossido di sodio è una base forte), il secondo è spostato verso sinistra (l'acido acetico è un acido debole). In questo modo l'anione acetato tende ad unirsi con gli ioni H^+ che trova in soluzione per dare acido acetico indissociato.

Gli ioni H^+ vengono sottratti all'equilibrio di dissociazione dell'acqua, il quale, in risposta tende a spostarsi verso sinistra dissociando altri ioni H^+ e ioni OH^- . Ma mentre gli ioni H^+ vengono intercettati dall'anione acetato gli ioni OH^- rimangono in soluzione alzando il pH.

I due equilibri, che si influenzano reciprocamente, sono dunque



Per risolvere il problema in modo esatto sarebbe necessario considerare simultaneamente i 2 equilibri in modo che siano contemporaneamente soddisfatte le equazioni derivate dalle relative condizioni di equilibrio

Se indichiamo con

Y = la quantità di acqua che si dissocia liberando Y mol/l di ioni OH^- e Y mol/l di ioni H^+

X = la quantità di anione acetato che si riassocia rubando X mol/l di ioni H^+ per formare X mol/l di acido indissociato

M = concentrazione iniziale del sale = concentrazione iniziale dell'anione acetato

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = (Y - X) \cdot Y$$

$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(Y-X) \cdot (M-X)}{X}$$

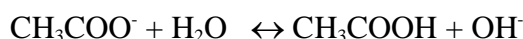
Le due equazioni formano un sistema che richiede la soluzione di un'equazione di 3° grado. Quando, come in questo caso, la concentrazione iniziale del sale è sufficientemente elevata, è possibile evitare di ricorrere alla soluzione esatta del problema, introducendo alcune semplificazioni nella trattazione.

Si ipotizza che per ogni molecola di CH_3COOH che si forma dalla unione di un CH_3COO^- con un H^+ , una molecola d'acqua si dissocia per ridare lo ione H^+ e uno ione OH^- . In questo modo si devono formare all'equilibrio tante molecole di CH_3COOH quanti ioni OH^- .

In effetti ciò rappresenta solo una approssimazione in quanto la liberazione di ioni OH^- da parte dell'anione acetato che si riassocia, tende a far retrocedere l'equilibrio di dissociazione dell'acqua (gli ioni OH^- rappresentano un prodotto di reazione per l'equilibrio di dissociazione dell'acqua), in modo tale che una minima percentuale degli ioni OH^- liberati si riassocia per formare acqua.

L'entità di tale processo è comunque minima e non influisce sulla concentrazione degli ioni OH^- la quale è determinata essenzialmente dall'equilibrio dell'acido che si riassocia. Diviene necessario tener conto anche dell'equilibrio dell'acqua solo quando il sale è molto diluito.

La reazione semplificata che si ipotizza avvenga è detta reazione di idrolisi ed è la seguente



E' facile verificare che la sua costante di equilibrio, la costante di idrolisi, vale

$$K_h = \frac{[CH_3COOH][OH^-]}{[CH_3COO^-]} = \frac{[CH_3COOH][OH^-][H^+]}{[CH_3COO^-][H^+]} = \frac{K_w}{K_a}$$

Se dunque indichiamo con X la quantità di CH_3COO^- che si riassocia per dare X mol/l di CH_3COOH , mentre vengono contemporaneamente liberate X mol/l di ioni OH^- , otterremo la seguente equazione

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1 \cdot 10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5}} = 5,68 \cdot 10^{-10} = \frac{X^2}{M-X} = \frac{X^2}{1,85 \cdot 10^{-2} - X}$$

risolvendo l'equazione otteniamo

$$X = [OH^-] = [CH_3COOH] = 3,24 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

$$[H^+] = K_w / [OH^-] = 3,09 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l} \quad \text{pH} = 8,51$$

$$[CH_3COO^-] = M - X = 1,85 \cdot 10^{-2} - 3,24 \cdot 10^{-6} = 1,8497 \cdot 10^{-2} \approx 1,85 \cdot 10^{-2}$$

B) Calcolare il pH le concentrazioni di equilibrio delle specie chimiche in una soluzione $1 \cdot 10^{-6}$ M di acetato di sodio, sapendo che la costante di dissociazione dell'acido acetico è $K_a = 1,76 \cdot 10^{-5}$.

Come nel problema precedente lo ione acetato si riassocia con gli ioni H^+ provenienti dalla dissociazione dell'acqua per dare l'acido acetico indissociato. Gli ioni OH^- liberati rendono basica la soluzione.

Proviamo ad utilizzare il metodo semplificato

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = 5,68 \cdot 10^{-10} = \frac{[CH_3COOH] \cdot [OH^-]}{[CH_3COO^-]} = \frac{X^2}{M - X} = \frac{X^2}{1 \cdot 10^{-6} - X}$$

Risolviendo l'equazione otteniamo

$$X = OH^- = CH_3COOH = 2,35 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l}$$

Il risultato è chiaramente inaccettabile in quanto ci porta a concludere che, nonostante la liberazione di una seppur minima quantità di ioni OH^- , la soluzione è diventata acida.

Il metodo semplificato non può essere utilizzato in questo caso in quanto la concentrazione iniziale dell'anione acetato è eccessivamente bassa e la quantità di ioni OH^- prodotta dalla sua riassociazione è comparabile con la quantità di ioni OH^- provenienti dall'equilibrio di dissociazione dell'acqua (10^{-7}).

Sarebbe comunque errato semplicemente sommare gli ioni OH^- provenienti dall'idrolisi salina ($2,35 \cdot 10^{-8}$) con gli ioni OH^- provenienti dall'acqua (10^{-7}). In questo caso infatti la presenza di un sia pur piccolo eccesso di ioni OH^- provenienti dall'idrolisi salina fa retrocedere in modo sensibile, rispetto alle concentrazioni in gioco, l'equilibrio dell'acqua. Una parte non trascurabile degli ioni OH^- prodotti dall'idrolisi salina si riassocia con gli ioni H^+ per dare acqua indissociata.

Ci dobbiamo perciò attendere che la concentrazione di equilibrio degli ioni OH^- sia leggermente inferiore della semplice somma ($10^{-7} + 2,35 \cdot 10^{-8}$).

Risolviendo il problema in modo esatto, attraverso la procedura completa scriviamo

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = (Y - X) \cdot Y$$

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(Y - X) \cdot (M - X)}{X}$$

dividendo membro a membro si ottiene

$$K_h = \frac{K_w}{K_a} = \frac{[OH^-] \cdot [CH_3COOH]}{[CH_3COO^-]} = \frac{Y \cdot X}{M - X}$$

In cui notiamo che l'ipotesi semplificatrice è stata abbandonata, infatti $[OH^-] \neq [CH_3COOH]$

Esplicitando la X

$$X = \frac{K_h \cdot M}{K_h + Y}$$

e sostituendone il valore nel prodotto ionico dell'acqua si ottiene la seguente equazione di 3° grado

$$Y^3 + K_h Y^2 - (K_w + K_h \cdot M)Y - K_w \cdot K_h = 0$$

Che risolta per approssimazioni successive fornisce il seguente risultato

$$Y = [\text{OH}^-] = 1,025 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$$

$$X = [\text{CH}_3\text{COOH}] = 5,51 \cdot 10^{-9} \text{ mol/l}$$

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 9,75 \cdot 10^{-8} \text{ mol/l} \quad \text{pH} = 7,01$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = M - X = 1 \cdot 10^{-6} - 5,51 \cdot 10^{-9} \approx 1 \cdot 10^{-6} \text{ mol/l}$$

Si noti che la concentrazione degli ioni OH^- , pur essendo maggiore di 10^{-7} , è minore della semplice somma degli ioni OH^- provenienti dai due equilibri trattati separatamente ($10^{-7} + 2,35 \cdot 10^{-8} = 1,235 \cdot 10^{-7}$). la trattazione contemporanea dei due equilibri ha dimostrato che essi, interagendo, retrocedono entrambi leggermente spostandosi verso sinistra.

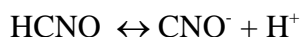
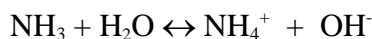
Si noti infine che nonostante l'acido acetico sia molto debole una minima percentuale di ioni acetato si riassocia, $X \text{ mol/l}$ su $M \text{ mol/l}$ iniziali, pari a $5,51 \cdot 10^{-9} / 10^{-6} = 5,5 \cdot 10^{-3}$. Poco più di 5 molecole su 1000. Il dato conferma la regola che anche gli acidi deboli, quando sono molto diluiti sono quasi completamente dissociati.

C) Calcolare il pH di una soluzione 0,1 M di cianato d'ammonio NH_4CNO , sapendo che la K_b dell'ammoniaca NH_3 è $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$, mentre la K_a dell'acido cianico HCNO è $K_a = 2,2 \cdot 10^{-4}$.

Il cianato d'ammonio è completamente dissociato secondo l'equilibrio



Sia lo ione ammonio che lo ione cianato interagiscono con l'equilibrio di dissociazione dell'acqua. il primo per ridare la base debole NH_3 , il secondo per ridare l'acido debole HCNO



lo ione ammonio sottrae ioni OH^- , mentre lo ione cianato sottrae ioni H^+ . Poichè $K_a > K_b$ l'equilibrio dell'acido cianico è più spostato verso destra di quello dell'ammoniaca. Ci dobbiamo perciò attendere che la soluzione finale sia leggermente acida.

La soluzione esatta del problema richiede che i due equilibri siano considerati simultaneamente e assieme all'equilibrio di dissociazione dell'acqua.

Se indichiamo con

Z = quantità di acqua che si dissocia all'equilibrio in $Z \text{ mol/l}$ di ioni H^+ e $Z \text{ mol/l}$ di ioni OH^-

X = la quantità di CNO^- che si riassocia, sottraendo $X \text{ mol/l}$ di ioni H^+ all'acqua, per dare $X \text{ mol/l}$ di acido cianico indissociato

Y = quantità di NH_4^+ che reagisce, sottraendo $Y \text{ mol/l}$ di ioni OH^- all'acqua, per dare $Y \text{ mol/l}$ di ammoniaca

M = concentrazione iniziale del sale e quindi, essendo il sale completamente dissociato, degli ioni ammonio e degli ioni cianato.

otterremo le seguenti 3 equazioni, desunte dalle condizioni di equilibrio delle tre reazioni

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = (Z - X) \cdot (Z - Y)$$

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [CNO^-]}{[HCNO]} = \frac{(Z - X) \cdot (M - X)}{X}$$

$$K_b = \frac{[OH^-] \cdot [NH_4^+]}{[NH_3]} = \frac{(Z - Y) \cdot (M - Y)}{Y}$$

la cui risoluzione risulta lunga e laboriosa richiedendo infine la soluzione di un'equazione di 4° grado

Ci si avvale pertanto di un metodo approssimato che assume le seguenti ipotesi semplificatrici:

Le concentrazioni di equilibrio degli ioni H^+ e OH^- sono talmente piccole (sia l'acido che la base sono deboli) da non poter influenzare la condizione di elettroneutralità, la quale passa perciò dalla forma

$$[NH_4^+] + [H^+] = [CNO^-] + [OH^-]$$

alla forma approssimata

$$[NH_4^+] = [CNO^-]$$

Ciò significa in pratica che se all'equilibrio la concentrazione dello ione ammonio può essere grossolanamente considerata pari a quella dello ione cianato, una pari quantità dei due ioni si sarà riassociata per dare la base e l'acido di partenza e sarà perciò anche

$$[NH_3] = [HCNO]$$

In altre parole si considerano l'equilibrio dell'acido e della base spostati della stessa quantità, per ogni ione ammonio che si trasforma in ammoniaca, uno ione cianato si trasforma in acido cianico secondo la reazione approssimata



La cui costante di equilibrio (costante di idrolisi) vale

$$K_h = \frac{[NH_3] \cdot [HCNO]}{[NH_4^+] \cdot [CNO^-]} = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b}$$

se quindi indichiamo con

$$X = [NH_3] = [HCNO]$$

allora sarà

$$[NH_4^+] = [CNO^-] = M - X$$

sostituendo opportunamente nella relazione di equilibrio otterremo

$$K_h = \frac{K_w}{K_a \cdot K_b} = 2,525 \cdot 10^{-6} = \frac{X^2}{(0,1 - X)^2}$$

che risolta fornisce i seguenti risultati

$$X = [NH_3] = [HCNO] = 1,58 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{CNO}^-] = M - X = 0,1 - 1,58 \cdot 10^{-4} = 9,9842 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

sostituendo tali valori nelle relazioni di equilibrio dell'acido e dalla base si otterranno infine le concentrazioni degli ioni H^+ e OH^- .

$$K_a = 2,2 \cdot 10^{-4} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CNO}^-]}{[\text{HCNO}]} = \frac{[\text{H}^+] \cdot 9,9842 \cdot 10^{-2}}{1,58 \cdot 10^{-4}} \quad \text{da cui } [\text{H}^+] = 3,48 \cdot 10^{-7}$$

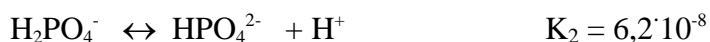
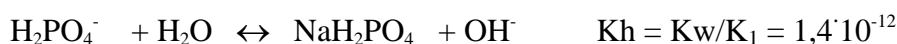
$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{NH}_4^+]}{[\text{NH}_3]} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot 9,9842 \cdot 10^{-2}}{1,58 \cdot 10^{-4}} \quad \text{da cui } [\text{OH}^-] = 2,85 \cdot 10^{-8}$$

D) Calcolare il pH di una soluzione $5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ di fosfato biacido di sodio NaH_2PO_4 sapendo che la costante di prima dissociazione dell'acido fosforico vale $K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ e la costante di seconda dissociazione vale $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$.

Il sale è completamente dissociato secondo l'equilibrio

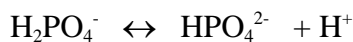
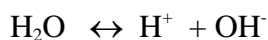


l'anione fosfato biacido in acqua presenta un comportamento anfotero, partecipando ai seguenti due equilibri opposti



Osservando il valore delle rispettive costanti deduciamo che il primo equilibrio (equilibrio di idrolisi basica) è più spostato verso sinistra rispetto al secondo (equilibrio di seconda dissociazione dell'acido). La soluzione all'equilibrio sarà pertanto acida.

La soluzione esatta del problema richiederebbe che venissero presi contemporaneamente in considerazione i seguenti 3 equilibri



se indichiamo con

Z = la quantità di acqua che si dissocia in Y mol/l di ioni H^+ e Y mol/l di ioni OH^-

X = la quantità di anione fosfato biacido H_2PO_4^- che si riassocia, sottraendo X mol/l di ioni H^+ , per dare X mol/l di acido indissociato H_3PO_4

Y = la quantità di anione fosfato biacido H_2PO_4^- che si dissocia, producendo Y mol/l di ioni H^+ e Y mol/l di anione fosfato monoacido HPO_4^{2-}

M = la concentrazione iniziale del sale che, essendo completamente dissociato, è pari alla concentrazione iniziale dell'anione fosfato biacido H_2PO_4^- .

allora le condizioni di equilibrio diventano

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-] = (Z - X + Y) \cdot (Z)$$

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = \frac{(Z - X + Y) \cdot (M - X - Y)}{X}$$

$$K_2 = \frac{[H^+] \cdot [HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = \frac{(Z - X + Y) \cdot Y}{(M - X - Y)}$$

Anche in questo caso è comunque possibile ricorrere ad un metodo approssimato che si avvale delle seguenti ipotesi semplificatrici:

Si suppone che per ogni anione fosfato biacido che si trasforma in acido fosforico indissociato, un anione fosfato biacido si dissocia per dare un anione fosfato monoacido, secondo il seguente equilibrio



E' semplice verificare che la costante di tale equilibrio è pari a

$$K = \frac{[HPO_4^{2-}] \cdot [H_3PO_4]}{[H_2PO_4^-]} = \frac{K_2}{K_1}$$

ponendo quindi

$$X = [H_2PO_4^-] = [H_3PO_4]$$

la relazione di equilibrio diventa

$$\frac{K_2}{K_1} = \frac{[HPO_4^{2-}] \cdot [H_3PO_4]}{[H_2PO_4^-]} = \frac{X^2}{(M - 2 \cdot X)^2}$$

che, risolta, ci fornisce

$$X = [H_2PO_4^-] = [H_3PO_4] = \frac{M\sqrt{K}}{1 + 2\sqrt{K}} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$[HPO_4^{2-}] = M - 2X = M - 2 \frac{M\sqrt{K}}{1 + 2\sqrt{K}} = \frac{M}{1 + 2\sqrt{K}} = 7,4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

per calcolare la concentrazione degli ioni H^+ sostituiamo i valori trovati nell'equilibrio di prima dissociazione dell'acido

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = \frac{[H^+] \cdot \frac{M}{1 + 2\sqrt{K}}}{\frac{M\sqrt{K}}{1 + 2\sqrt{K}}}$$

semplifichiamo ed esplicitiamo H^+ , ottenendo

$$[H^+] = K_1 \cdot \sqrt{K}$$

sostituendo gli stessi valori nell'equilibrio di seconda dissociazione dell'acido, avremmo ottenuto

$$K_2 = \frac{[H^+] \cdot [HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = \frac{[H^+] \cdot \frac{M\sqrt{K}}{1+2\sqrt{K}}}{\frac{M}{1+2\sqrt{K}}}$$

semplificando ed esplicitando H^+ , otteniamo

$$[H^+] = \frac{K_2}{\sqrt{K}}$$

I 2 valori della H^+ così ottenuti, pur essendo molto vicini non sono identici, trattandosi di una approssimazione. Se ne può calcolare la media geometrica, ottenendo

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_2}{\sqrt{K}} \cdot K_1 \sqrt{K}} = \sqrt{K_1 \cdot K_2} = 2,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

Il pH varrà quindi 4,68.

Si tenga presente che il metodo semplificato porta a risultati attendibili solo quando

$K_1 \ll M$

$K_w \ll K_2 M$

Problemi da risolvere

17. Calcolare il pH di una soluzione 0,1 M di NH_4Cl sapendo che la K_b dell'ammoniaca è pari a $1,8 \cdot 10^{-5}$.

18. Determinare la K_b di $Zn(OH)_2$ sapendo che il pH di una soluzione $1 \cdot 10^{-3}$ M di $ZnCl_2$ è 6,33.

19. Calcolare il pH di una soluzione $5 \cdot 10^{-2}$ M di K_2CrO_4 sapendo che la costante di prima dissociazione dell'acido cromatico vale $K_1 = 0,18$ e la seconda è pari a $K_2 = 3,2 \cdot 10^{-7}$.

20. Calcolare il pH di una soluzione $1 \cdot 10^{-3}$ M di Na_2S sapendo che le costanti di prima e seconda dissociazione dell'acido solfidrico valgono rispettivamente $K_1 = 1 \cdot 10^{-7}$ e $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-13}$.

21. Calcolare il pH di una soluzione $1 \cdot 10^{-2}$ M di $NaHCO_3$ sapendo che le costanti di prima e seconda dissociazione dell'acido carbonico valgono rispettivamente $K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ e $K_2 = 5,7 \cdot 10^{-11}$.

22. Calcolare la concentrazione degli ioni OH^- e dello ione ossalato²⁻ di una soluzione $5 \cdot 10^{-3}$ M di ossalato di sodio $NaOOC-COONa$, sapendo che le costanti di prima e seconda dissociazione dell'acido ossalico $HOOC-COOH$ valgono rispettivamente $K_1 = 5,9 \cdot 10^{-2}$ e $K_2 = 6,4 \cdot 10^{-5}$.

23. Calcolare il pH di una soluzione $5 \cdot 10^{-2}$ M di NaH_2PO_4 sapendo che le costanti di prima e seconda e terza dissociazione dell'acido fosforico valgono rispettivamente $K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ e $K_3 = 4,4 \cdot 10^{-13}$.
24. Calcolare il pH di una soluzione $5 \cdot 10^{-2}$ M di Na_2HPO_4 sapendo che le costanti di prima e seconda e terza dissociazione dell'acido fosforico valgono rispettivamente $K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ e $K_3 = 4,4 \cdot 10^{-13}$.
25. Calcolare il pH di una soluzione $5 \cdot 10^{-2}$ M di Na_3PO_4 sapendo che le costanti di prima e seconda e terza dissociazione dell'acido fosforico valgono rispettivamente $K_1 = 7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ e $K_3 = 4,4 \cdot 10^{-13}$.
26. Calcolare il pH e la concentrazione di CO_3^{2-} e di H_2CO_3 di una soluzione 10^{-3} M di Na_2CO_3 sapendo che le costanti di prima e seconda dissociazione dell'acido carbonico valgono rispettivamente $K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ e $K_2 = 5,7 \cdot 10^{-11}$.
27. Calcolare il pH di una soluzione 0,1 M di cianato d'ammonio NH_4CNO sapendo che la K_b dell'ammoniaca NH_3 è pari a $1,8 \cdot 10^{-5}$ e la K_a dell'acido cianico HCNO è pari a $2,2 \cdot 10^{-4}$.
28. Calcolare la concentrazione delle specie chimiche in una soluzione $1 \cdot 10^{-2}$ M di cianuro di ammonio NH_4CN sapendo che la K_b dell'ammoniaca NH_3 è pari a $1,8 \cdot 10^{-5}$ e la K_a dell'acido cianidrico HCN è pari a $4,8 \cdot 10^{-10}$.

RISOLUZIONI

17. $\text{pH} = 5,13$
 18. $4,5 \cdot 10^{-5}$
 19. $\text{pH} = 9,1$
 20. $\text{pH} = 11$
 21. $\text{pH} = 8,29$
 22. $\text{OH}^- = 1,56 \cdot 10^{-10}$ $(\text{COO})_2^{2-} = 1,69 \cdot 10^{-13}$
 23. $\text{pH} = 4,68$
 24. $\text{pH} = 9,78$
 25. $\text{pH} = 12,38$
 26. $\text{pH} = 10,5$ $\text{CO}_3^{2-} = 6,6 \cdot 10^{-4}$ $\text{H}_2\text{CO}_3 = 2,2 \cdot 10^{-8}$
 27. $\text{pH} = 6,46$
 28. $\text{H}^+ = 5,1 \cdot 10^{-10}$ $\text{CN}^- = \text{NH}_4^+ = 4,8 \cdot 10^{-3}$ $\text{HCN} = \text{NH}_3 = 5,2 \cdot 10^{-3}$ $\text{OH}^- = 1,95 \cdot 10^{-5}$

Soluzioni tampone

Problemi risolti

A) Calcolare il pH di una soluzione tampone 0,25 M in acido acetico e 0,7 M in acetato di sodio, sapendo che la K_a dell'acido acetico vale $1,76 \cdot 10^{-5}$.

Essendo il sale completamente dissociato in soluzione saranno presenti 0,7 mol/l di ioni acetato provenienti dal sale. Poichè il sale è un elettrolita forte il suo equilibrio non viene disturbato dalla presenza di un'altro elettrolita, rimanendo comunque completamente dissociato.

Il problema si riduce perciò al calcolo della variazione dell'equilibrio dell'acido debole in presenza di 10^{-7} mol/l del suo anione.

Se indichiamo con X la quantità di acido che si dissocia, con M_a la concentrazione iniziale dell'acido e con M_s la concentrazione iniziale del sale, potremmo scrivere

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{(M_s + X) \cdot X}{(M_a - X)} = \frac{(0,7 + X) \cdot X}{(0,25 - X)}$$

risolvendo l'equazione di secondo grado, otteniamo

$$X = [H^+] = 6,29 \cdot 10^{-6}$$

Come ci si doveva attendere, essendo l'acido molto debole ed essendo l'equilibrio ulteriormente spostato verso sinistra per la presenza dell'anione comune prodotto dal sale, X è trascurabile sia rispetto ad M_s che rispetto ad M_a .

Quando le concentrazioni dell'acido e del sale sono sufficientemente elevate è quindi possibile trascurare la X sia nella somma a numeratore che nella differenza a denominatore. Si ottiene la seguente relazione semplificata

$$K_a = \frac{M_s \cdot X}{M_a}$$

dalla quale otteniamo

$$X = [H^+] = K_a \cdot \frac{M_a}{M_s}$$

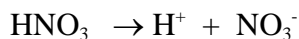
Calcolando il logaritmo negativo di entrambi i membri otteniamo finalmente la relazione per il calcolo del pH in soluzioni tampone

$$pH = -\log_{10} [H^+] = -\log_{10} K_a \cdot \frac{M_a}{M_s} = pK - \log_{10} \frac{M_a}{M_s} = pK - \log_{10} \frac{[acido]}{[anione - coniugato]}$$

$$pH = 5,2$$

B) Calcolare il pH di una soluzione tampone costruita introducendo $3 \cdot 10^{-2}$ moli di acido nitrico e $1 \cdot 10^{-1}$ moli di carbonato monoacido di sodio $NaHCO_3$ in un litro di soluzione, sapendo che la costante di prima dissociazione dell'acido carbonico è $K_1 = 4,3 \cdot 10^{-7}$.

Sia l'acido forte che il sale sono completamente dissociati.



I $3 \cdot 10^{-2}$ mol/l di ioni H^+ provenienti dall'acido forte interferiscono con l'equilibrio di dissociazione dell'acido debole. L'anione proveniente dal sale tende infatti a riassociarsi quasi completamente con gli ioni H^+ .



Verifichiamolo. Detta

$M_{s_{\text{iniz}}}$ = la concentrazione iniziale del sale, pari alla concentrazione iniziale dell'anione HCO_3^-

$M_{a_{\text{iniz}}}$ = la concentrazione iniziale dell'acido nitrico, pari alla concentrazione iniziale degli ioni H^+

X = la quantità di anione che si riassocia, formando X mol/l di H_2CO_3 indissociato

la condizione di equilibrio dell'acido debole diventa

$$K_1 = 4,3 \cdot 10^{-7} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{(M_{a_{\text{iniz}}} - X) \cdot (M_{s_{\text{iniz}}} - X)}{X} = \frac{(3 \cdot 10^{-2} - X) \cdot (1 \cdot 10^{-1} - X)}{X}$$

risolvendo l'equazione di secondo grado si ottiene

$$X = \text{H}_2\text{CO}_3 = 2,99999816 \cdot 10^{-2} \cdot 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

L'anione si è dunque riassociato in modo praticamente completo

La concentrazione degli ioni H^+ sarà quindi pari a

$$[\text{H}^+] = M_{a_{\text{iniz}}} - X = 3 \cdot 10^{-2} - 2,99999816 \cdot 10^{-2} = 1,84 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$$

$$[\text{HCO}_3^-] = M_{s_{\text{iniz}}} - X = 1 \cdot 10^{-1} - 2,99999816 \cdot 10^{-2} = 7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

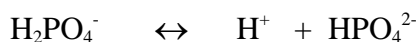
$$\text{pH} = -\log 1,84 \cdot 10^{-7} = 6,73$$

Tenendo dunque conto che l'acido forte trasforma una pari quantità di anione nel corrispondente acido debole, era possibile utilizzare la relazione approssimata

$$\text{pH} = \text{pK} - \log_{10} \frac{[\text{acido}]}{[\text{anione}]} = \text{pK} - \log_{10} \frac{[\text{H}_2\text{CO}_3]}{[\text{HCO}_3^-]} = -\log_{10} 4,3 \cdot 10^{-7} - \log_{10} \frac{3 \cdot 10^{-2}}{7 \cdot 10^{-2}} = 6,73$$

C) Calcolare il pH di una soluzione tampone ottenuta miscelando 0,3 l di una soluzione $3 \cdot 10^{-2}$ M di NaH_2PO_4 con 0,45 l di una soluzione $1 \cdot 10^{-3}$ M di Na_2HPO_4 , sapendo che la costante di seconda dissociazione dell'acido fosforico vale $K_2 = 6,23 \cdot 10^{-8}$.

L'effetto tampone si basa sull'equilibrio di dissociazione dell'acido debole fosfato biacido H_2PO_4^- e sulla contemporanea presenza di elevate concentrazioni sia dell'acido debole che del suo anione coniugato (HPO_4^{2-}).



L'acido debole H_2PO_4^- viene fornito dalla completa dissociazione di NaH_2PO_4

L'anione coniugato HPO_4^{2-} viene fornito dalla completa dissociazione di Na_2HPO_4

Calcoliamo la concentrazione iniziale dei due anioni

miscelando le due soluzioni si è ottenuta una soluzione di volume complessivo $0,3 + 0,45 = 0,75$ l

In 0,3 litri di soluzione $3 \cdot 10^{-2}$ M di NaH_2PO_4 erano contenute $n = M \cdot V = 3 \cdot 10^{-2} \cdot 0,3 = 9 \cdot 10^{-3}$ moli di H_2PO_4^-

la molarità dell' H_2PO_4^- nella nuova soluzione sarà $M_a = n/V = 9 \cdot 10^{-3} / 0,75 = 1,2 \cdot 10^{-2}$ mol/l

Eseguendo lo stesso calcolo anche per l'anione HPO_4^{2-} otterremo $M_s = 6 \cdot 10^{-4}$ mol/l

E' possibile ora utilizzare la relazione semplificata, ottenendo

$$pH = pK - \log_{10} \frac{[acido]}{[anione]} = pK - \log_{10} \frac{[H_2PO_4^-]}{[HPO_4^{2-}]} = -\log_{10} 6,23 \cdot 10^{-8} - \log_{10} \frac{1,2 \cdot 10^{-2}}{6,4 \cdot 10^{-4}} = 5,9$$

la risoluzione esatta del problema avrebbe portato allo stesso risultato. Se chiamiamo infatti X la quantità di H_2PO_4^- che si dissocia per dare X mol/l di HPO_4^{2-} e X mol/l di ioni H^+ , all'equilibrio avremo

$$K_1 = 4,3 \cdot 10^{-7} = \frac{[H^+] \cdot [HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = \frac{X \cdot (6 \cdot 10^{-4} + X)}{(1,2 \cdot 10^{-2} - X)}$$

risolvendo l'equazione ottenuta si ottiene il medesimo risultato al quale siamo pervenuti col metodo semplificato.

D) Calcolare il pH di una soluzione tampone preparata introducendo 0,5 moli di HF ($K_a = 3,53 \cdot 10^{-4}$) e $7 \cdot 10^{-2}$ moli di NaOH in un litro di soluzione.

L'effetto tampone si ottiene poichè tutto l'idrossido di sodio salifica una pari quantità di acido fluoridrico. Si formeranno pertanto $7 \cdot 10^{-2}$ moli di NaF, completamente dissociato in Na^+ e F^- , mentre rimarranno in soluzione $0,5 - 7 \cdot 10^{-2} = 4,3 \cdot 10^{-1}$ moli di HF indissociato.

Posto dunque X pari alla quantità di acido fluoridrico che si dissocia per dare X mol/l di ioni H^+ e X mol/l di ioni F^- , sarà

$$K_a = \frac{[H^+] \cdot [F^-]}{[HF]} = \frac{X \cdot (X + 7 \cdot 10^{-2})}{(4,3 \cdot 10^{-1} - X)}$$

risolvendo l'equazione otterremo

$$X = [H^+] = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l} \quad pH = 2,68$$

se avessimo utilizzato il metodo semplificato, trascurando la X nella somma a numeratore e nella differenza a denominatore, avremmo ottenuto

$$[H^+] = 2,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l} \quad pH = 2,66$$

Problemi da risolvere

29. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 100 ml di $\text{HCN } 1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ con 100 ml di $\text{KCN } 5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$, sapendo che la K_a dell'acido cianidrico vale $4,9 \cdot 10^{-10}$.
30. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 100 ml di $\text{NH}_4\text{OH } 4 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ con 100 ml di $\text{NH}_4\text{Cl } 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$, sapendo che la K_b dell'ammoniaca vale $1,8 \cdot 10^{-5}$.
31. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 150 ml di $\text{HClO } 1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ con 450 ml di $\text{KClO } 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ sapendo che la K_a dell'acido ipocloroso vale $3 \cdot 10^{-8}$.
32. Dopo aver miscelato 150 ml di $\text{HClO } 1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ con 150 ml di $\text{KClO } 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ M}$, si aggiunge acqua fino ad un litro. Sapendo che la K_a dell'acido ipocloroso vale $3 \cdot 10^{-8}$, calcolare il pH della soluzione e la variazione di pH che si produce aggiungendo 10 ml di $\text{HCl } 0,1 \text{ M}$
33. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta miscelando 250 ml di acido acetico $\text{CH}_3\text{COOH } 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) con 250 ml di acetato di sodio $\text{CH}_3\text{COONa } 1,2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.
34. Calcolare il pH di una soluzione di 350 ml di NH_4OH ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) 0,1 M alla quale siano stati aggiunti 7,5 g di NH_4Cl .
35. Una soluzione $1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ di acido cloroacetico CH_2ClCOOH ($K_a = 1,4 \cdot 10^{-3}$) è anche $2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ in cloroacetato di sodio $\text{CH}_2\text{ClCOONa}$. Calcolare il pH.
36. Calcolare il pH di una soluzione $1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ di HCl . Calcolare inoltre il pH della stessa soluzione quando vengano aggiunte $2 \cdot 10^{-2}$ moli di CH_3COONa per litro di soluzione, sapendo che la K_a dell'acido acetico è pari a $1,8 \cdot 10^{-5}$.
37. Calcolare il pH di una soluzione 0,2 M in acido dicloroacetico ($K_a = 5,5 \cdot 10^{-2}$) e 0,1 M in dicloroacetato di sodio.
38. Che quantità di dicloroacetato di sodio si deve aggiungere ad un litro di acido dicloroacetico ($K_a = 5,5 \cdot 10^{-2}$) 0,1 M per portare la concentrazione degli ioni H^+ a $3 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.
39. Calcolare che quantità di NaOH si deve aggiungere ad una soluzione $1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ di H_3BO_3 ($K_a = 5,8 \cdot 10^{-10}$) per ottenere una soluzione tamponata a pH 10

RISOLUZIONI

- | | | |
|---------------|----------------------------|--|
| 29. pH = 10 | 30. pH = 9,86 | 31. pH = 8,10 |
| 32. pH = 7,62 | $\Delta\text{pH} = -0,553$ | 33. pH = 4,65 |
| 34. pH = 8,65 | 35. pH = 2,62 | 36. pH iniziale = 2 pH finale = 4,74 |
| 37. pH = 1,3 | 38. 0,1 moli | 39. $8,5 \cdot 10^{-3}$ moli |

Equilibri di solubilità

Problemi risolti

A) Quanti ml di una soluzione $5 \cdot 10^{-2}$ M di acido solforico è necessario aggiungere a 250 ml di una soluzione $3,2 \cdot 10^{-3}$ M di CaCl_2 affinché inizi a precipitare CaSO_4 ($K_{ps} = 3,5 \cdot 10^{-5}$).

Indichiamo con X i litri di soluzione acida da aggiungere. Il volume della nuova soluzione dopo l'aggiunta diverrà pertanto $0,25 + X$. le concentrazioni dello ione calcio e dello ione solfato nella nuova soluzione saranno perciò

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n}{V_{\text{tot}}} = \frac{M \cdot V}{V_{\text{tot}}} = \frac{3,2 \cdot 10^{-3} \cdot 0,25}{0,25 + X} \quad [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n}{V_{\text{tot}}} = \frac{M \cdot V}{V_{\text{tot}}} = \frac{5 \cdot 10^{-2} \cdot X}{0,25 + X}$$

poichè il solfato di calcio precipita quando il prodotto delle concentrazioni dei suoi due ioni eguaglia la K_{ps} , possiamo scrivere

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{3,2 \cdot 10^{-3} \cdot 0,25}{0,25 + X} \cdot \frac{5 \cdot 10^{-2} \cdot X}{0,25 + X} = 3,5 \cdot 10^{-5}$$

risolvendo l'equazione si ottiene $X = 0,06$ litri di soluzione acida da aggiungere

B) Calcolare la solubilità in mol/l dell'idrossido ferrico ($K_{ps} = 1,1 \cdot 10^{-36}$) in una soluzione tamponata a $\text{pH} = 3$.

poichè la soluzione è tamponata possiamo ritenere costante la concentrazione degli ioni H^+ , pari a 10^{-3} mol/l. Anche la concentrazione degli ioni OH^- sarà perciò costante e pari a $K_w/[\text{H}^+] = 10^{-11}$ mol/l.

Infine, poichè deve essere

$$K_{ps} = [\text{Fe}^{3+}] \cdot [\text{OH}^-]^3$$

La concentrazione dello ione ferrico in soluzione (e quindi dell'idrossido completamente dissociato) sarà

$$[\text{Fe}^{3+}] = \frac{K_{ps}}{[\text{OH}^-]^3} = \frac{1,1 \cdot 10^{-36}}{(1 \cdot 10^{-11})^3} = 1,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

la solubilità dell'idrossido ferrico aumenta notevolmente in ambiente acido.

C) Una soluzione è 0,1 M in MgCl_2 . Calcolare a che pH inizia a precipitare $\text{Mg}(\text{OH})_2$ sapendo che il suo prodotto di solubilità è pari a $1,2 \cdot 10^{-11}$.

ponendo $[\text{OH}^-] = X$ e sapendo che $[\text{Mg}^{2+}] = 0,1$

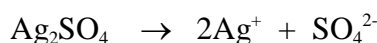
potremo scrivere

$$K_{ps} = [Mg^{2+}] \cdot [OH^-]^2 = 1,2 \cdot 10^{-11} = 0,1 \cdot X^2$$

da cui $X = [OH^-] = 1,1 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ pari ad un $pH = 9,04$

D) A 50 ml (V_1) di una soluzione $1,8 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ di Ag_2SO_4 vengono aggiunti 50 ml (V_2) di una soluzione $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ di $BaCl_2$. Tenendo conto che le concentrazioni degli ioni in soluzione prodotte dalla completa dissociazione dei due sali sono tali per cui vengono superati i K_{ps} di $AgCl$ ($1,56 \cdot 10^{-10}$) e di $BaSO_4$ ($1,08 \cdot 10^{-10}$), calcolare le concentrazioni residue dei diversi ioni nella soluzione dopo la precipitazione e quanti grammi dei due sali precipitano.

Calcoliamo le nuove concentrazioni di ciascun ione nella soluzione il cui volume finale è pari a $0,05 + 0,05 = 0,1$ litro



tenendo conto che per ogni mole di solfato d'argento che si dissocia si liberano due ioni Ag^+ e uno ione SO_4^{2-} , si avrà

$$[Ag^+] = \frac{n}{V_{tot}} = \frac{M \cdot V_1}{V_{tot}} = \frac{2 \cdot (1,8 \cdot 10^{-2}) \cdot 0,05}{0,1} = 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$[SO_4^{2-}] = \frac{n}{V_{tot}} = \frac{M \cdot V_1}{V_{tot}} = \frac{1,8 \cdot 10^{-2} \cdot 0,05}{0,1} = 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

Eseguendo gli stessi calcoli per il cloruro di bario otterremo



$$[Ba^{2+}] = \frac{n}{V_{tot}} = \frac{M \cdot V_2}{V_{tot}} = \frac{2,5 \cdot 10^{-2} \cdot 0,05}{0,1} = 1,25 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

$$[Cl^-] = \frac{n}{V_{tot}} = \frac{M \cdot V_2}{V_{tot}} = \frac{2 \cdot (2,5 \cdot 10^{-2}) \cdot 0,05}{0,1} = 2,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

Chiamiamo ora X le moli di $AgCl$ che si riassociano, precipitando. Potremo allora scrivere

$$K_{ps_{AgCl}} = [Ag^+][Cl^-] = 1,56 \cdot 10^{-10} = (1,8 \cdot 10^{-2} - X)(2,5 \cdot 10^{-2} - X)$$

L'equazione, risolta fornisce il seguente risultato

$$X = 1,7999977714 \cdot 10^{-2} \cdot 1,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol/l}$$

In pratica il numero di mol/l di $AgCl$ che precipita è pari alla concentrazione iniziale dello ione Ag^+ , il quale, essendo in quantità minore rispetto allo ione Cl^- , agisce da agente limitante per il processo di precipitazione.

In soluzione rimarranno $2,5 \cdot 10^{-2} - 1,8 \cdot 10^{-2} = 7 \cdot 10^{-3}$ mol/l di ioni Cl^- e $K_{ps}/[\text{Cl}^-] = 2,2 \cdot 10^{-8}$ mol/l di ioni Ag^+ .

Le $1,8 \cdot 10^{-2}$ mol/l di AgCl che precipitano corrispondono a

$$M \cdot Pm_{\text{AgCl}} = (1,8 \cdot 10^{-2}) \cdot 143,3 = 2,58 \text{ g / l}$$

ed in 0,1 litri precipiteranno $2,58 \cdot 0,1 = 0,258$ g di AgCl .

Chiamiamo infine Y le moli di BaSO_4 che si riassociano, precipitando. Potremo allora scrivere

$$K_{ps_{\text{BaSO}_4}} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 1,08 \cdot 10^{-10} = (1,25 \cdot 10^{-2} - Y)(9 \cdot 10^{-3} - Y)$$

L'equazione, risolta fornisce il seguente risultato

$$Y = 8,999969143 \cdot 10^{-3} \cdot 9 \cdot 10^{-3} \text{ mol/l}$$

In pratica il numero di mol/l di BaSO_4 che precipita è pari alla concentrazione iniziale dell'anione SO_4^{2-} il quale, essendo in quantità minore rispetto allo ione Ba^{2+} , agisce da agente limitante per il processo di precipitazione.

In soluzione rimarranno $1,25 \cdot 10^{-2} - 9 \cdot 10^{-3} = 3,5 \cdot 10^{-3}$ mol/l di ioni Ba^{2+} e $K_{ps}/[\text{Ba}^{2+}] = 3,09 \cdot 10^{-8}$ mol/l di ioni SO_4^{2-} .

Le $9 \cdot 10^{-3}$ mol/l di BaSO_4 che precipitano corrispondono a

$$M \cdot Pm_{\text{BaSO}_4} = (9 \cdot 10^{-3}) \cdot 233,3 = 2,1 \text{ g / l}$$

ed in 0,1 litri precipiteranno $2,1 \cdot 0,1 = 0,21$ g di BaSO_4 .

E) Calcolare la concentrazione degli ioni in una soluzione satura in CaCO_3 ($K_{ps} = 1,7 \cdot 10^{-8}$) e in BaCO_3 ($K_{ps} = 7 \cdot 10^{-9}$).

Se poniamo

$$[\text{Ca}^{2+}] = X \quad [\text{Ba}^{2+}] = Y \quad \text{e quindi} \quad [\text{CO}_3^{2-}] = X + Y$$

potremo allora scrivere

$$\begin{cases} 1,7 \cdot 10^{-8} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = X \cdot (X + Y) \\ 7,0 \cdot 10^{-9} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = Y \cdot (X + Y) \end{cases}$$

risolvendo il sistema si ottiene

$$X = [\text{Ca}^{2+}] = 1,097 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

$$Y = [\text{Ba}^{2+}] = 4,52 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$$

$$X + Y = [\text{CO}_3^{2-}] = 1,55 \cdot 10^{-4} \text{ mol/l}$$

Problemi da risolvere

40. Calcolare la concentrazione di anioni SO_4^{2-} che è necessario superare affinché inizi a precipitare solfato di calcio ($K_{ps} = 2,5 \cdot 10^{-5}$) da una soluzione $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ in CaCl_2 .
41. Un litro di soluzione è $1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ in ioni Mg^{2+} . Calcolare quanti ml di $\text{NaOH } 1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ è necessario aggiungere affinché inizi a precipitare Mg(OH)_2 ($K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-11}$).
42. Calcolare il prodotto di solubilità del solfato piomboso sapendo che in 200 ml di soluzione si sciolgono $8 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ di PbSO_4 .
43. Calcolare la solubilità di Ag_2CrO_4 espressa in mol/l e in g/l, sapendo che la sua K_{ps} è pari a $1,5 \cdot 10^{-12}$.
44. Una soluzione è $1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ in HCl , $4 \cdot 10^{-4} \text{ M}$ in ioni Cu^{2+} e $1,5 \cdot 10^{-5} \text{ M}$ in ioni Pb^{2+} . Calcolare che specie chimica precipita e in che quantità sapendo che i prodotti di solubilità di CuCl e di PbCl_2 valgono rispettivamente $3,2 \cdot 10^{-7}$ e $1,6 \cdot 10^{-5}$.
45. Calcolare la massima concentrazione di ioni Zn^{2+} in una soluzione $1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ di NH_3 senza che si verifichi precipitazione, sapendo che il prodotto di solubilità di Zn(OH)_2 è pari a $4,5 \cdot 10^{-17}$ e la K_b dell'ammoniaca è pari a $1,8 \cdot 10^{-5}$.
46. Calcolare la K_{ps} del fluoruro di calcio sapendo che le sue soluzioni sature contengono $1,7 \cdot 10^{-2} \text{ g/l}$ di sale.
47. Calcolare quanti grammi di AgCl ($K_{ps} = 1,6 \cdot 10^{-10}$) precipitano quando si mescolano 25 ml di una soluzione $1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ di AgNO_3 con 500 ml di una soluzione $1 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ di HCl . Calcolare inoltre la solubilità in mol/l del cloruro di argento rimasto in soluzione.
48. Calcolare la solubilità in mol/l e in g/l dello iodato piomboso sapendo che la sua $K_{ps} = 2,6 \cdot 10^{-13}$.

RISOLUZIONI

40. $7,8 \cdot 10^{-3}$
 41. 170 ml
 42. $1,74 \cdot 10^{-8}$
 43. $7,2 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ $2,39 \cdot 10^{-2} \text{ g/l}$
 44. precipitano $8 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ di CuCl
 45. $2,87 \cdot 10^{-9}$
 46. $4 \cdot 10^{-11}$
 47. precipitano $3,57 \cdot 10^{-3} \text{ g}$ di AgCl rimangono in soluzione $1,77 \cdot 10^{-7} \text{ mol/l}$
 48. $4 \cdot 10^{-5} \text{ mol/l}$ $2,24 \text{ g/l}$

5. ELETTROCHIMICA

1. Calcolare quanti grammi di cadmio si depositano al catodo per via elettrolitica, se nella cella contenente CdCl_2 fuso passano 6 A per 15 minuti.
2. Calcolare la carica elettrica necessaria affinché al catodo di una cella elettrolitica contenente una soluzione di CuCl_2 si scarichino 5 equivalenti di rame.
3. In due celle elettrolitiche separate, contenenti rispettivamente nitrato di argento e cloruro di alluminio fusi, passa una corrente di 0,5 A. Calcolare quanto argento e quanto alluminio si sono depositati ai rispettivi elettrodi dopo un'ora e venti minuti.
4. Calcolare quanti grammi di zinco si depositano al catodo di una cella elettrolitica contenente ZnCl_2 fuso, se vi passa per 30 minuti una corrente di 5 ampere.
5. Calcolare quanto tempo è necessario per separare elettroliticamente il rame contenuto in 500 ml di una soluzione 0,1 M di CuCl_2 , con una corrente di 2 A.
6. Calcolare l'intensità di corrente necessaria per ottenere al catodo 2,5 g di oro all'ora da una soluzione di AuCl_3 .
7. Calcolare il tempo necessario per purificare 2,272 kg di argento puro all'85% , usato come anodo in una soluzione elettrolitica di nitrato di argento in cui viene fatta passare una corrente di 120 A
8. Calcolare il volume occupato a 20 °C e a pressione atmosferica dal cloro liberato all'anodo di una cella elettrolitica contenente NaCl fuso, attraverso il quale viene fatta passare per 3 ore 45 minuti una corrente di 20 A.

RISOLUZIONI

1. 3,144 g
2. 482.500 C
3. 2,68 g
4. 3,049 g
5. $1^{\text{h}} 20^{\text{min}} 25^{\text{sec}}$
6. 1,02 A
7. 4^{h}
8. 33,6 l