

ESERCIZI

Sommario

1	Bilanciamento.....	1
2	Pesi (masse) relativi ed assoluti.....	7
3	Mole, Peso molare e numero di Avogadro.....	8
4	Elementi, Nuclidi (isotopi, isobari, isotoni) e Ioni.....	8
5	Rapporti stechiometrici molari e ponderali.....	9
6	Conversione 'composizione percentuale/formula'	13
7	Numero di ossidazione e nomenclatura	13
8	Concentrazione delle soluzioni acquose.....	19
9	Abbassamento Crioscopico ed Innalzamento Ebulloscopico	23
10	Legge di Raoult	24
11	Pressione osmotica	26
12	Legge di Henry	27
13	Cinetica	28
14	Leggi dei gas.....	48
15	Equilibri chimici in fase gassosa	50
16	pH	58
17	Titolazioni	62
18	Equilibri di dissociazione ionica	64
18.1	Dissociazione di acidi e basi	64
18.2	Equilibri di idrolisi	68
18.3	Soluzioni tampone	76
18.4	Equilibri di solubilità	88
19	Elettrochimica	92

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)

Bilanciamento redox in forma molecolare

1. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{CuSO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ (1,3,4 - 1,3,2,4)
2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (1,3,1 - 1,1,1)
3. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (1,6,14 - 2,8,3,7)
4. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2 + \text{KNO}_2$ (1,2,3 - 2,2,3)
5. $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (5,2,3 - 1,2,5,8)
6. $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (2,5,3 - 1,2,10,8)
7. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (2,16 - 2,2,5,8)
8. $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (1,2 - 1,1,2)
9. $\text{Na}_2\text{HAsO}_3 + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{KBr} + \text{H}_3\text{AsO}_4$ (3,1,6 - 6,1,3)
10. $\text{NaNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NO} + \text{Na}_2\text{O}$ (3 - 1,2,1)
11. $\text{K}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{S}$ (4 - 3,1)
12. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2\text{O}_3$ (1,1 - 1,1)
13. $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$ (2,10,8 - 1,2,5,8)
14. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{KCl} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ (1,3,8 - 2,2,3,7)
15. $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (2,10,8 - 6,2,5,8)
16. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl} + \text{O}_2$ (2 - 1,1,1)
17. $\text{Pb} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ (3,8 - 3,2,4)
18. $\text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{As} + \text{SnCl}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (2,3,6 - 2,3,6)
19. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (2,16 - 2,2,5,8)
20. $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ (1,2 - 3,2)
21. $\text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NO} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (2,6 - 2,3,4)
22. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ (2,3 - 2,3,4)
23. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ (3,8 - 3,2,4)
24. $\text{Br}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (3,1,4 - 6,1)
25. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (1,2,4 - 1,1,1,7)
26. $\text{Cl}_2 + \text{KI} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (3,1,6 - 6,1,3)
27. $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{NO}$ (3,4,7 - 6,4)
28. $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$ (4,11 - 2,8)
29. $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (2,15 - 14,6)
30. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{CO} + \text{P}_4$ (2,6,10 - 6,10,1)
31. $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$ (2,1 - 2)
32. $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$ (1,2 - 1,1,1)
33. $\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ (2,1 - 2)
34. $\text{KClO} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3$ (3 - 2,1)
35. $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$ (1,2 - 1,2)
36. $\text{NaIO}_3 + \text{NaHSO}_3 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$ (2,5 - 3,2,1,1)
37. $\text{Fe} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$ (4,3 - 2)
38. $\text{ZnS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$ (2,3 - 2,2)
39. $\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Cr}$ (2,1 - 1,2)
40. $\text{C} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{CS}_2 + \text{CO}$ (5,2 - 1,4)
41. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (4,3 - 2,6)
42. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl}$ (1,1 - 2)
43. $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{NH}_3$ (1,3 - 2)
44. $\text{CS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2$ (1,3 - 1,2)
45. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$ (2 - 2,3)

46. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$	(1,1 - 1,1)
47. $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$	(2 - 2,1)
48. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$	(2,3 - 2,4,3)
49. $\text{KMnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	(2,10,8 - 2,6,5,8)
50. $\text{Li}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{O} + \text{O}_2$	(2 - 2,1)
51. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	(1,14 - 2,2,3,7)
52. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	(4,5 - 4,6)
53. $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$	(3,2 - 1,3,3)
54. $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	(1,4 - 1,4,2)
55. $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	(1,10 - 2,10,4)
56. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$	(8,5 - 4,4,1,4)
57. $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	(2,2 - 1,1,1,2)
58. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2 + \text{KNO}_2$	(1,2,3 - 2,2,3)
59. $\text{MnO}_2 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$	(1,2,2 - 1,1,2)
60. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	(1,3,14 - 2,3,2,7)
61. $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2 + \text{HgSO}_4 \rightarrow \text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{HgSO}_4$	(2,1 - 1,2)
62. $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$	(1,2 - 1,1)
63. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$	(2 - 2,3)
64. $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$	(1,1 - 1,1)
65. $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$	(1,1 - 1,1)
66. $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH} + \text{H}_2$	(2,2 - 2,1)
67. $\text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3$	(4,3 - 2)
68. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO} + \text{Fe}$	(1,3 - 3,2)
69. $\text{CuO} + \text{CO} \rightarrow \text{Cu} + \text{CO}_2$	(1,1 - 1,1)
70. $\text{P} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$	(2,5 - 2)
71. $\text{H}_2\text{S} + \text{NaClO} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{S}$	(1,1 - 1,1,1)
72. $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{S}$	(2,1 - 2,2)
73. $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	(1,4 - 1,4)
74. $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{S}$	(1,2 - 2,3)
75. $\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_3$	(2,1 - 2)
76. $\text{C} + \text{S} \rightarrow \text{CS}_2$	(1,2 - 1)
77. $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	(1,1 - 1,1)
78. $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{CO}$	(1,1 - 1,1,1)
79. $\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2$	(2,1 - 1,1)
80. $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$	(2 - 2,3)
81. $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$	(2,1 - 1,2,1)
82. $\text{NaI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{I}_2$	(2,1 - 2,1)
83. $\text{As} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AsCl}_3$	(2,3 - 2)
84. $\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{KOH} + \text{I}_2$	(2,1 - 2,1)
85. $\text{NaI} + \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$	(2,1,3 - 1,2,2,1)
86. $\text{NaBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{Br}_2$	(2,1 - 2,1)
87. $\text{Cl}_2 + \text{KI} \rightarrow \text{KCl} + \text{I}_2$	(1,2 - 2,1)
88. $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	(2,3 - 2,2)
89. $\text{BCl}_3 + \text{P}_4 + \text{H}_2 \rightarrow \text{BP} + \text{HCl}$	(4,1,6 - 4,12)
90. $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$	(1 - 1,1,4)
91. $\text{KrF}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Kr} + \text{O}_2 + \text{HF}$	(2,2 - 2,1,4)
92. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{C} + \text{N}_2 \rightarrow \text{NaCN} + \text{CO}$	(1,4,1 - 2,3)

93. $\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{CO}$	(1,6,6 - 2,1,3,6)
94. $\text{H}_3\text{PO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{MoO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	(1,12,21 - 1,21,12)
95. $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}$	(3,8 - 3,3,4,2)
96. $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$	(2,16 - 2,2,8,5)
97. $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$	(2,1,2 - 2,2)
98. $\text{As}_2\text{S}_5 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$	(1,40 - 2,5,12,40)
99. $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$	(1,4 - 1,2,2)
100. $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$	(4,10 - 4,3,1)
101. $\text{CdS} + \text{I}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CdCl}_2 + \text{HI} + \text{S}$	(1,1,2 - 1,2,1)
102. $\text{MnO} + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$	(2,5,10 - 2,5,4)
103. $\text{CrI}_3 + \text{KOH} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KIO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	(2,64,27 - 2,6,54,32)
104. $\text{Na}_2\text{HASO}_3 + \text{KBrO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{KBr} + \text{H}_3\text{AsO}_4$	(3,1,6 - 6,1,3)
105. $\text{Na}_2\text{TeO}_3 + \text{NaI} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{Te} + \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$	(1,6,6 - 6,1,3,3)
106. $\text{I}_2 + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI}$	(3,4 - 2,6)
107. $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{KCl}$	(1,4,6 - 2,1,1,4)
108. $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} + \text{NaClO} \rightarrow \text{NaBiO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$	(1,2,2 - 2,2,1)
109. $\text{K}_3\text{Fe}(\text{CN})_6 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6 + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	(6,1,10 - 6,2,5)
110. $\text{HNO}_3 + \text{HI} \rightarrow \text{NO} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$	(2,6 - 2,3,4)
111. $\text{MnSO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	(1,1,2 - 1,2,1)
112. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$	(1,3,14 - 2,3,2,7)
113. $\text{CoCl}_2 + \text{Na}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_3 + \text{NaCl}$	(2,1,2,2 - 2,4)
114. $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{KIO}_3 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{SbO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} + \text{KCl} + \text{ICl}$	(1,1,2,6 - 2,1,1)
115. $\text{Ag} + \text{KCN} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KAg}(\text{CN})_2 + \text{KOH}$	(4,8,1,2 - 4,4)
116. $\text{WO}_3 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{W}_3\text{O}_8 + \text{H}_2\text{SnCl}_6 + \text{H}_2\text{O}$	(3,1,4 - 1,1,1)
117. $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	(4,5 - 4,6)
118. $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$	(3,2 - 1,3,3)
119. $\text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KHSO}_4 + \text{O}_2 + \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	(4,4 - 4,1,4,2)
120. $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	(1,4 - 1,4,2)
121. $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	(1,10 - 2,10,4)
122. $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$	(8,5 - 4,4,1,4)
123. $\text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	(2,2 - 1,1,1,2)
124. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2 + \text{KNO}_2$	(1,2,3 - 2,2,3)
125. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{P}_4 + \text{CO}$	(2,6,10 - 6,1,10)
126. $\text{Cu}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2 + \text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{K}_2\text{Cu}(\text{CN})_3 + \text{KCNO} + \text{KCl}$	(2,7,1 - 6,2,2,1,2)

Bilanciamento redox in forma ionica netta

1) $\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{ClO}^- \rightarrow \text{BiO}_3^- + \text{Cl}^-$	(amb. basico)
2) $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClO}_3^- + \text{Cl}^-$	(amb. basico)
3) $\text{Cl}_2 + \text{I}^- \rightarrow \text{IO}_3^- + \text{Cl}^-$	(amb. basico)
4) $\text{Mn}^{2+} + \text{BiO}_3^- \rightarrow \text{MnO}_4^- + \text{Bi}^{3+}$	(amb. acido)
5) $\text{Mo} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{MoO}_3 + \text{NO}$	(amb. acido)
6) $\text{NO} + \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{Cl}^-$	(amb. basico)
7) $\text{Al} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{NH}_3$	(amb. acido)
8) $\text{Zn} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_4^{2-} + \text{NH}_3$	(amb. basico)
9) $\text{ClO}_3^- + \text{SO}_2 \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{HSO}_4^-$	(amb. acido)
10) $\text{Bi}^{3+} + \text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Bi}$	
11) $\text{MnO}_4^- + \text{C}_7\text{H}_6\text{O} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2$	(amb. acido)
12) $\text{Cu} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO}$	(amb. acido)
13) $\text{ClO}_2 \rightarrow \text{ClO}_2^- + \text{ClO}_3^-$	(amb. basico)
14) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{I}^- \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{I}_2$	(amb. acido)
15) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+}$	(amb. acido)

- 16) $\text{AsO}_3^{3-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + \text{I}^-$ (amb. acido)
- 17) $\text{Br}^- + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2$ (amb. acido)
- 18) $\text{I}^- + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{I}_2 + \text{Mn}^{2+}$ (amb. acido)
- 19) $\text{Sn}^{2+} + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Sn}^{4+} + \text{Mn}^{2+}$ (amb. acido)
- 20) $\text{S}^{2-} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{S} + \text{NO}$ (amb. acido)
- 21) $\text{Cu} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_2$ (amb. acido)
- 22) $\text{S}^{2-} + \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Cl}^-$
- 23) $\text{Hg} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Hg}^{2+} + \text{NO}$ (amb. acido)
- 24) $\text{Cl}^- + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Mn}^{2+}$ (amb. acido)
- 25) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{O}_2 + \text{Mn}^{2+}$ (amb. acido)
- 26) $\text{Cu} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO}_2$ (amb. acido)
- 27) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{S}$ (amb. acido)
- 28) $\text{Na} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{H}_2$ (amb. basico)
- 29) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{Cl}_2$ (amb. acido)
- 30) $\text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{NO}$ (amb. acido)
- 31) $\text{ClO}^- + \text{I}^- \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cl}^-$ (amb. basico)
- 32) $\text{Fe}^{2+} + \text{ClO}_4^- \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^-$ (amb. acido)
- 33) $\text{Ag} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{NO}$ (amb. acido)
- 34) $\text{Sn} + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Sn}^{4+} + \text{NO}_2$ (amb. acido)
- 35) $\text{BrO}_3^{3-} + \text{F}_2 \rightarrow \text{BrO}_4^{3-} + \text{F}^-$ (amb. basico)
- 36) $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- 37) $\text{P}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_2^- + \text{PH}_3$ (amb. basico)
- 38) $\text{Cl}^- + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Pb}^{2+}$ (amb. acido)
- 39) $\text{C} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{SO}_2$ (amb. acido)
- 40) $\text{Ag} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{SO}_2$ (amb. acido)
- 41) $\text{SO}_3^{2-} + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{MnO}_2$ (amb. basico)
- 42) $\text{SO}_3^{2-} + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{Mn}^{2+}$ (amb. acido)
- 43) $\text{NO}_2^- + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{NO}_3^- + \text{Mn}^{2+}$ (amb. acido)
- 44) $\text{S}^{2-} + \text{NO}_2^- \rightarrow \text{S} + \text{NO}$ (amb. acido)
- 45) $\text{P}_4 + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{NO}$ (amb. acido)
- 46) $\text{C} + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{CO} + \text{P}_4$ (amb. acido)
- 47) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + \text{NO}_2^-$ (amb. acido)
- 48) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{O}_2 + \text{Mn}^{2+}$ (amb. acido)

Risposte

- 1) $\text{Bi}_2\text{O}_3 + 2\text{ClO}_3^- + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{BiO}_3^- + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $3\text{Cl}_2 + 6\text{OH}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + 5\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$
- 3) $3\text{Cl}_2 + \text{I}^- + 6\text{OH}^- \rightarrow \text{IO}_3^- + 6\text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$
- 4) $2\text{Mn}^{2+} + 5\text{BiO}_3^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{MnO}_4^- + 5\text{Bi}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{Mo} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{MoO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- 6) $6\text{NO} + \text{ClO}_3^- + 6\text{OH}^- \rightarrow 6\text{NO}_2^- + \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$
- 7) $8\text{Al} + 3\text{NO}_3^- + 27\text{H}^+ \rightarrow 8\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$
- 8) $4\text{Zn} + \text{NO}_3^- + 7\text{OH}^- + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Zn(OH)}_4^{2-} + \text{NH}_3$
- 9) $2\text{ClO}_3^- + \text{SO}_2 + \text{H}^+ \rightarrow 2\text{ClO}_2 + \text{HSO}_4^-$
- 10) $2\text{Bi}^{3+} + 3\text{Zn} \rightarrow 3\text{Zn}^{2+} + 2\text{Bi}$
- 11) $2\text{MnO}_4^- + 5\text{C}_7\text{H}_6\text{O} + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
- 12) $3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 13) $2\text{ClO}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{ClO}_2^- + \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$
- 14) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{I}^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{I}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$
- 15) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Fe}^{2+} + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 6\text{Fe}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
- 16) $\text{AsO}_3^{3-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{AsO}_4^{3-} + 2\text{I}^- + 2\text{H}^+$
- 17) $\text{Br}^- + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 18) $10\text{I}^- + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ \rightarrow 5\text{I}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$
- 19) $5\text{Sn}^{2+} + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ \rightarrow 5\text{Sn}^{4+} + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$
- 20) $3\text{S}^{2-} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{S} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 21) $\text{Cu} + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 22) $3\text{S}^{2-} + 4\text{ClO}_3^- \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 4\text{Cl}^-$
- 23) $3\text{Hg} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Hg}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 24) $10\text{Cl}^- + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ \rightarrow 5\text{Cl}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$
- 25) $5\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ \rightarrow 5\text{O}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$
- 26) $\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 27) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{S}^{2-} + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S} + 7\text{H}_2\text{O}$
- 28) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$

- 29) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Cl}^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Cl}_2 + 7\text{H}_2\text{O}$
- 30) $3\text{Fe}^{2+} + \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Fe}^{3+} + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 31) $\text{ClO}^- + 2\text{I}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$
- 32) $8\text{Fe}^{2+} + \text{ClO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow 8\text{Fe}^{3+} + \text{Cl}^- + 4\text{H}_2\text{O}$
- 33) $3\text{Ag} + \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Ag}^+ + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 34) $\text{Sn} + 4\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 35) $\text{BrO}_3^{3-} + \text{F}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{BrO}_4^{3-} + 2\text{F}^- + \text{H}_2\text{O}$
- 36) $\text{S}^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$
- 37) $\text{P}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{OH}^- \rightarrow 3\text{H}_2\text{PO}_2^- + \text{PH}_3$
- 38) $2\text{Cl}^- + \text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 39) $\text{C} + 2\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 40) $2\text{Ag} + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Ag}^+ + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 41) $3\text{SO}_3^{2-} + 2\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{OH}^-$
- 42) $5\text{SO}_3^{2-} + 2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ \rightarrow 5\text{SO}_4^{2-} + 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$
- 43) $5\text{NO}_2^- + 2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ \rightarrow 5\text{NO}_3^- + 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$
- 44) $\text{S}^{2-} + 2\text{NO}_2^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{S} + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 45) $3\text{P}_4 + 20\text{NO}_3^- + 8\text{H}_2\text{O} \rightarrow 12\text{PO}_4^{3-} + 20\text{NO} + 16\text{H}^+$
- 46) $10\text{C} + 4\text{PO}_4^{3-} + 12\text{H}^+ \rightarrow 10\text{CO} + \text{P}_4 + 6\text{H}_2\text{O}$
- 47) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{NO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{CrO}_4^{2-} + 3\text{NO}_2^- + 4\text{H}^+$
- 48) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{O}_2 + \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

2 Pesi (masse) relativi ed assoluti

Calcolare i pesi molecolari relativi ed assoluti delle seguenti sostanze

$\text{K}_4\text{Fe}(\text{CN})_6$	(368,34 u – 6,12 10^{-22} g)	MnO_2	(86,94 u - 1,44 10^{-22} g)
H_2SO_4	(98,08 u – 1,63 10^{-22} g)	MnSO_4	(151,00 u – 2,51 10^{-22} g)
H_2O	(18,02 u – 2,99 10^{-23} g)	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	(399,88 u – 6,64 10^{-22} g)
K_2SO_4	(174,26 u – 2,89 10^{-22} g)	Cr_2O_3	(151,99 u – 2,52 10^{-22} g)
FeSO_4	(151,91 u – 2,52 10^{-22} g)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	(74,09 u – 1,23 10^{-22} g)
$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	(132,14 u – 2,19 10^{-22} g)	Na_2HAsO_3	(169,91 u – 2,82 10^{-22} g)
CO	(28,10 u – 4,67 10^{-23} g)	KBrO_3	(167,00 u – 2,77 10^{-22} g)
KBr	(119,00 u – 1,98 10^{-22} g)	H_3AsO_4	(141,94 u – 2,36 10^{-22} g)
Br_2	(159,81 u – 2,65 10^{-22} g)	NaCl	(58,44 u – 9,70 10^{-23} g)
SO_2	(64,06 u – 1,06 10^{-22} g)	$\text{Ce}_2(\text{SO}_4)_3$	(568,42 u – 9,44 10^{-22} g)
Na_2CO_3	(105,99 u – 1,76 10^{-22} g)	HCl	(36,46 u – 6,05 10^{-23} g)
KNO_3	(101,10 u – 1,68 10^{-22} g)	Fe_2O_3	(159,69 u – 2,65 10^{-22} g)
Na_2CrO_4	(161,97 u – 2,69 10^{-22} g)	NaIO_3	(197,89 u – 3,29 10^{-22} g)
CO_2	(44,01 u – 7,31 10^{-23} g)	CaH_2	(42,09 u – 6,99 10^{-23} g)
KNO_2	(85,10 u – 1,41 10^{-22} g)	$\text{Ba}(\text{ClO})_2$	(240,23 u – 3,99 10^{-22} 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 g di Carbonato di Litio Li_2CO_3 (6,8 10^{-1})
 - b) 753 g di idrossido Ferrico $\text{Fe}(\text{OH})_3$ (7,04)
 - c) 37 g di Ossido di Calcio CaO (6,7 10^{-1})
 - d) 2 g di Anidride Nitrica N_2O_5 (1,85 10^{-2})
 - e) 5 g di Ossigeno gassoso. O_2 (1,6 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 10^{-4} mol)
5. Quante molecole sono contenute in $3,5 \cdot 10^{-1}$ mol di metano CH_4 (2,108 10^{23})
6. Quanti atomi sono presenti in 2 g d'Oro Au (6,1 10^{21})
7. Quanto pesano 10^{21} atomi di Ferro Fe (9,3 10^{-2} g)
8. Quante molecole sono presenti in 120 g di glucosio $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ (4 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 10^{-22} g)
11. A quante moli corrispondono e quanto pesano $2 \cdot 10^{18}$ atomi di Rame Cu (3,3 10^{-6} mol; 2,1 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 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, $N = A - Z = 65 - 29 = 36 - 30 = 36$
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) $A = 123 =$ numero nucleoni
p) no, hanno medesimo $A = 32$ (isobari) q) $Z = 17$
r) ${}^{29}_{14}\text{Si}$ s) ${}^{68}_{30}\text{Zn}$ t) sì, $N = A - Z = 23 - 11 = 12 - 12 = 12$

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

- | | | | |
|-------------------|----------------|--|-----------|
| 1. Mg-24 (78,70%) | Mg-25 (10,13%) | Mg-26 (11,17%) | [24,3 u] |
| 2. K- 39 (93,10%) | K-41 (6,9%) | | [39,1 u] |
| 3. B-10 (19,78%) | B-11 (80,22%) | | [10,8 u] |
| 4. Ir-191 (37,3%) | Ir-193 (62,7%) | | [192,2 u] |
| 5. 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:

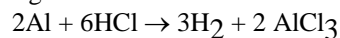
$$1\text{Pm}_{\text{GLUC}} : 2\text{Pm}_{\text{ALC}} = X : 1000$$

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

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

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

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

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

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 CO₂ 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 H₂SO₄? Quanto Solfato di Alluminio Al₂(SO₄)₃ si formerà da tale reazione?

5. $HI + Mg(OH)_2 \rightarrow MgI_2 + H_2O$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto Ioduro di Magnesio MgI₂ 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 H₃PO₄ sono richiesti per reagire completamente con 75 g di Idrossido di Calcio Ca(OH)₂. Quanto Ca₃(PO₄)₂ si forma da tale reazione?

7. $P + O_2 \rightarrow P_2O_5$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto Fosforo P e quanto Ossigeno O₂ sono necessari per produrre 1000 grammi di Anidride Fosforica P₂O₅. Se facessimo reagire 500 grammi di Fosforo con 500 grammi di Ossigeno, quanta Anidride Fosforica si otterrebbe?

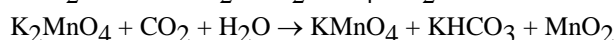
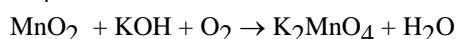
8. $ZnS + O_2 \rightarrow ZnO + SO_2$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di ossido di zinco si formano per forte riscaldamento in aria di 1 kg di ZnS.

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 (H₂SO₄) possono essere preparati da un chilogrammo di minerale cuprite (Cu₂S), 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 Cu₂S. Calcolare quanti grammi di solfuro rameico Cu₂S 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 (K₂MnO₄) e successivamente in permanganato (KMnO₄) 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 O₂ sono richiesti per ossidare completamente 85,6 g di carbonio C ad anidride carbonica CO₂? Quante moli di CO₂ si formano? Quanto ossigeno è necessario per ossidare la stessa quantità di carbonio ad ossido di carbonio CO? Quante moli di CO si formano?

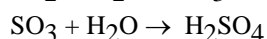
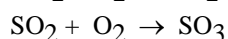
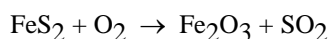
14. Nella decomposizione del clorato di potassio (KClO₃) in ossigeno (O₂) e cloruro di potassio (KCl) si formano 64,2 g di ossigeno. Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di cloruro di potassio vengono prodotti.

15. $Mg(OH)_2 + HNO_2 \rightarrow Mg(NO_2)_2 + H_2O$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanti grammi di Mg(NO₂)₂ si otterranno, disponendo di 8,2 g di idrossido di magnesio (Mg(OH)₂) e di acido nitroso (HNO₂) in eccesso.

16. $NaIO_3 + NaHSO_3 \rightarrow NaHSO_4 + Na_2SO_4 + H_2O + I_2$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto iodato (NaIO₃) e quanto bisolfito (NaHSO₃) sono necessari per produrre 1 kg di I₂.

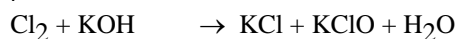
17. $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$ Dopo aver bilanciato, calcolare che massa di ossido ferrico (Fe₂O₃) può essere ottenuta per completa ossidazione di 100 g di ferro.

18. Quanti grammi di acido solforico (H₂SO₄) possono essere ottenuti da 1 Kg di pirite (FeS₂) secondo le seguenti reazioni (da bilanciare):



19. Una miscela di 100 g di H₂ e 100 g di O₂ è sottoposta ad una scarica elettrica in modo che si formi acqua. Calcolare quanti grammi di acqua si producono.

20. Il perclorato di potassio (KClO₄) può essere ottenuto attraverso la seguente serie di reazioni (da bilanciare):



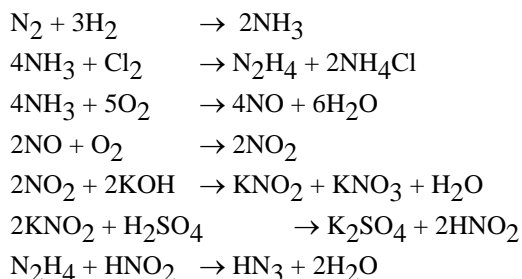
Calcolare quanti grammi di Cl₂ sono necessari per preparare 100 g di perclorato.

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

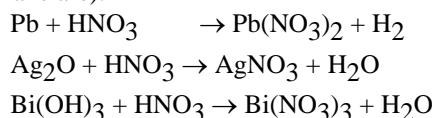
23. Il solfuro di carbonio può essere prodotto dalla seguente reazione: $\text{C} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{CS}_2 + \text{CO}$ Dopo aver bilanciato, calcolare quanto solfuro (CS_2) si può produrre da 450 kg di anidride solforosa (SO_2).

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 cromico (CrCl_3) si forma.

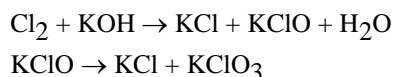
27. Data la reazione (da bilanciare) $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + \text{HCl}$ calcolare quanti grammi di solfato (BaSO_4) si formano facendo reagire 500 g di cloruro (BaCl_2) con 100 g di acido solforico (H_2SO_4). Calcolare inoltre quale dei due reagenti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

28. Data la reazione (da bilanciare) $\text{MgCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{Mg(NO}_3)_2$ calcolare quanti grammi di cloruro di argento (2AgCl) e di nitrato di magnesio ($\text{Mg(NO}_3)_2$) 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. $\text{BaCl}_2 + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{Ba(NO}_3)_2$

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 $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{AlCl}_3$

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 Mg(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 ₂ O 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 ₂ O ₃ | 6) CaO | 7) Mg(NO ₃) ₂ | 8) Na ₂ SO ₄ | 9) NH ₄ HCO ₃ | 10) C ₆ H ₁₂ 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 ₃ PO ₄ | 2) Sb ₂ O ₅ | 3) C ₅ H ₅ N | 4) K ₂ SO 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 ₂ O ₂ | 12) C ₂ H ₆ | 13) C ₆ H ₈ O ₆ (ac. Ascorbico - vit.C) | | | |
| 14) C ₈ H ₁₀ N ₄ O ₂ (caffaina) | 15) C ₁₀ H ₁₄ N ₂ (nicotina) | | | | |

7 Numero di ossidazione e nomenclatura

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

ZnCl₂ FeSO₄ KMnO₄ NaClO KNO₂ Fe₂(SO₄)₃ HF CuO P₂O₃ LiClO₃ SO₂ NaI NaHSO₄ CO₂ Ca(IO₄)₂ H₂S
Ba(OH)₂ PbBr₂ AlPO₃ HBrO₄ H₃BO₃

Risposte

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

1. Carbonato di sodio + Idrossido di Calcio → Idrossido di Sodio + Carbonato di Calcio
2. Nitrato di Argento + Cloruro Ferrico → Cloruro di Argento + Nitrato Ferrico
3. Acido Solfidrico + Idrossido Piomboso → Solfuro Piomboso + Acqua
4. Anidride Solforosa + Idrossido di Sodio → Solfito di Sodio + Acqua
5. Solfito Monoacido di Potassio + Acido Cloridrico → Acido Solforoso + Cloruro di Potassio
6. Solfuro di Zinco + Ossigeno → Ossido di Zinco + Anidride Solforosa
7. Clorato di Potassio → Cloruro di Potassio + Ossigeno
8. Acido Iodidrico + Acido Solforico → Anidride Solforosa + Acqua + Iodio (I₂)
9. Stagno + Acido Nitrico → Ossido Stannico + Biossido di Azoto + Acqua
10. Carbonato Monoacido di Calcio → Carbonato di Calcio + Acqua + Anidride Carbonica
11. Solfuro Piomboso + Ossigeno → Ossido Piomboso + Anidride Solforosa
12. Ossido Stannico + Carbonio → Stagno + Ossido di Carbonio

Risposte

1. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3$
2. $3\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow 3\text{AgCl} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$
3. $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbS} + 2\text{H}_2\text{O}$
4. $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{KHSO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 + \text{KCl}$
6. $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$
7. $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
8. $2\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$
9. $\text{Sn} + 4\text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
10. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
11. $2\text{PbS} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2$
12. $\text{SnO}_2 + 2\text{C} \rightarrow \text{Sn} + 2\text{CO}$

3. Riscrivi in formule le reazioni, completandole con i prodotti di reazione, gli opportuni coefficienti stechiometrici ed i nomi dei prodotti

- | | |
|--|--|
| 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. Ossido di Sodio + anidride nitrosa → |
| 14. idrossido di bario + anidride carbonica → | 44. ossido di potassio + anidride nitrica → |
| 15. idrossido di alluminio + acido ortofosforico → | 45. anidride solforica + acqua → |
| 16. ossido rameico + acido solforico → | 46. Ossido di Calcio + Anidride carbonica → |
| 17. idrossido di sodio + acido nitrico → | 47. Acido Solforico + Fluoruro di Calcio → |
| 18. carbonato di calcio + acido cloridrico → | 48. Cloruro Arsenioso + Acido Solfidrico → |
| 19. solfuro ferroso + acido solforico → | 49. acido solfidrico + nitrato di argento → |
| 20. bromuro di potassio + acido nitrico → | 50. nitrato di cadmio + acido solfidrico → |
| 21. nitrato di argento + cloruro ferrico → | 51. cloruro di sodio + acido solforico → |
| 22. cloruro piomboso + acido solfidrico → | 52. idrossido di bario + acido solforico → |
| 23. carbonato monoacido di sodio + acido nitroso → | 53. anidride arseniosa + acqua → |
| 24. idrossido di alluminio + acido cianidrico → | 54. acido carbonico + idrossido di potassio → |
| 25. acido ipocloroso + idrossido di bario → | 55. acido cianidrico + idrossido di potassio → |
| 26. acido carbonico + idrossido ferrico → | 56. acido metarsenico + acqua → |
| 27. acido cromico + idrossido di magnesio → | 57. acido silicico + idrossido di litio → |
| 28. acido bromidrico + idrossido di magnesio → | 58. acido solfidrico + idrossido di calcio → |
| 29. idrossido mercurioso + acido solfidrico → | 59. anidride nitrica + ossido di magnesio → |
| 30. acido nitroso + idrossido di sodio → | 60. acido cloroso + ammoniacale → |

Risposte

1) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$	Acido solforoso
2) $\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}(\text{ClO}_3)_2$	Clorato ferroso
3) $2\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	Fosfito rameico + acqua
4) $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{CsOH}$	Idrossido di cesio
5) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HPO}_3$	Acido metafosforico
6) $\text{PbO}_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{CO}_3)_2$	Carbonato piombico
7) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3$	Idrossido di sodio + carbonato di calcio
8) $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$	Solfato di sodio + acido cloridrico
9) $2\text{NaF} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgF}_2 + 2\text{NaOH}$	Fluoruro di magnesio + idrossido di sodio
10) $\text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3$	Carbonato di litio
11) $\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2$	Nitrito di sodio
12) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$	Cloruro di calcio + acido carbonico
13) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Solfato di bario + acqua
14) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Carbonato di bario + acqua
15) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AlPO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	Fosfato di alluminio + acqua
16) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Solfato rameico + acqua
17) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Nitrato di sodio + acqua
18) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$	Cloruro di calcio + acido carbonico
19) $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$	Solfato ferroso + acido solfidrico
20) $\text{KBr} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{HBr}$	Nitrato di potassio + acido bromidrico
21) $3\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow 3\text{AgCl} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	Cloruro di argento + nitrato ferrico
22) $\text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{PbS} + 2\text{HCl}$	Solfuro piomboso + acido cloridrico
23) $\text{NaHCO}_3 + \text{HNO}_2 \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$	Nitrito di sodio + acido carbonico
24) $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCN} \rightarrow \text{Al}(\text{CN})_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	Cianuro di alluminio + acqua
25) $2\text{HClO} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ba}(\text{ClO})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Ipoclorito di bario + acqua
26) $3\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$	Carbonato ferrico + acqua
27) $\text{H}_2\text{CrO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCrO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Cromato di magnesio + acqua
28) $2\text{HBr} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgBr}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Bromuro di magnesio + acqua
29) $2\text{HgOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Hg}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	Solfuro mercurioso + acqua
30) $\text{HNO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Nitrito di sodio + acqua
31) $\text{HCN} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCN} + \text{H}_2\text{O}$	Cianuro di potassio + acqua
32) $2\text{HNO}_3 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Nitrato rameico + acqua
33) $\text{H}_2\text{S} + \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{PbS} + 2\text{H}_2\text{O}$	Solfuro piomboso + acqua
34) $2\text{HF} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaF}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Fluoruro di calcio + acqua
35) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$	Carbonato di calcio + acqua
36) $2\text{HCl} + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Cloruro di bario + acqua
37) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{H}_2\text{O}$	Dicromato di potassio + acqua
38) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Solfato di litio + acqua
39) $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{SiF}_4$	Fluoruro di silicio + acqua
40) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_3$	Cloruro di sodio + acqua
41) $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Solfito di sodio + acqua
42) $\text{KHSO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{SO}_3$	Cloruro di potassio + acido solforoso
43) $\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2$	Nitrito di sodio
44) $\text{K}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 2\text{KNO}_3$	Nitrato di potassio
45) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	Acido solforico
46) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$	Carbonato di calcio
47) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CaF}_2 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}$	Solfato di calcio + acido fluoridrico
48) $2\text{AsCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S} \rightarrow 6\text{HCl} + \text{As}_2\text{S}_3$	Acido cloridrico + solfuro arsenioso

49) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} + 2\text{HNO}_3$	Solfuro di argento + acido nitrico
50) $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CdS} + 2\text{HNO}_3$	Solfuro di cadmio + acido nitrico
51) $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$	Solfato di sodio + acido cloridrico
52) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Solfato di bario + acqua
53) $\text{As}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HAsO}_2$	Acido metarsenioso
54) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Idrogeno carbonato di potassio + acqua
55) $\text{HCN} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCN} + \text{H}_2\text{O}$	Cianuro di potassio + acqua
56) $\text{HAsO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4$	Acido ortoarsenico
57) $\text{H}_4\text{SiO}_4 + 2\text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{H}_2\text{SiO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Di idrogeno silicato di litio + acqua
58) $\text{H}_2\text{S} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaS} + 2\text{H}_2\text{O}$	Solfuro di calcio + acqua
59) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato di magnesio
60) $\text{NH}_3 + \text{HClO}_2 \rightarrow \text{NH}_4\text{ClO}_2$	Clorito di ammonio
61) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$	Acido solforoso
62) $\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{FeO} \rightarrow \text{Fe}(\text{ClO}_3)_2$	Clorato ferroso
63) $2\text{H}_3\text{PO}_3 + 3\text{CuO} \rightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_3)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$	Fosfato rameico + acqua
64) $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{CsOH}$	Idrossido di cesio
65) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HPO}_3$	Acido metafosforico
66) $\text{PbO}_2 + 2\text{CO}_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{CO}_3)_2$	Carbonato piomboso
67) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{CaCO}_3$	Idrossido di sodio + carbonato di calcio
68) $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$	Solfato di sodio + acido cloridrico
69) $2\text{NaF} + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgF}_2 + 2\text{NaOH}$	Fluoruro di magnesio + idrossido di sodio
70) $\text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3$	Carbonato di litio
71) $\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_2$	Nitrito di sodio
72) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$	Cloruro di calcio + acido carbonico
73) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	Solfato di bario + acqua
74) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Carbonato di bario + acqua
75) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AlPO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	Fosfato di alluminio + acqua
76) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	Solfato rameico + acqua
77) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Nitrato di sodio + acqua
78) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{CO}_3$	Cloruro di calcio + acido carbonico
79) $\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$	Solfato ferroso + acido solfidrico
80) $\text{KBr} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{HBr}$	Nitrato di potassio + acido bromidrico

4. Scrivi il nome dei seguenti composti ed esegui la reazione di dissociazione ionica

- | | | | | |
|-------------------------------|----------------------------------|---------------------------------|----------------------------------|--|
| 1) H_3PO_3 | 2) $\text{Cu}_3(\text{PO}_3)_2$ | 3) CsOH | 4) HPO_3 | 5) NaCl |
| 6) H_2SO_4 | 7) Na_2SO_4 | 8) HCl | 9) NaF | 10) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ |
| 11) MgF_2 | 12) NaOH | 13) $\text{Al}(\text{OH})_3$ | 14) AlPO_4 | 15) AgNO_3 |
| 16) FeCl_3 | 17) AgCl | 18) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ | 19) HCN | 20) $\text{Al}(\text{CN})_3$ |
| 21) HClO | 22) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | 23) $\text{Ba}(\text{ClO})_2$ | 24) H_2CO_3 | 25) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ |
| 26) HgOH | 27) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ | 28) H_2S | 29) Hg_2S | 30) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |
| 31) H_2SO_4 | 32) LiOH | 33) SiF_4 | 34) As_2S_3 | 35) Ag_2S |
| 36) HNO_3 | 37) Na_2CO_3 | 38) KNO_3 | 39) Na_2CrO_4 | 40) KNO_2 |
| 41) KBrO_3 | 42) Na_2HAsO_3 | 43) H_3AsO_4 | 44) NaNO_2 | 45) LiNO_3 |
| 46) K_2SO_3 | 47) Na_2SO_4 | 48) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ | 49) H_3AsO_3 | 50) SnCl_2 |
| 51) PbCl_4 | 52) KIO_3 | 53) FeS_2 | 54) NaHSO_4 | 55) KClO_4 |
| 56) LiClO_3 | 57) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | 58) NaIO_3 | 59) NaHSO_3 | 60) ZnSO_4 |
| 61) Na_2CrO_4 | 62) KNO_2 | 63) MnSO_4 | 64) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ | 65) HI |
| 66) NaI | 67) AsCl_3 | 68) $\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$ | 69) BCl_3 | 70) $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ |
| 71) NaCN | 72) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ | 73) KH_3SiO_4 | 74) MgHPO_4 | 75) KMnO_4 |

Risposte

1) Acido ortofosforoso	H_3PO_3	\rightarrow	$3\text{H}^+ + \text{PO}_3^{3-}$
2) Ortoosfito rameico	$\text{Cu}_3(\text{PO}_3)_2$	\rightarrow	$3\text{Cu}^{2+} + 2\text{PO}_3^{3-}$
3) Idrossido di Cesio	CsOH	\rightarrow	$\text{Cs}^+ + \text{OH}^-$
4) Acido metafosforico	HPO_3	\rightarrow	$\text{H}^+ + \text{PO}_3^-$
5) Cloruro di sodio	NaCl	\rightarrow	$\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
6) Acido solforico	H_2SO_4	\rightarrow	$2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
7) Solfato di sodio	Na_2SO_4	\rightarrow	$2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
8) Acido cloridrico	HCl	\rightarrow	$\text{H}^+ + \text{Cl}^-$
9) Fluoruro di sodio	NaF	\rightarrow	$\text{Na}^+ + \text{F}^-$
10) Idrossido di magnesio	$\text{Mg}(\text{OH})_2$	\rightarrow	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^-$
11) Fluoruro di magnesio	MgF_2	\rightarrow	$\text{Mg}^{2+} + 2\text{F}^-$
12) Idrossido di sodio	NaOH	\rightarrow	$\text{Na}^+ + \text{OH}^-$
13) Idrossido di alluminio	$\text{Al}(\text{OH})_3$	\rightarrow	$\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^-$
14) Fosfato di alluminio	AlPO_4	\rightarrow	$\text{Al}^{3+} + \text{PO}_4^{3-}$
15) Nitrato di argento	AgNO_3	\rightarrow	$\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^-$
16) Cloruro ferrico	FeCl_3	\rightarrow	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$
17) Cloruro di argento	AgCl	\rightarrow	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^-$
18) Nitrato ferrico	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$	\rightarrow	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{NO}_3^-$
19) Acido cianidrico	HCN	\rightarrow	$\text{H}^+ + \text{CN}^-$
20) Cianuro di alluminio	$\text{Al}(\text{CN})_3$	\rightarrow	$\text{Al}^{3+} + 3\text{CN}^-$
21) Acido ipocloroso	HClO	\rightarrow	$\text{H}^+ + \text{ClO}^-$
22) Idrossido di bario	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	\rightarrow	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$
23) Ipoclorito di bario	$\text{Ba}(\text{ClO})_2$	\rightarrow	$\text{Ba}^{2+} + 2\text{ClO}^-$
24) Acido carbonico	H_2CO_3	\rightarrow	$2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
25) Idrossido ferrico	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	\rightarrow	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^-$
26) Idrossido mercurioso	HgOH	\rightarrow	$\text{Hg}^+ + \text{OH}^-$
27) Carbonato ferrico	$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$	\rightarrow	$2\text{Fe}^{3+} + 3\text{CO}_3^{2-}$
28) Acido solfidrico	H_2S	\rightarrow	$2\text{H}^+ + \text{S}^{2-}$
29) Solfuro mercurioso	Hg_2S	\rightarrow	$2\text{Hg}^+ + \text{S}^{2-}$
30) bicromato di potassio	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	\rightarrow	$2\text{K}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
31) Acido solforico	H_2SO_4	\rightarrow	$2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
32) Idrossido di litio	LiOH	\rightarrow	$\text{Li}^+ + \text{OH}^-$
33) Fluoruro di silicio	SiF_4	\rightarrow	$\text{Si}^{4+} + 4\text{F}^-$
34) Solfuro arsenioso	As_2S_3	\rightarrow	$2\text{As}^{3+} + 3\text{S}^{2-}$
35) Solfuro di argento	Ag_2S	\rightarrow	$2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-}$
36) Acido nitrico	HNO_3	\rightarrow	$\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
37) Carbonato di sodio	Na_2CO_3	\rightarrow	$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
38) Nitrato di potassio	KNO_3	\rightarrow	$\text{K}^+ + \text{NO}_3^-$
39) Cromato di sodio	Na_2CrO_4	\rightarrow	$2\text{Na}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$

40) Nitrito di potassio	KNO_2	\rightarrow	$\text{K}^+ + \text{NO}_2^-$
41) Bromato di potassio	KBrO_3	\rightarrow	$\text{K}^+ + \text{BrO}_3^-$
42) Idrogenoarsenito di sodio	Na_2HAsO_3	\rightarrow	$2\text{Na}^+ + \text{HAsO}_3^{2-}$
43) Acido ortoarsenico	H_3AsO_4	\rightarrow	$3\text{H}^+ + \text{AsO}_4^{3-}$
44) Nitrito di sodio	NaNO_2	\rightarrow	$\text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$
45) Nitrato di litio	LiNO_3	\rightarrow	$\text{Li}^+ + \text{NO}_3^-$
46) Solfito di potassio	K_2SO_3	\rightarrow	$2\text{K}^+ + \text{SO}_3^{2-}$
47) Solfato di sodio	Na_2SO_4	\rightarrow	$2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
48) Nitrato piomboso	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	\rightarrow	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
49) Acido ortoarsenioso	H_3AsO_3	\rightarrow	$3\text{H}^+ + \text{AsO}_3^{3-}$
50) Cloruro stannoso	SnCl_2	\rightarrow	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$
51) Cloruro piombico	PbCl_4	\rightarrow	$\text{Pb}^{4+} + 4\text{Cl}^-$
52) Iodato di potassio	KIO_3	\rightarrow	$\text{K}^+ + \text{IO}_3^-$
53) Disolfuro ferroso	FeS_2	\rightarrow	$\text{Fe}^{2+} + \text{S}_2^{2-}$
54) Idrogenosolfato di sodio	NaHSO_4	\rightarrow	$\text{Na}^+ + \text{HSO}_4^-$
55) Perclorato di potassio	KClO_4	\rightarrow	$\text{K}^+ + \text{ClO}_4^-$
56) Clorato di litio	LiClO_3	\rightarrow	$\text{Li}^+ + \text{ClO}_3^-$
57) Idrossido di calcio	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	\rightarrow	$\text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$
58) Iodato di sodio	NaIO_3	\rightarrow	$\text{Na}^+ + \text{IO}_3^-$
59) Idrogenosolfito di sodio	NaHSO_3	\rightarrow	$\text{Na}^+ + \text{HSO}_3^-$
60) Solfato di zinco	ZnSO_4	\rightarrow	$\text{Zn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
61) Cromato di sodio	Na_2CrO_4	\rightarrow	$\text{Na}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$
62) Nitrito di potassio	KNO_2	\rightarrow	$\text{K}^+ + \text{NO}_2^-$
63) Solfato manganoso	MnSO_4	\rightarrow	$\text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$
64) Solfato ferrico	$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	\rightarrow	$2\text{Fe}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$
65) Acido iodidrico	HI	\rightarrow	$\text{H}^+ + \text{I}^-$
66) Ioduro di sodio	NaI	\rightarrow	$\text{Na}^+ + \text{I}^-$
67) Cloruro arsenioso	AsCl_3	\rightarrow	$\text{As}^{3+} + 3\text{Cl}^-$
68) Idrogenosolfato rameico	$\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$	\rightarrow	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{HSO}_4^-$
69) Cloruro di boro	BCl_3	\rightarrow	$\text{B}^{3+} + 3\text{Cl}^-$
70) Dicromato di ammonio	$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	\rightarrow	$2\text{NH}_4^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
71) Cianuro di sodio	NaCN	\rightarrow	$\text{Na}^+ + \text{CN}^-$
72) Solfato di ammonio	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	\rightarrow	$2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$
73) Triidrogenosilicato di potassio	KH_3SiO_4	\rightarrow	$\text{K}^+ + \text{H}_3\text{SiO}_4^-$
74) Idrogenofosfato di magnesio	MgHPO_4	\rightarrow	$\text{Mg}^{2+} + \text{HPO}_4^{2-}$
75) Permanganato di potassio	KMnO_4	\rightarrow	$\text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$

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

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

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

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

Calcoliamo ora la molarità

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

Calcoliamo infine la molalità

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

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

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

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 L di una soluzione 1,5 M di Acido Solforico
 - 5 L 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 g 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.
- Calcolare la molarità e la molalità di una soluzione di acido solforico di densità 1,2 g/cm³ di concentrazione 27% (p/p).
- 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?
- Che volume di una soluzione di acido solforico concentrato avente densità 1,84 g/cm³ 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 g/cm³?

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 g di H_2SO_4
 - 122 g di NaClO_4
 - 0,85 g 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
- 212,16 g 199,7 g
- 7 g di BaCl_2 su 43 g di acqua
- 49,37 g
- 4,37 M
- 0,4 M
- 6,96 M
- 3,3 M 3,77 m
- del 150% (1,5 L di acqua per ogni litro di soluzione iniziale)
- 12,64 mL, corrispondenti a 23,265 g di soluzione al 98 %
- 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 $M_{dil} = 3,35$ $M_{conc} = 15,7$ $m_{dil} = 3,72$ $m_{conc} = 36,7$
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 °C e la sua $K_{cr} = 4,88 \text{ °C Kg mol}^{-1}$. 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°C.

calcoliamo il peso molecolare incognito

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

da cui

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

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 g di zucchero (saccarosio $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) sono sciolti in 392 g di acqua quali saranno il punto di congelamento ($K_{cr, \text{acqua}} = 1,86 \text{ °C kg mol}^{-1}$) e il punto di ebollizione ($K_{eb, \text{acqua}} = 0,513 \text{ °C kg mol}^{-1}$) della soluzione risultante?
2. Calcolare il punto di congelamento e di ebollizione delle seguenti soluzioni in cui tutti i soluti sono elettroliti forti ($K_{eb, \text{acqua}} = 0,513 \text{ °C kg mol}^{-1}$) ($K_{cr, \text{acqua}} = 1,86 \text{ °C kg mol}^{-1}$):
 - a) 21,6 g di NiSO_4 in 100 g di H_2O
 - b) 100 g di Perclorato di Magnesio in 200 g di H_2O
3. Calcolare il peso molare dei seguenti soluti non elettroliti, sapendo che:
 - a) 6,7 g di soluto in 983 g di acqua abbassano il punto di congelamento a - 0,43°C
 - b) 42 g di soluto in 189 g di acqua portano il punto di ebollizione a 100,68°C
 - c) 82,2 g di soluto in 302 g di benzene ($K_{cr, \text{benz}} = 4,9 \text{ °C kg mol}^{-1}$) abbassano il punto di congelamento del benzene a - 28,3°C (il benzene congela a + 5,4°C)

- d) 10,4 g di soluto in 164 g di Fenolo ($K_{eb, fen} = 3,56^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$) alzano il punto di ebollizione a 196°C (il fenolo bolle a $181,75^{\circ}\text{C}$)
4. Una soluzione contenente 6,35 g di un composto indissociato in 500 g di acqua congela a $-0,465^{\circ}\text{C}$. Sapendo che la $K_{cr, acqua} = 1,86^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$, 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 $100,13^{\circ}\text{C}$ 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 $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$) 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 $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$.
8. Quanti grammi di alcool etilico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) devono essere aggiunti ad un litro di acqua affinché la soluzione non congeli a -20°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 $0,284^{\circ}\text{C}$ ($K_{eb, etere} = 2,11^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$)
11. Calcolare la costante crioscopica del benzene sapendo che il benzene puro congela a $5,45^{\circ}\text{C}$ mentre una sua soluzione contenente 7,24 g di tetracloroetano ($\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$) in 115,3 g di benzene congela a $3,62^{\circ}\text{C}$.

Risposte

1. $-1,4240^{\circ}\text{C}$ $+100,3250^{\circ}\text{C}$
2. a) $-5,2^{\circ}\text{C}$ $+101,43^{\circ}\text{C}$ b) $-12,5^{\circ}\text{C}$ $+103,4^{\circ}\text{C}$
3. a) 29,48 g/mol b) 166,67 g/mol c) 39,58 g/mol d) 15,84 g/mol
4. 50,8 g/mol
5. 63,9 g/mol
6. $-1,09^{\circ}\text{C}$ $100,3^{\circ}\text{C}$
7. $-12,5^{\circ}\text{C}$
8. 495 g
9. $-6,46^{\circ}\text{C}$
10. 106,4 g/mol
11. $4,9^{\circ}\text{C kg mol}^{-1}$

10 Legge di Raoult

Problemi risolti

A) Una soluzione di 5,45 g di un soluto in 50 g di etere etilico ($\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ ha una tensione di vapore di 416 mm di Hg a 20°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

$$\chi_{\text{met}_G} = \frac{P_{\text{met}}}{P_{\text{tot}}}$$

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

$$\chi_{\text{met}_G} = \frac{P_{\text{met}}^{\circ} \chi_{\text{met}_s}}{P_{\text{tot}}}$$

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

$$\chi_{\text{met}_G} = \frac{P_{\text{met}}^{\circ} \chi_{\text{met}_s}}{P_{\text{met}}^{\circ} \chi_{\text{met}_s} + P_{\text{et}}^{\circ} \chi_{\text{et}_s}}$$

sostituiamo ora i valori noti, ricordando che $\chi_{\text{et}_s} = 1 - \chi_{\text{met}_s}$, ottenendo la seguente equazione

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

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

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

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

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

Problemi da risolvere

- Qual'è la pressione di vapore a 24°C di una soluzione di 6 g di benzene (C_6H_6) ($P^{\circ} = 91 \text{ mm Hg}$) e 1,6 g di Cloroformio (CHCl_3) ($P^{\circ} = 189 \text{ mm Hg}$)
- Qual'è la pressione di vapore a 25°C di una soluzione contenente 30 g di toluene ($\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_3$) ($P^{\circ} = 28 \text{ mm}$) e 70 g di benzene C_6H_6 ($P^{\circ} = 95 \text{ mm}$)
- 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 ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) in 60 g di acqua, alla stessa temperatura.
- 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.
- 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 $85^\circ C$ 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 $37^\circ C$ 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 $25^\circ C$ presenta una pressione osmotica di 5,09 atm. Calcolare il grado di dissociazione dell'acido.

$$\pi = MRT_i = MRT(1 - \alpha + \alpha \nu)$$

da cui

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

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

Problemi da risolvere

- 18,6 g di un soluto non elettrolita con peso molecolare 8940 sono sciolti in acqua fino ad ottenere 1 litro di una soluzione a $25^\circ C$. Qual è la pressione osmotica della soluzione?
- 96 g di un soluto non elettrolita sono sciolti in acqua fino ad ottenere 1 litro di una soluzione a $25^\circ C$. La pressione osmotica è di 1315 mm Hg. Qual è il peso molecolare del soluto?
- 200 g di un soluto non elettrolita sono sciolti in acqua fino ad ottenere 1,5 L di una soluzione a $21^\circ C$. La pressione osmotica della soluzione è di 750 mm. Qual è il peso molecolare del soluto?
- Quale pressione osmotica esercita una soluzione 1,8M a $20^\circ C$ di un soluto avente grado di dissociazione 0,3 il quale si dissocia in 3 ioni?
- Qual è la pressione osmotica a $0^\circ C$ di una soluzione acquosa contenente 46 g di glicerina ($C_3H_8O_3$) per litro?

6. La pressione osmotica del sangue è di 7,65 atm a 37°C. Che quantità di glucosio ($C_6H_{12}O_6$) 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 $9,7 \cdot 10^{-3}$ M di HCl è necessario aggiungere a 500 mL di una soluzione di $AgNO_3$ 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.

Risposte

- | | | | | |
|-------------|------------|----------------------------|--------------|-------------|
| 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. $5,4 \cdot 10^5$ 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 $W/Pm = 341/36,5 = 9,34$ 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

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

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

Calcoliamo infine la percentuale in peso della soluzione acida ottenuta

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

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.

Risposte

1. $2,9 \cdot 10^{-2} \text{ g}$
2. $[\text{O}_2] = 9 \cdot 10^{-3} \text{ g/L}$ $[\text{N}_2] = 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ g/L}$
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 Cinetica

Problemi risolti

1) Sapendo che la reazione $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ segue una cinetica di primo ordine e che la costante di velocità specifica a 65°C vale $k = 5,2 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$, calcolare la concentrazione di N_2O_5 dopo 5 minuti, sapendo che la sua concentrazione iniziale era di 0,25 mol/L

Usiamo la relazione di velocità integrata per la cinetica di primo ordine

$$\ln[A]_t = \ln[A]_0 - k \cdot t$$
$$\ln[N_2O_5]_t = \ln[N_2O_5]_0 - k \cdot t = \ln(0,25) - 5,2 \cdot 10^{-3} \cdot 300 \text{ s} = -2,946$$

da cui

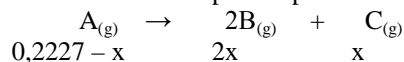
$$[N_2O_5]_{5\text{min}} = e^{-2,946} = 5,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

* * * * *

2) La reazione in fase gassosa $\text{A}_{(g)} \rightarrow 2\text{B}_{(g)} + \text{C}_{(g)}$ segue una cinetica di primo ordine. In condizioni di volume e temperatura costanti, la pressione totale iniziale del sistema è di 0,2227 atm, mentre dopo 21 minuti la pressione totale è di 0,3744 atm. Calcolare la costante di velocità e la pressione totale a 9 minuti.

Al tempo $t = 0$ la pressione totale è generata solo dal reagente (i prodotti non si sono ancora formati) per cui la pressione di A al tempo $t = 0$ è pari a 0,2227 atm.

Al tempo $t = 21 \text{ min}$ hanno reagito x moli di A per dare $2x$ moli di B ed x moli di C. Le pressioni parziali dei tre gas avranno subito una variazione proporzionale. Per cui al tempo $t = 21 \text{ min}$ le pressioni parziali dei tre gas saranno



e la pressione totale della miscela al tempo $t = 21 \text{ min}$ sarà, per la legge di Dalton dell miscele gassose

$$P_t = P_A + P_B + P_C = (0,2227 - x) + 2x + x = 0,3744 \text{ atm}$$

da cui $x = 0,07585 \text{ atm}$

La pressione parziale di A al tempo $t = 21 \text{ min}$ sarà quindi

$$P_{A(21 \text{ min})} = 0,2227 - x = 0,2227 - 0,07585 = 0,14685 \text{ atm}$$

Usiamo ora la relazione integrata di velocità per una reazione del primo ordine per calcolare la costante di velocità specifica

$$\ln \frac{P_{A_0}}{P_{A_t}} = k \cdot t$$

$$\ln \frac{0.2227}{0.14685} = k \cdot 21$$

da cui $k = 2 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$

Calcoliamo ora la pressione parziale di A al tempo $t = 9 \text{ min}$

$$\ln \frac{0.2227}{P_{A_9}} = 2 \cdot 10^{-2} \cdot 9$$

da cui

$$P_{A_9} = \frac{0.2227}{e^{2 \cdot 10^{-2} \cdot 9}} = 0.1860 \text{ atm}$$

Se ne deduce che dopo 9 minuti la pressione di A è diminuita di $0.2227 - 0.1860 = 0.0367 \text{ atm}$

Ricordando che per ogni x atmosfere di diminuzione della pressione di A, la pressione di B aumenta di 2x atmosfere e quella di C aumenta di x atmosfere, dopo 9 minuti la pressione parziale dei prodotti sarà

$$P_B = 2(0.0367) = 0.0734 \text{ atm}$$

$$P_C = 0.0367 \text{ atm}$$

La pressione totale dopo 9 minuti sarà pertanto

$$P_{\text{tot}} = P_A + P_B + P_C = 0.1860 + 0.0734 + 0.0367 = 0.2961 \text{ atm}$$

* * * * *

3) Una reazione del primo ordine presenta una velocità iniziale $V_0 = 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ ore}^{-1}$. Dopo 40 minuti la velocità si è ridotta ad un decimo. Calcolare la costante di velocità e la concentrazione iniziale del reagente.

Poiché in una reazione di primo ordine la velocità è direttamente proporzionale alla concentrazione del reagente $V = k [A]$, possiamo scrivere

$$V_0 = k [A]_0 \quad \text{e} \quad V_t = k [A]_t$$

Dividendo membro a membro si ottiene

$$V_0 / V_t = [A]_0 / [A]_t$$

e poiché la velocità iniziale V_0 è 10 volte maggiore della velocità V_t al tempo $t = 40 \text{ minuti}$ (4/6 di ora) potremo scrivere

$$V_0 / V_t = [A]_0 / [A]_t = 10$$

Scriviamo ora la relazione di velocità integrata per le reazioni di primo ordine

$$\ln \frac{[A]_0}{[A]_t} = k \cdot t$$

e sostituiamo

$$\ln (10) = k (4/6)$$

da cui $k = 3,45 \text{ ore}^{-1}$

Usiamo ora la costante di velocità specifica per calcolare la concentrazione iniziale

$$V_0 = k [A]_0$$

e, sostituendo

$$10^{-2} = 3,45 [A]_0$$

da cui

$$[A]_0 = 10^{-2} / 3,45 = 2,90 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

4) Sapendo che la reazione $2\text{HI} \rightarrow \text{H}_2 + \text{I}_2$ segue una cinetica di secondo ordine e che la costante di velocità specifica a 800 K vale $k = 9,2 \cdot 10^{-2} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, calcolare dopo quanto tempo la concentrazione di HI si è ridotta del 25%, sapendo che la sua concentrazione iniziale era di $5,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$

La concentrazione al tempo t sarà pari al 75% della concentrazione iniziale $[A]_t = 0.75[A]_0$. Possiamo quindi scrivere

$$t = \frac{1}{k} \cdot \left(\frac{1}{[A]_t} - \frac{1}{[A]_0} \right) = \frac{1}{9,2 \cdot 10^{-2}} \cdot \left(\frac{1}{5,3 \cdot 10^{-2} \cdot 0,75} - \frac{1}{5,3 \cdot 10^{-2}} \right) = 68,4 \text{ s}$$

5) La dimerizzazione gassosa a 326 °C del butadiene avviene secondo una cinetica del secondo ordine. Sapendo che la pressione iniziale è $P_0 = 0.8315 \text{ atm}$ e la pressione dopo 33 minuti è $P_{33} = 0,6944 \text{ atm}$, calcolare la costante di velocità.

Indichiamo con A il butadiene e con B il suo dimero. La reazione è del tipo



Al tempo $t = 0$ la pressione totale è dovuta solo al butadiene (non si è ancora formato il dimero) e quindi la pressione iniziale P_0 del butadiene è pari a $P_{A(0)} = 0,831$ atm

Al tempo $t = 33$ min. hanno reagito $2x$ moli di butadiene per dare x moli di dimero. Le pressioni parziali dei due gas avranno subito una variazione proporzionale. Per cui al tempo le pressioni parziali dei due gas saranno

$$P_{A(33)} = (0,8315 - 2x) \text{ atm}$$

$$P_{B(33)} = x \text{ atm}$$

e la pressione totale della miscela al tempo $t = 33$ min sarà

$$P_{t(33)} = P_{A(33)} + P_{B(33)} = (0,8315 - 2x) + x = 0,6944 \text{ atm}$$

da cui $x = 0,1371$ atm

La pressione parziale del butadiene al tempo $t = 33$ min sarà quindi

$$P_{A(33)} = (0,831 - 2x) = (0,8315 - 2 \cdot 0,1371) = 0,5573 \text{ atm}$$

Usiamo ora la relazione integrata di velocità per una reazione del secondo ordine del tipo $2A = B$

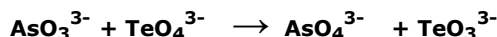
$$\frac{1}{P_{A_t}} - \frac{1}{P_{A_0}} = kt$$

Sostituendo si ottiene

$$\frac{1}{0,5573} - \frac{1}{0,8315} = k \cdot 33$$

da cui $k = 1,79 \cdot 10^{-2} \text{ atm}^{-1} \text{ min}^{-1}$

6) Una soluzione contenente 24,7 mM di arsenito di sodio e 50 mM di tellurato di sodio, tenuta per 4 h a 86° C, viene poi raffreddata rapidamente per bloccare la reazione. Si trova che il 74,2% dell'arsenito si è trasformato in arseniato:



Determinare il valore di k , assumendo che la reazione sia di primo ordine rispetto ad entrambi i reagenti.

$$[A]_0 = [\text{AsO}_3^{3-}]_0 = 24,7 \text{ mM}$$

$$[B]_0 = [\text{TeO}_4^{3-}]_0 = 50 \text{ mM}$$

Dopo 4 ore il 74,2% di A, pari a $24,7 \times 0,742 = 18,3$ mM, ha reagito con una eguale quantità di B. La quantità residua dei due reagenti sarà quindi

$$[A]_t = [A]_0 - 18,3 = 24,7 - 18,3 = 6,4 \text{ mM}$$

$$[B]_t = [B]_0 - 18,3 = 50 - 18,3 = 31,7 \text{ mM}$$

Utilizziamo ora la relazione di velocità integrata per le reazioni di secondo ordine

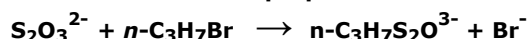
$$\frac{1}{[A]_0 - [B]_0} \cdot \ln \frac{[A]_t [B]_0}{[A]_0 [B]_t} = kt$$

e sostituiamo

$$\frac{1}{24,7 - 50} \cdot \ln \frac{(6,4) \cdot (50)}{(24,7) \cdot (31,7)} = k \cdot 4$$

da cui $k = 8,84 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot \text{mmol}^{-1} \text{ h}^{-1}$

7) La reazione di spostamento di Br^- dal bromuro di n-propile mediante lo ione tiosolfato a 37,5 °C



segue una cinetica del secondo ordine con un'equazione di velocità:

$$v = k[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}][n\text{-C}_3\text{H}_7\text{Br}]$$

Trattando l'n-propile con tiosolfato in eccesso e determinandone la sua concentrazione residua a tempi diversi sono stati ottenuti i seguenti risultati

t(s)	0	1110	∞
$[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]$ (mol L ⁻¹)	0,0966	0,0904	0,0571

Calcolare la costante di velocità e la concentrazione del prodotto di reazione al tempo $t = 7380$ s.

Per semplicità indichiamo con [A] la concentrazione del tiosolfato e con [B] la concentrazione del bromuro di n-propile.

Calcoliamo la concentrazione iniziale $[B]_0$ di n-propile al tempo $t = 0$ s. Poiché la reazione avviene in presenza di un eccesso di tiosolfato, possiamo assumere che al tempo $t = \infty$ tutto l'n-propile inizialmente presente abbia reagito, con una

quantità di tiosolfato pari alla differenza tra la concentrazione iniziale di tiosolfato $[A]_o$ e la sua concentrazione finale $[A]_\infty$. Si avrà quindi

$$[B]_o = [n\text{-propile}]_o = [A]_o - [A]_\infty = 0.0966 - 0.0571 = 0.0395 \text{ M}$$

Calcoliamo ora la concentrazione $[B]_t$ di n-propile al tempo $t = 1110 \text{ s}$. Osserviamo come al tempo $t = 1110 \text{ s}$ la concentrazione del tiosolfato è diminuita di una quantità pari a

$$\Delta[A] = [A]_o - [A]_t = 0.0966 - 0.0904 = 0.0062 \text{ M}$$

Poiché i due reagenti reagiscono in rapporto di 1 a 1, anche la concentrazione dell'n-propile sarà diminuita della stessa quantità. Per cui al tempo $t = 1110 \text{ s}$ la sua concentrazione sarà pari a

$$[B]_{1110} = [B]_o - 0.0062 = 0.0395 - 0.0062 = 0.0333 \text{ M}$$

Usiamo la relazione integrata di velocità

$$\frac{1}{[A]_o - [B]_o} \cdot \ln \frac{[B]_o [A]_t}{[A]_o [B]_t} = kt$$

e sostituiamo opportunamente le concentrazioni

$$\frac{1}{0.0966 - 0.0395} \cdot \ln \frac{0.0395 \cdot 0.0904}{0.0966 \cdot 0.0333} = k \cdot 1110$$

da cui $k = 1,65 \cdot 10^{-3} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$

Se ora indichiamo con x la quantità di tiosolfato reagente che reagisce in 7380 secondi con altrettante mol/L di n-propile per dare $x \text{ mol/L}$ di ciascuno dei due prodotti di reazione, le concentrazioni iniziali e le concentrazioni dopo $t = 7380 \text{ s}$ saranno

$$[A]_o = [S_2O_3^{2-}]_o = 0.0966 \text{ M} \quad [A]_t = [S_2O_3^{2-}]_t = (0.0966 - x) \text{ M}$$

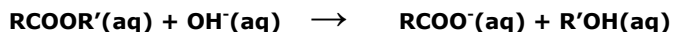
$$[B]_o = [n\text{-propile}]_o = 0.0395 \text{ M} \quad [B]_t = [n\text{-propile}]_t = (0.0395 - x) \text{ M}$$

Sostituendo nella relazione integrata di velocità si ottiene

$$\frac{1}{0.0966 - 0.0395} \cdot \ln \frac{0.0395 \cdot (0.0966 - x)}{0.0966 \cdot (0.0395 - x)} = 1.65 \cdot 10^{-3} \cdot 7380$$

da cui $x = 0.0245 \text{ mol L}^{-1}$

8) La velocità specifica della seguente reazione di idrolisi di un estere $RCOOR'$:



risulta essere $0.2 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Calcolare la concentrazione dell'estere dopo 15 secondi dall'aggiunta della base, sapendo che le concentrazioni iniziali della base e dell'estere sono rispettivamente 0.10 M e 0.20 M

La reazione segue una cinetica di secondo ordine (ce lo conferma l'unità di misura della costante di velocità specifica $\text{L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$). Per risolvere il problema si usa pertanto la relazione

$$\frac{1}{[A]_o - [B]_o} \cdot \ln \frac{[B]_o [A]_t}{[A]_o [B]_t} = kt$$

Per semplicità indichiamo con $[A]$ la concentrazione dell'estere e con $[B]$ la concentrazione della base (ione OH^-). Se ora indichiamo con x la quantità di estere che reagisce in 15 secondi con altrettante mol/L di base, le concentrazioni dopo 15 secondi saranno

$$[A]_{15} = [RCOOR']_t = 0.2 - x \text{ M}$$

$$[B]_{15} = [OH^-]_t = 0.1 - x \text{ M}$$

Sostituendo nella relazione integrata di velocità si ottiene

$$\frac{1}{0.2 - 0.1} \cdot \ln \frac{0.1(0.2 - x)}{0.2(0.1 - x)} = 0.2 \cdot 15$$

Da cui $x = 0.041 \text{ mol/L}$

Le concentrazioni dopo 15 secondi saranno pertanto

$$[A]_{15} = [RCOOR']_t = 0.2 - x = 0.2 - 0.041 = 0.159 \text{ M}$$

$$[B]_{15} = [OH^-]_t = 0.1 - x = 0.1 - 0.041 = 0.059 \text{ M}$$

9) A 518°C la velocità di decomposizione di un campione di acetaldeide gassosa, inizialmente alla pressione di 363 Torr , è risultata pari a 1.07 Torr s^{-1} (quando aveva reagito il 5.0%) e 0.76 Torr s^{-1} (quando aveva reagito il 20.0%). Stabilire l'ordine e il tempo di emivita della reazione. Determinare infine dopo quanto tempo l'acetaldeide gassosa sarà stata decomposta al 98%

Esprimiamo la concentrazione dell'acetaldeide al tempo t_1 come pressione parziale. Per la legge di Dalton delle pressioni parziali essa è pari alla pressione totale per la frazione molare. Se dunque inizialmente l'acetaldeide aveva una pressione di 363 Torr, al tempo t_1 , quando la sua frazione molare è pari a 0,95 (essendo diminuita del 5%), la sua pressione parziale sarà

$$P_1 = 363 \times 0,95 = 344,85 \text{ Torr}$$

Mentre al tempo t_2 , quando la sua frazione molare è pari a 0,80 (essendo diminuita del 20%), la sua pressione parziale sarà

$$P_1 = 363 \times 0,80 = 290,4 \text{ Torr}$$

Andando a sostituire tali concentrazioni e le relative velocità nella formula, otteniamo

$$m = \frac{\ln(v_1 / v_2)}{\ln(p_1 / p_2)} = \frac{\ln(1,07 / 0,76)}{\ln(344,85 / 290,4)} = 2$$

Dunque la cinetica è di secondo ordine, del tipo

$$v = k [A]^2$$

Calcoliamo ora la costante di velocità specifica k . Dalla relazione precedente si ha

$$k = \frac{v}{[A]^2}$$

sostituendo i valori calcolati al tempo t_1 (ma possiamo usare anche quelli calcolati al tempo t_2), otteniamo

$$k = \frac{v}{[A]^2} = \frac{1,07}{(344,85)^2} = 9 \cdot 10^{-6} \text{ Torr}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Usiamo ora la relazione di velocità integrata per una cinetica di secondo ordine

$$\frac{1}{[A]_t} = \frac{1}{[A]_0} + k \cdot t$$

per calcolare il tempo di emivita poniamo la concentrazione al tempo t pari a metà della concentrazione iniziale

$$[A]_t = [A]_0 / 2$$

La relazione integrata diventa

$$\frac{2}{[A]_0} = \frac{1}{[A]_0} + k \cdot t_{1/2}$$

esplicitiamo il tempo e sostituiamo

$$t_{1/2} = \frac{\frac{2}{[A]_0} - \frac{1}{[A]_0}}{k} = \frac{\frac{2}{363} - \frac{1}{363}}{9 \cdot 10^{-6}} = 306,09 \text{ s} = 5,1 \text{ min}$$

Infine calcoliamo il tempo t in corrispondenza del quale la concentrazione è diminuita del 98%. La concentrazione dell'acetaldeide (sempre espressa come pressione parziale) sarà il 2% della sua pressione iniziale e quindi pari a $363 \times 0,02 = 72,6 \text{ Torr}$. Sostituendo opportunamente i valori nella relazione di velocità integrata

$$t_{98\%} = \frac{\frac{1}{[A]_t} - \frac{1}{[A]_0}}{k} = \frac{\frac{1}{72,6} - \frac{1}{363}}{9 \cdot 10^{-6}} = 14998,5 \text{ s} = 250 \text{ min}$$

10) La velocità della reazione $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(g)}$ è stata misurata a 25°C a varie concentrazioni iniziali di NO e O₂. Sono stati ottenuti i seguenti risultati riguardanti la velocità iniziale

N. Esperimento	Concentrazione iniziale (mol dm ⁻³)		Velocità iniziale (mol dm ⁻³ s ⁻¹)
	NO	O ₂	
1	0,020	0,010	0,028
2	0,020	0,020	0,057
3	0,020	0,040	0,114
4	0,040	0,020	0,227
5	0,010	0,020	0,014

Trovare l'ordine di reazione rispetto a ciascun reagente e la costante di velocità specifica

Per calcolare l'ordine della reazione rispetto ad NO dobbiamo individuare due concentrazioni iniziali di NO diverse in corrispondenza delle quali la concentrazione di O₂ rimane costante. I valori delle righe 2 e 4 fanno al caso nostro. Scriviamo la relazione per il calcolo dell'ordine e sostituiamo i valori

$$m = \frac{\ln(v_0 / v'_0)}{\ln([A_0] / [A'_0])} = \frac{\ln(0,057 / 0,227)}{\ln(0,020 / 0,040)} = 2$$

Per calcolare l'ordine della reazione rispetto ad O_2 dobbiamo individuare due concentrazioni iniziali di O_2 diverse in corrispondenza delle quali la concentrazione di NO rimane costante. I valori delle righe 1 e 3 fanno al caso nostro. Scriviamo la relazione per il calcolo dell'ordine e sostituiamo i valori

$$m = \frac{\ln(v_0 / v'_0)}{\ln([A_0] / [A'_0])} = \frac{\ln(0,028 / 0,114)}{\ln(0,010 / 0,040)} = 1$$

La velocità di reazione è dunque

$$v = k [NO]^2 [O_2]$$

La costante di velocità specifica si può calcolare esplicitandola dalla reazione precedente e sostituendo opportunamente i valori di concentrazione e velocità scelti da una riga qualsiasi della tabella dei dati forniti dal problema

$$k = \frac{v}{[NO]^2 [O_2]} = \frac{0,028}{0,02^2 \cdot 0,01} = 7,0 \cdot 10^3 \text{ L}^2 \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{s}^{-1}$$

11) Le cinetiche di decomposizione di un farmaco in soluzione acquosa sono state studiate impiegando una serie di soluzioni con concentrazioni iniziali C_0 diverse. Per ciascuna soluzione è stata determinata l'emivita di decomposizione del farmaco e sono stati ottenuti i risultati seguenti

C_0 (mol L ⁻¹)	4,625	1,698	0,724	0,288
$t_{1/2}$ (min)	87,17	240,1	563,0	1414,4

Determinare l'ordine di reazione e calcolare la costante di velocità

Consideriamo i valori delle prime due colonne e calcoliamo l'ordine di reazione

$$m = 1 - \frac{\ln\left(\frac{t_{1/2}}{t'_{1/2}}\right)}{\ln\left(\frac{[A_0]}{[A'_0]}\right)} = 1 - \frac{\ln\left(\frac{87,17}{240,1}\right)}{\ln\left(\frac{4,625}{1,698}\right)} = 1 - \frac{-1,0132}{1,0020} \approx 2$$

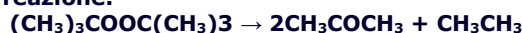
Usiamo ora la relazione integrata della velocità per le reazioni di secondo ordine per calcolare la costante di velocità

$$\frac{1}{[A_t]} = \frac{1}{[A_0]} + k \cdot t$$

Usiamo come concentrazione iniziale una delle concentrazioni riportate in tabella (ad esempio quella della prima colonna) e come concentrazione al tempo t la relativa concentrazione al tempo di dimezzamento che sarà ovviamente $[A_t] = [A_0]/2 = (4,625)/2 = 2,3125 \text{ mol L}^{-1}$

$$k = \left(\frac{1}{[A_t]} - \frac{1}{[A_0]} \right) / t = \left(\frac{1}{2,3125} - \frac{1}{4,625} \right) / 87,17 = 2,48 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

12) La decomposizione termica del di-ter-butilperossido avviene secondo una cinetica del 1° ordine, procedendo secondo la seguente reazione:

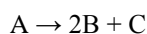


In un sistema a volume costante, alla temperatura di 154.9 °C. la misura della pressione totale a tempi diversi ha fornito i seguenti dati:

t (min)	0	2	5	11	21
P (atm)	0.2227	0.2409	0.2624	0.3100	0.3744

- a) Calcolare la costante di velocità,
b) Calcolare la pressione totale a 9 min.

La reazione è del tipo



Al tempo $t = 0$ la pressione totale è generata solo dal reagente (i prodotti non si sono ancora formati) per cui la pressione di A al tempo $t = 0$ sarà

$$P_{A_0} = 0.2227 \text{ atm}$$

Consideriamo ora il tempo $t = 21$ min. Hanno reagito x moli di A per dare $2x$ moli di B ed x moli di C. Le pressioni parziali dei tre gas avranno subito una variazione proporzionale. Per cui al tempo $t = 21$ min le pressioni parziali dei tre gas saranno

$$P_{A_t} = 0.2227 - x$$

$$P_{B_t} = 2x$$

$$P_{C_t} = x$$

e la pressione totale della miscela al tempo $t = 21$ min sarà

$$P_{tot} = P_{A_t} + P_{B_t} + P_{C_t} = 0.2227 - x + 2x + x = 0.3744$$

da cui

$$x = 0.07585 \text{ atm}$$

La pressione parziale di A al tempo $t = 21$ min sarà quindi

$$P_{A_t} = 0.2227 - x = 0.2227 - 0.07585 = 0.14685 \text{ atm}$$

Usiamo ora la relazione integrata di velocità per una reazione del primo ordine

$$\ln \frac{P_{A_0}}{P_{A_t}} = kt$$

e sostituiamo

$$\ln \frac{0.2227}{0.14685} = k \cdot 21$$

da cui

$$k = 2 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$$

Calcoliamo ora la pressione parziale di A al tempo $t = 9$ min

$$\ln \frac{0.2227}{P_{A_t}} = 2 \cdot 10^{-2} \cdot 9$$

da cui

$$P_{A_t} = \frac{0.2227}{e^{2 \cdot 10^{-2} \cdot 9}} = 0.1860 \text{ atm}$$

Se ne deduce che dopo 9 minuti la pressione di A è diminuita di $0.2227 - 0.1860 = 0.0367$ atm

Ricordando che per ogni x atmosfere di diminuzione della pressione di A, la pressione di B aumenta di $2x$ atmosfere e quella di C aumenta di x atmosfere, dopo 9 minuti la pressione parziale dei prodotti sarà

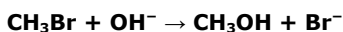
$$P_B = 2(0.0367) = 0.0734 \text{ atm}$$

$$P_C = 0.0367 \text{ atm}$$

La pressione totale dopo 9 minuti sarà pertanto

$$P_{tot} = P_A + P_B + P_C = 0.1860 + 0.0734 + 0.0367 = 0.2961 \text{ atm}$$

13) L'idrolisi del bromuro di metile



è una reazione del 1° ordine che può essere seguita prelevando frazioni della miscela di reazione e titolando l'anione bromuro Br^- con AgNO_3 . A 330 K i volumi di titolante richiesti per frazioni di miscela di reazione, di 10 mL ciascuna sono:

t(min)	0	88	300	412	∞
mL AgNO_3	0	5.9	17.3	22.1	49.5

Calcolare la costante di velocità della reazione.

Cinetica di 1° ordine

$$\ln [A]_t = \ln [A]_o - k \cdot t \quad \text{e quindi} \quad k = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{[A]_o}{[A]_t}$$

I mL di AgNO_3 corrispondono direttamente alla quantità di Br^- che si è formato, equivalente alla quantità x di CH_3Br che ha reagito. E dunque la concentrazione iniziale A_0 di CH_3Br corrisponde alla quantità finale di titolante (49,5 mL), mentre la quantità A_t al tempo t può essere espressa come $(A_0 - x)$

$$k = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{[A]_o}{[A]_t} = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{[A]_o}{[A]_o - x}$$

La costante di velocità si ricava calcolando valori di K ai vari tempi e poi facendo una media,

$$k_{t=412} = \frac{1}{412} \cdot \ln \frac{49,5}{49,5 - 22,1} = 1,4355 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

$$k_{t=300} = \frac{1}{300} \cdot \ln \frac{49,5}{49,5 - 17,3} = 1,4335 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

$$k_{t=88} = \frac{1}{88} \cdot \ln \frac{49,5}{49,5 - 5,9} = 1,4422 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$$

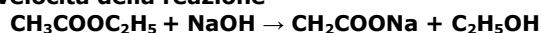
$$K \approx 1,437 \times 10^{-3} \text{ (min}^{-1}\text{)}$$

14) Determinare la costante di velocità (in min⁻¹) della reazione del 1° ordine, di idrolisi del saccarosio in soluzione acquosa, catalizzata dagli acidi, Saccarosio(C₁₂H₂₂O₁₁) + H₂O → Glucosio(C₆H₁₂O₆) + Fruttosio(C₆H₁₂O₆) sapendo che la concentrazione iniziale è 20 g/L e che dopo 178 s è diventata pari a 17.8 g/L.

$$178 \text{ s} = 2,967 \text{ min}$$

$$k = \frac{1}{t} \cdot \ln \frac{[A]_o}{[A]_t} = \frac{1}{2,967} \cdot \ln \frac{20}{17,8} = 3,93 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$$

15) Determinare la costante di velocità della reazione



sapendo che la reazione è di 1° ordine rispetto a ciascuno dei reagenti e che vengono mescolati volumi uguali di due soluzioni contenenti rispettivamente acetato di etile e soda, ciascuna con concentrazione 40 mM. Dopo 25 min si prelevano 100 mL di miscela di reazione che vengono titolati con 4.2 mL di HCl 125 mM. Calcolare inoltre quanto HCl servirebbe per titolare, dopo 45 min, un altro campione di 100 mL.

Poiché le concentrazioni iniziali dei due reagenti sono uguali [A_o]=[B_o] è possibile ricondurre la reazione ad una cinetica del secondo ordine

$$v = k[A_o][B_o] = k[A_o]^2$$

$$\frac{1}{[A_t]} - \frac{1}{[A_o]} = kt$$

Poiché sono state mescolati volumi uguali delle due soluzioni, il volume finale è raddoppiato e le concentrazioni si sono dimezzate e dunque [A_o] = 20 mM

La concentrazione [A_t] = N₁ di idrossido di sodio al tempo t = 25 min può essere calcolata sapendo che il numero di equivalenti di NaOH presenti in 100 mL (V₁) di soluzione al tempo t ha reagito completamente con il medesimo numero di equivalenti di HCl presenti in 4,2 mL (V₂) di concentrazione N₂ = 125 mM

$$N_1 V_1 = N_2 V_2$$

$$[A_t] = N_1 = N_2 V_2 / V_1 = 125 \cdot 4,2 / 100 = 5,25 \text{ mM}$$

la costante di velocità vale

$$k = \frac{1}{t} \cdot \left(\frac{1}{[A_t]} - \frac{1}{[A_o]} \right) = \frac{1}{25} \cdot \left(\frac{1}{5,25} - \frac{1}{20} \right) = 5,62 \cdot 10^{-3} \text{ L} \cdot \text{mmol}^{-1} \cdot \text{min}^{-1}$$

noto k è possibile calcolare la concentrazione di NaOH al tempo t = 45 min

$$[A_{45\text{min}}] = \frac{[A_o]}{1 + [A_o]kt} = \frac{20}{1 + 20 \cdot 5,62 \cdot 10^{-3} \cdot 45} = 3,30 \text{ mM}$$

per titolare 100 mL di tale soluzione sarà necessario un volume V₂ di HCl 125 mM pari a

$$V_2 = N_1 V_1 / N_2 = 3,30 \cdot 100 / 125 = 2,64 \text{ mL}$$

16) Calcolare quanto tempo è necessario affinché la concentrazione di monossido di carbonio in una stanza diminuisca del 99% dopo che la fonte del monossido è stata allontanata e la finestra è stata aperta, assumendo che la costante di reazione del primo ordine sia pari a 1.2 h^{-1} .

La relazione di velocità integrata per una cinetica di primo ordine è

$$\ln \frac{[A_0]}{[A_t]} = kt$$

dopo t ore la concentrazione di monossido di carbonio è pari ad $1/100$ di quella iniziale

$$[A_t] = 10^{-2} [A_0]$$

e quindi possiamo scrivere

$$t = \frac{1}{k} \cdot \ln \frac{[A_0]}{[A_t]} = \frac{1}{1.2} \cdot \ln \left(\frac{[A_0]}{10^{-2} [A_0]} \right) = \frac{1}{1.2} \cdot \ln 10^2 = 3,84 \text{ h}$$

17) L'atrazina è un diserbante la cui persistenza nel suolo segue una cinetica di primo ordine. Calcolare dopo quanti giorni viene raggiunto il 20% della concentrazione iniziale del trattamento, sapendo che la sua emivita è di 58 giorni.

La relazione di velocità integrata per una cinetica di primo ordine è

$$\ln \frac{[A_0]}{[A_t]} = kt$$

il tempo di dimezzamento o emivita si calcola ponendo $[A_t] = 0.5 [A_0]$. Possiamo quindi calcolare la costante di velocità

$$k = \frac{1}{t_{0.5}} \ln \frac{[A_0]}{0,5[A_0]} = \frac{1}{58} \cdot \ln 2 = 0,012 \text{ d}^{-1}$$

e quindi, ponendo $[A_t] = 0.2 [A_0]$, il tempo $t_{0.2}$ necessario affinché la concentrazione dell'atrazina diminuisca dell'80%,

$$t_{0.2} = \frac{1}{k} \ln \frac{[A_0]}{0,2[A_0]} = \frac{1}{0,012} \cdot \ln 5 = 134 \text{ d}$$

.

18) Il tricloro-metil-cloroformiato (difosgene) gassoso si decompone ad alta temperatura in due molecole di fosgene, secondo la reazione del 1° ordine



Una certa quantità di fosgene viene introdotta in un pallone a 280°C . Dopo 751 sec. la pressione è pari a 20.33 Torr; dopo un tempo molto lungo p rimane costante a 30.06 Torr.

L'esperienza viene ripetuta a 305°C e dopo 320 sec. la pressione è di 21.29 Torr, mentre dopo un tempo molto lungo si stabilizza a 26.66 Torr.

Calcolare l'energia di attivazione E_a della reazione.

Poiché la reazione è del tipo $A \rightarrow 2B$, quando il reagente si è completamente trasformato nel prodotto di reazione a t_∞ il numero di moli iniziali, e quindi anche la pressione, sono raddoppiati. Possiamo dunque scrivere

$$p_o = p_\infty/2$$

Per la reazione a $280^\circ\text{C} = 553\text{K}$ sarà allora

$$p_o = p_\infty/2 = 30,06/2 = 15,03 \text{ Torr}$$

Se indichiamo con $-x$ la diminuzione della pressione dovuta alla scomparsa del reagente durante la reazione e con $2x$ l'aumento di pressione dovuta alla formazione del prodotto, la pressione della miscela al tempo t si può scrivere

$$p_{t(\text{mix})} = p_o - x + 2x = p_o + x$$

$$x = p_{t(\text{mix})} - p_o = 20,33 - 15,03 = 5,3 \text{ Torr}$$

e dunque la pressione parziale del reagente al tempo $t = 751 \text{ s}$ è pari a $p_t = p_o - x = 15,03 - 5,3 = 9,73 \text{ Torr}$. Possiamo ora calcolare la costante di velocità

$$k_{553\text{K}} = \frac{1}{t} \ln \frac{p_o}{p_t} = \frac{1}{751} \cdot \ln \frac{15,03}{9,73} = 5,79 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

Eseguiamo i medesimi calcoli per la reazione Per la reazione a $305^\circ\text{C} = 578\text{K}$

$$p_o = p_\infty/2 = 26,66/2 = 13,33 \text{ Torr}$$

La pressione della miscela al tempo t si può scrivere

$$p_{t(\text{mix})} = p_o - x + 2x = p_o + x$$

$$x = p_{t(\text{mix})} - p_0 = 21,29 - 13,33 = 7,96 \text{ Torr}$$

e dunque la pressione parziale del reagente al tempo $t = 320 \text{ s}$ è pari a $p_0 - x = 13,33 - 7,96 = 5,37 \text{ Torr}$. Possiamo ora calcolare la costante di velocità

$$k_{578k} = \frac{1}{t} \ln \frac{p_0}{p_t} = \frac{1}{320} \cdot \ln \frac{13,33}{5,37} = 2,84 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$

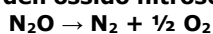
Usando ora la relazione di Arrhenius

$$k = A \cdot e^{\frac{-E_{\text{att}}}{RT}}$$

possiamo calcolare l'energia di attivazione

$$E_{\text{att}} = \frac{R \cdot \ln \frac{k_1}{k_2}}{\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)} = \frac{8,3145 \cdot \ln \frac{5,79 \cdot 10^{-4}}{2,84 \cdot 10^{-3}}}{\left(\frac{1}{578} - \frac{1}{553}\right)} = 169,05 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

19) Studiando la reazione di decomposizione dell'ossido nitroso,



si trova che a temperatura costante, il tempo di dimezzamento è inversamente proporzionale alla pressione iniziale P_0 . Variando T si sono ottenuti i seguenti risultati

T °C	694	757
P ₀ (mmHg)	294	360
t _{1/2} (s)	1520	212

Determinare:

a) l'ordine della reazione

b) k in $(\text{mol/L})^{-1} \text{ s}^{-1}$ a 694 °C

c) la frazione molare di N_2 nella miscela a $t = t_{1/2}$

d) Ea per la reazione in esame.

a) Si tratta di una cinetica di secondo ordine.

Infatti per una cinetica di primo ordine il tempo di dimezzamento è costante ed indipendente dalla concentrazione iniziale, mentre per una cinetica di secondo ordine il tempo di dimezzamento risulta inversamente proporzionale alla concentrazione iniziale.

Ponendo infatti $[A]_t = \frac{1}{2} [A]_0$ si ottiene

$$\text{Cinetica di 1° ordine} \quad \ln \frac{[A]_0}{\frac{1}{2}[A]_0} = \ln 2 = k \cdot t_{1/2}$$

$$\text{Cinetica di 2° ordine} \quad \frac{1}{\frac{1}{2}[A]_0} - \frac{1}{[A]_0} = \frac{1}{[A]_0} = k \cdot t_{1/2}$$

b) Per calcolare la costante cinetica alla temperatura di $694^\circ\text{C} = 967 \text{ K}$, possiamo allora applicare la relazione per reazioni di 2° ordine

$$k = \frac{1}{[A]_0 \cdot t_{1/2}}$$

Dall'equazione di stato de gas perfetti si ha $\frac{n}{V} = \frac{p}{RT}$ ed essendo n/V la concentrazione espressa come molarità, possiamo opportunamente sostituire, ottenendo

$$k_{694} = \frac{1}{[A]_0 \cdot t_{1/2}} = \frac{1}{\frac{p_0}{RT} \cdot t_{1/2}} = \frac{1}{\frac{(294/760)\text{atm}}{0,082 \cdot (273 + 694)\text{K}} \cdot 1520\text{s}} = 0,135 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

c) se indichiamo ora con n il numero di moli iniziali di N_2O , a $t_{1/2}$ saranno presenti $n/2$ moli di N_2O , $n/2$ moli di N_2 ed $n/4$ moli di O_2 per un totale di $\frac{5}{4}n$ moli. La frazione molare di N_2O al tempo di dimezzamento sarà pertanto

$$\chi_{\text{N}_2\text{O}} = \frac{n/2}{5n/4} = \frac{2}{5}$$

d) Operando come in b) calcoliamo ora la costante cinetica a $757^{\circ}\text{C} = 1030\text{K}$

$$k_{757} = \frac{1}{\frac{p_o}{RT} \cdot t_{1/2}} = \frac{1}{\frac{(360/760)\text{atm}}{0,082 \cdot (273 + 757)\text{K}} \cdot 212\text{s}} = 0,841 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

Usando ora la relazione di Arrhenius possiamo calcolare l'energia di attivazione

$$E_{att} = \frac{R \cdot \ln \frac{k_1}{k_2}}{\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)} = \frac{8,3145 \cdot \ln \frac{0,135}{0,841}}{\left(\frac{1}{1030} - \frac{1}{967}\right)} = 240,46 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

20) Una reazione avviene per il 20% in 15 minuti a 40°C , mentre a 60°C raggiunge la stessa percentuale in 3 minuti. Determinare l'energia di attivazione.

Se la reazione fosse del 1° ordine avremmo per le due temperature

Cinetica di 1° ordine $\ln \frac{[A]_o}{[A]_t} = k \cdot t$

a 40°C $\ln \frac{[A]_o}{0,8[A]_o} = k_{40} \cdot 15$

a 60°C $\ln \frac{[A]_o}{0,8[A]_o} = k_{60} \cdot 3$

da cui, eguagliando i secondi membri

$$k_{40} \cdot 15 = k_{60} \cdot 3$$

Se invece la reazione fosse del 2° ordine si avrebbe

Cinetica di 2° ordine $\frac{1}{[A]_t} - \frac{1}{[A]_o} = k \cdot t$

a 40°C $\frac{1}{0,8[A]_o} - \frac{1}{[A]_o} = k_{40} \cdot 15$

a 60°C $\frac{1}{0,8[A]_o} - \frac{1}{[A]_o} = k_{60} \cdot 3$

da cui, eguagliando i secondi membri, si ottiene ancora

$$k_{40} \cdot 15 = k_{60} \cdot 3$$

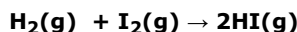
Qualsiasi sia l'ordine della reazione possiamo dunque scrivere

$$\frac{k_{40}}{k_{60}} = \frac{3}{15}$$

che, sostituendo nell'equazione di Arrhenius, ci fornisce

$$E_{att} = \frac{R \cdot \ln \frac{k_1}{k_2}}{\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)} = \frac{8,3145 \cdot \ln \frac{3}{15}}{\left(\frac{1}{333} - \frac{1}{313}\right)} = 69,74 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

21) La costante cinetica per la reazione



è $5,4 \times 10^{-4} \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1}$ a 326°C , mentre a 410°C il suo valore diventa $2,8 \times 10^{-2} \text{ M}^{-1}\text{s}^{-1}$. Calcolare il più elevato valore che la costante cinetica può assumere per tale reazione

Utilizzando l'equazione di Arrhenius, calcoliamo l'energia di attivazione

$$E_{att} = \frac{R \cdot \ln \frac{k_1}{k_2}}{\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right)} = \frac{8,3145 \cdot \ln \frac{5,4 \cdot 10^{-4}}{2,8 \cdot 10^{-2}}}{\left(\frac{1}{683} - \frac{1}{599}\right)} = 159,89 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Ora calcoliamo il valore del fattore preesponenziale A nella relazione di Arrhenius, che rappresenta il valore della costante cinetica a temperatura infinita.

$$k = A \cdot e^{\frac{-E_{att}}{RT}}$$

$$k_{T=\infty} = A = k \cdot e^{\frac{E_{att}}{RT}} = 5,4 \cdot 10^{-4} \cdot 2,7183^{\frac{159.890}{8,3145 \cdot 599}} = 4,73 \cdot 10^{10} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

22) La velocità della reazione $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ è stata misurata a varie concentrazioni iniziali di N_2 e H_2 , ottenendo i seguenti risultati

misura	$[\text{N}_2]$ (M)	$[\text{H}_2]$ (M)	Velocità iniziale (M/min)
1	0.10	0.10	0.0021
2	0.10	0.20	0.0084
3	0.20	0.40	0.0672

Trovare l'ordine di reazione rispetto a ciascun reagente e la costante di velocità specifica

L'equazione di velocità è $v = k[\text{N}_2]^a[\text{H}_2]^b$

Calcoliamo b

scriviamo la relazione precedente usando i dati del rigo 1 e del rigo 2 (che presentano uguali concentrazioni iniziali di N_2)

$$\text{rigo 1} \quad 0,0021 = k[0,10]^a[0,10]^b$$

$$\text{rigo 2} \quad 0,0084 = k[0,10]^a[0,20]^b$$

dividendo membro a membro le due relazioni otteniamo

$$\frac{0,0021}{0,0084} = \left(\frac{0,10}{0,20}\right)^b \quad \text{e quindi} \quad b = \frac{\log\left(\frac{0,0021}{0,0084}\right)}{\log\left(\frac{0,10}{0,20}\right)} = 2$$

Calcoliamo a

scriviamo la relazione di velocità usando i dati del rigo 2 e del rigo 3

$$\text{rigo 2} \quad 0,0084 = k[0,10]^a[0,20]^b$$

$$\text{rigo 3} \quad 0,0672 = k[0,20]^a[0,40]^b$$

dividendo membro a membro le due relazioni otteniamo

$$\frac{0,0084}{0,0672} = \left(\frac{0,10}{0,20}\right)^a \cdot \left(\frac{0,20}{0,40}\right)^b$$

ed avendo già calcolato $b = 2$

$$0,125 = (0,5)^a (0,5)^2 \quad \text{e quindi} \quad a = \frac{\log\left(\frac{0,125}{0,5^2}\right)}{\log(0,5)} = 1$$

La relazione di velocità è dunque $v = k[N_2][H_2]^2$

Usando ora i valori di un rigo qualsiasi (ad esempio il rigo 1) possiamo calcolare k

$$k = \frac{v}{[N_2] \cdot [H_2]^2} = \frac{0,0021}{0,1 \cdot 0,1^2} = 2,1 \text{ M}^{-2} \text{ min}^{-1}$$

23) I dati in tabella sono relativi alla reazione $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$

misura	[NO] ₀ (M)	[O ₂] ₀ (M)	Velocità iniziale di NO (M/s)
1	0.010	0.010	$2,5 \times 10^{-5}$
2	0.020	0.010	$1,0 \times 10^{-4}$
3	0.010	0.020	$5,0 \times 10^{-5}$

- Scrivere l'equazione di velocità per la reazione.
- Calcolare la costante di velocità.
- Calcolare la velocità nell'istante in cui [NO] = 0.015 mol/L e [O₂] = 0.0050 mol/L.
- Calcolare la velocità nell'istante in cui NO sta reagendo alla velocità di $1,0 \times 10^{-4}$ mol/L·s,

L'equazione di velocità è $v = k[NO]^a[O_2]^b$

Calcoliamo a

scriviamo la relazione precedente usando i dati del rigo 1 e del rigo 2 (che presentano uguali concentrazioni iniziali di O₂)

$$\text{rigo 1} \quad 2,5 \cdot 10^{-5} = k[0,010]^a[0,010]^b$$

$$\text{rigo 2} \quad 1,0 \cdot 10^{-4} = k[0,020]^a[0,010]^b$$

dividendo membro a membro le due relazioni otteniamo

$$\frac{2,5 \cdot 10^{-5}}{1,0 \cdot 10^{-4}} = \left(\frac{0,010}{0,020}\right)^a \quad \text{e quindi} \quad a = \frac{\log\left(\frac{2,5 \cdot 10^{-5}}{1,0 \cdot 10^{-4}}\right)}{\log\left(\frac{0,010}{0,020}\right)} = 2$$

Calcoliamo b

scriviamo la relazione di velocità usando i dati del rigo 2 e del rigo 3

$$\text{rigo 2} \quad 1,0 \cdot 10^{-4} = k[0,020]^a[0,010]^b$$

$$\text{rigo 3} \quad 5,0 \cdot 10^{-5} = k[0,010]^a[0,020]^b$$

dividendo membro a membro le due relazioni otteniamo

$$\frac{1,0 \cdot 10^{-4}}{5,0 \cdot 10^{-5}} = \left(\frac{0,020}{0,010}\right)^a \cdot \left(\frac{0,010}{0,020}\right)^b$$

ed avendo già calcolato a = 2

$$2 = 2^2 \cdot (0,5)^b \quad \text{e quindi} \quad b = \frac{\log\left(\frac{2}{2^2}\right)}{\log(0,5)} = 1$$

L'equazione di velocità è dunque $v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$

La velocità della reazione è legata alla velocità di scomparsa dei reagenti e di comparsa dei prodotti di reazione dalla seguente relazione

$$v = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{N}_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t}$$

dalla quale si deduce che la velocità di reazione è pari alla metà della velocità con cui reagisce NO

Usiamo allora i dati del rigo 1 per calcolare la costante cinetica, facendo attenzione ad usare come velocità iniziale $\frac{1}{2}$ del valore della velocità di reazione di NO

$$k = \frac{v_0}{[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]} = \frac{1,25 \cdot 10^{-5}}{0,01^2 \cdot 0,1} = 12,5 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}$$

Calcoliamo ora la velocità nell'istante in cui $[\text{NO}] = 0,015 \text{ mol/L}$ e $[\text{O}_2] = 0,0050 \text{ mol/L}$.

$$v = k[\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2] = 12,5 \cdot 0,015^2 \cdot 0,0050 = 1,41 \cdot 10^{-5} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$$

Infine, essendo (come abbiamo appena visto) la velocità di reazione pari alla metà della velocità di scomparsa di NO, nell'istante in cui NO sta reagendo alla velocità di $1,0 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$, la velocità di reazione è $5 \cdot 10^{-5} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$

24) L'albumina dell'uovo precipita quando un uovo viene cucinato in acqua bollente (100°C). L'energia di attivazione per questa reazione del primo ordine è pari a 52,0 kJ/mol. Sapendo che il tempo di cottura di un uovo a 100°C è di 3 minuti, stimare il tempo di cottura ad un'altezza sul livello del mare in cui l'acqua bolle a 90°C.

Utilizziamo la relazione di Arrhenius combinata per calcolare il rapporto delle costanti cinetiche alle due temperature.

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = \frac{E_{\text{att}}}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) = \frac{52000}{8,3145} \left(\frac{1}{363} - \frac{1}{373} \right) = 0,462$$

$$\frac{k_1}{k_2} = e^{0,462} = 1,587$$

Scriviamo ora la relazione integrata di velocità per una cinetica di primo ordine per le due temperature

$$\ln \frac{[A]_0}{[A]_t} = k_1 \cdot t_1 \quad \quad \ln \frac{[A]_0}{[A]_t} = k_2 \cdot t_2$$

dove

A_0 = uovo crudo

A_t = uovo cotto

Eguagliando i secondi membri otteniamo

$$k_1 \cdot t_1 = k_2 \cdot t_2$$

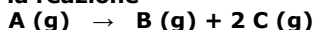
e quindi

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{t_2}{t_1} = 1,587$$

in cui si osserva che le costanti cinetiche alle due temperature sono inversamente proporzionali ai tempi che separano due stadi uguali della reazione. E dunque a 90°C l'uovo impiegherà per cucinare 1,59 volte il tempo impiegato a 100°C

$$t_2 = 1,59 \times t_1 = 1,587 \times 3 = 4,76 \text{ min}$$

25) In un recipiente a 25°C si introduce una quantità di gas A puro tale che, dopo aver chiuso il reattore, la pressione è uguale a 300 mm Hg. Avviene la reazione



La cinetica è seguita misurando la variazione della pressione totale in funzione del tempo. Assumendo un comportamento ideale dei gas, valutare se la reazione segue una cinetica del primo o del secondo ordine e determinare l'ordine di reazione totale rispetto alla scomparsa del reagente. Esprimere infine il valore della costante di velocità in funzione della concentrazione.

t (min)	0	20	30	40	60
P _{tot} (mm Hg)	300	500	556	600	660

Ricaviamo la pressione parziale di A dalla pressione totale, nota la stechiometria della reazione. Consideriamo il bilancio in moli della reazione, all'inizio (t_0) e in generico istante t. Se indichiamo con x il numero di moli di A che hanno reagito al tempo t, formando x moli di B e 2x moli di C, al tempo generico t il numero di moli nel recipiente sarà

$$N_{\text{tot}} = n_A + n_B + n_C = (n_A^\circ - x)$$

Specie chimica	A	B	C	Tot
moli iniziali	n_A°	–	–	n_A°
moli al tempo t	$n_A^\circ - x$	x	2x	$(n_A^\circ - x) + x + 2x = n_A^\circ + 2x$

Poiché la reazione avviene a V costante (recipiente chiuso) e a temperatura costante, possiamo sostituire alle moli le pressioni parziali, in quanto:

$p_i = n_i RT/V$ ovvero $p_i \propto n_i$ (la pressione parziale di ciascun componente è proporzionale al suo numero di moli) quindi:

$$p_{\text{tot}}(t) = (p_A^\circ - px) + px + 2 px = p_A^\circ + 2 px$$

$$px = [p_{\text{tot}}(t) - p_A^\circ]/2$$

ad ogni istante sarà:

$$p_A = p_A^\circ - px = 3/2 p_A^\circ - 1/2 p_{\text{tot}}$$

Calcoliamo ora la pressione parziale di A ai diversi istanti:

t (min)	0	20	30	40	60
p _{tot} (mm Hg)	300	500	556	600	660
px = [P _{tot} (t) – p _A [°]]/2	0	100	128	150	180
p _A = p _A [°] – px	300	200	172	150	120

Verifichiamo ora, se la reazione segue una cinetica del primo o del secondo ordine.

Per una reazione del primo ordine, l'equazione cinetica integrata è:

$$\ln p_A = \ln p_A^\circ - k t$$

Per una reazione del secondo ordine, l'equazione cinetica integrata è:

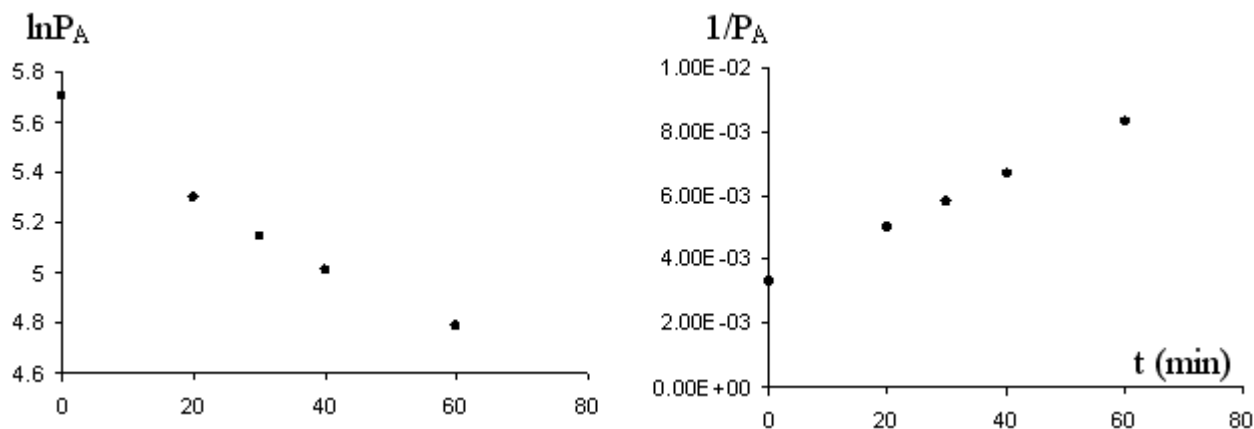
$$1/p_A = 1/p_A^\circ + k t$$

Calcoliamo e riportiamo in grafico le quantità:

t (min)	0	20	30	40	60
ln p _A	5.7038	5.2983	5.1475	5.0106	4.7875
1/p _A	3.3333 10 ⁻³	5.0000 10 ⁻³	5.8140 10 ⁻³	6,6666 10 ⁻³	8.3333 10 ⁻³

Se la cinetica è del primo ordine rispetto ad A, il grafico che riporta i valori del logaritmo della pressione (ln p_A) contro il tempo avrà un andamento lineare.

Se invece la cinetica è del secondo ordine rispetto ad A, sarà il grafico che riporta i valori del reciproco della pressione (1/p_A) contro il tempo ad avere un andamento lineare.



I punti del grafico di destra sembrano allinearsi meglio su di una retta. Tuttavia, per un confronto più rigoroso calcoliamo il coefficiente di determinazione R^2 per i due insiemi di dati. R^2 ci fornisce una stima della bontà della regressione lineare (in altre parole ci dice quale dei due gruppi di dati viene più efficacemente rappresentato da una retta)

$$R^2 = \frac{[N \cdot \sum xy - (\sum x)(\sum y)]^2}{[N \cdot \sum x^2 - (\sum x)^2] \cdot [N \cdot \sum y^2 - (\sum y)^2]}$$

x	t (min)	0	20	30	40	60	$\Sigma x = 150$
y	ln pA	5.7038	5.2983	5.1475	5.0106	4.7875	$\Sigma y = 25,9477$
xy		0	105,966	154,425	200,424	287,25	$\Sigma xy = 748.065$
x^2		0	400	900	1600	3600	$\Sigma x^2 = 6500$
y^2		32,5333	28,0720	26,4967	25,1061	22,9202	$\Sigma y^2 = 135.1283$

$$R^2 = \frac{[N \cdot \sum xy - (\sum x)(\sum y)]^2}{[N \cdot \sum x^2 - (\sum x)^2] \cdot [N \cdot \sum y^2 - (\sum y)^2]} = \frac{[5 \cdot 748.065 - 150 \cdot 25,9477]^2}{[5 \cdot 6500 - (150)^2] \cdot [5 \cdot 135,1283 - (25,9477)^2]} = 0,9775$$

Rieseguiamo il calcolo per l'altro gruppo di dati

x	t (min)	0	20	30	40	60	$\Sigma x = 150$
y	1/ pA	$3.3333 \cdot 10^{-3}$	$5.0000 \cdot 10^{-3}$	$5.8140 \cdot 10^{-3}$	$6,6666 \cdot 10^{-3}$	$8.3333 \cdot 10^{-3}$	$\Sigma y = 2,91473 \cdot 10^{-2}$
xy		0	$1,0000 \cdot 10^{-1}$	$1.7442 \cdot 10^{-1}$	$2,6667 \cdot 10^{-1}$	$5,0000 \cdot 10^{-1}$	$\Sigma xy = 1,041085$
x^2		0	400	900	1600	3600	$\Sigma x^2 = 6500$
y^2		$1.1111 \cdot 10^{-5}$	$2.5000 \cdot 10^{-5}$	$3.3802 \cdot 10^{-5}$	$4.4444 \cdot 10^{-5}$	$6.9444 \cdot 10^{-5}$	$\Sigma y^2 = 1,8380 \cdot 10^{-4}$

$$R^2 = \frac{[N \cdot \sum xy - (\sum x)(\sum y)]^2}{[N \cdot \sum x^2 - (\sum x)^2] \cdot [N \cdot \sum y^2 - (\sum y)^2]} = \frac{[5 \cdot 1,041085 - 150 \cdot 0,0291473]^2}{[5 \cdot 6500 - (150)^2] \cdot [5 \cdot 0,0001838 - (0,0291473)^2]} = 0,9999$$

Il valore più elevato del coefficiente di determinazione indica che il secondo gruppo di dati presenta un miglior allineamento (regressione lineare) e dunque il processo presenterà una cinetica di secondo ordine.

$$1/pA = 1/pA^\circ + k t$$

il coefficiente angolare della retta rappresenta la costante cinetica k e può essere stimato con il metodo dei minimi quadrati attraverso la seguente relazione

$$k = \frac{N \cdot \Sigma xy - (\Sigma x)(\Sigma y)}{N \cdot \Sigma x^2 - (\Sigma x)^2} = \frac{5 \cdot 1,041085 - 150 \cdot 0,0291473}{5 \cdot 6500 - (150)^2} = 8,33 \cdot 10^{-5} \text{ Torr}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

Esprimiamo ora la costante di velocità in termini di molarità M. Per prima cosa trasformiamo i torricelli in atmosfere

$$8,33 \cdot 10^{-5} (\text{Torr}^{-1} \text{ min}^{-1}) \times 760 (\text{Torr atm}^{-1}) = 6,33 \cdot 10^{-2} (\text{atm}^{-1} \text{ min}^{-1})$$

Osserviamo ora come, per trasformare una pressione in una concentrazione sia sufficiente dividerla per RT.

$$p = \frac{n}{V} RT = MRT \quad \text{e quindi} \quad M = \frac{p}{RT}$$

Tuttavia, poiché la costante cinetica ha le dimensioni del reciproco di una pressione (atm^{-1}) dovremo in questo caso moltiplicare per RT

$$k' = k \cdot RT = 6,33 \cdot 10^{-2} (\text{atm}^{-1} \text{ min}^{-1}) 0,082 (\text{L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) 298 (\text{K}) = 1,55 \text{ L mol}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

26) L'attività residua del ^{14}C presente nei resti di un vegetale è pari a 5,4 disintegrazioni al minuto. Calcolare l'età del reperto, sapendo che il periodo di semitrasformazione del C-14 è di 5568 anni e che l'attività specifica all'equilibrio è di 14 disintegrazioni al minuto.

I decadimenti radioattivi seguono cinetiche di primo ordine. Calcoliamo la costante cinetica k (o costante di decadimento radioattivo) usando la relazione che lega il tempo di dimezzamento alla costante di velocità specifica.

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} \quad \text{e quindi} \quad k = \frac{\ln 2}{t_{1/2}} = \frac{0,69315}{5568} = 1,245 \cdot 10^{-4} \text{ anni}^{-1}$$

Usiamo ora l'equazione integrata di velocità per le cinetiche di primo ordine

$$\ln \frac{[A]_0}{[A]_t} = k \cdot t$$

Tenendo conto che, per i decadimenti radioattivi, le concentrazioni possono essere sostituite con le masse dell'isotopo o con il numero dei suoi atomi o con qualsiasi grandezza proporzionale ad esse come il numero di decadimenti al secondo, possiamo esplicitare il tempo t e scrivere

$$t = \frac{1}{k} \cdot \ln \frac{[A]_0}{[A]_t} = \frac{1}{1,245 \cdot 10^{-4}} \cdot \ln \frac{14}{5,4} = 7652 \text{ anni}$$

Problemi da risolvere

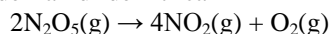
1) Una reazione del primo ordine del tipo $A \rightarrow \text{Prodotti}$, presenta costante cinetica $k = 2,95 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$. Calcolare la percentuale di reagente residua dopo 150 s.

[64,2%]

2) Una reazione del tipo $A \rightarrow \text{Prodotti}$, risulta di secondo ordine rispetto ad A. Sapendo che la concentrazione iniziale di A è $[A]_0 = 1,00 \text{ M}$ e che al tempo $t = 25$ minuti, $[A]_t = 0,25 \text{ M}$, calcolare la costante di velocità della reazione,

[$1,2 \cdot 10^{-1} \text{ M}^{-1} \text{ min}^{-1}$]

3) Si consideri la reazione di decomposizione dell'anidride nitrica



Sapendo che con una concentrazione iniziale $[\text{N}_2\text{O}_5]_0 = 3,15 \text{ M}$, la velocità iniziale della reazione è $5,45 \cdot 10^{-5} \text{ M/s}$, mentre con una concentrazione iniziale $[\text{N}_2\text{O}_5]_0 = 0,78 \text{ M}$ la velocità iniziale vale $1,35 \cdot 10^{-5} \text{ M/s}$, calcolare l'ordine n della reazione e la costante cinetica.

[$n = 1$; $k = 1,73 \cdot 10^{-5} \text{ s}^{-1}$]

4) La velocità iniziale della reazione $2A + 2B \rightarrow C + D$ viene misurata per differenti condizioni iniziali ed i risultati sono riportati nella seguente tabella:

[A] ₀ (mol/L)	[B] ₀ (mol/L)	V ₀ (mol L ⁻¹ s ⁻¹)
0.185	0.133	3.35·10 ⁻⁴
0.185	0.266	1.35·10 ⁻³
0.370	0.133	6.75·10 ⁻⁴
0.370	0.266	2.70·10 ⁻³

Scrivere l'equazione di velocità e calcolare la costante cinetica.

$$[v = k[A][B]^2; k = 0.102 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}]$$

5) Il tempo di dimezzamento di un radioisotopo è pari a 4,55 minuti. Sapendo che il decadimento segue una cinetica del primo ordine, calcolare la percentuale di isotopo non decaduto dopo 2 ore.

$$[k = 0.152 \text{ min}^{-1}; A_t = 1.15 \cdot 10^{-6} \%]$$

6) Per la reazione $A + B \rightarrow C$, la costante cinetica a 215°C è $5.0 \cdot 10^{-3}$, mentre a $t = 452^\circ\text{C}$ vale $1.2 \cdot 10^{-1}$. Calcolare l'energia di attivazione e la costante cinetica a 100°C.

$$[E_{\text{att}} = 39.45 \text{ kJ/mol}; k = 2.50 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}]$$

7) La decomposizione di NOCl in NO e Cl₂ presenta $k = 9.3 \cdot 10^{-5}$ a 100°C e $k = 1.0 \cdot 10^{-3}$ a 130°C. Calcolare l'energia di attivazione della reazione.

$$[98,95 \text{ kJ/mol}]$$

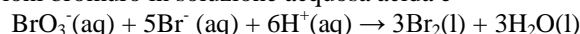
8) Un isotopo radioattivo dell'Astato con emivita di 7,21 ore viene utilizzato per curare il cancro alla tiroide. Calcolare la quantità di radioisotopo residua nell'organismo dopo 14 ore dall'assunzione di 0,1 mg.

$$[k = 0,0961 \text{ ore}^{-1}; 0.026 \text{ mg}]$$

9) Sono necessari 143 secondi affinché il 50.0% di una sostanza si decomponga seguendo una cinetica del primo ordine. Calcolare la costante cinetica della reazione di decomposizione.

$$[k = 0.00485 \text{ s}^{-1}]$$

10) La reazione tra ioni bromato e ioni bromuro in soluzione acquosa acida è



Usando i dati dei 4 esperimenti riportati in tabella, determinare l'ordine della reazione per ciascuno dei reagenti ed il valore della costante cinetica.

Esperimento	[BrO ₃ ⁻] ₀ (M)	[Br ⁻] ₀ (M)	[H ⁺] ₀ (M)	v (M/s)
1	0.10	0.10	0.10	8.0·10 ⁻⁴
2	0.20	0.10	0.10	1.6·10 ⁻³
3	0.20	0.20	0.10	3.2·10 ⁻³
4	0.10	0.10	0.20	3.2·10 ⁻³

$$[v = k[\text{BrO}_3^-][\text{Br}^-][\text{H}^+]^2; k = 8.0 \text{ L}^3 \text{ mol}^{-3} \text{ s}^{-1}]$$

11) La reazione $2 \text{NO}(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$ studiata a 904 °C ha fornito i seguenti dati

Esperimento	[NO] ₀ (M)	[H ₂] ₀ (M)	velocità formazione N ₂ (M/s)
1	0.420	0.122	0,136
2	0.210	0.122	0,0339
3	0.210	0.244	0,0678
4	0.105	0.488	0,0339

Scrivere l'equazione di velocità e calcolare la costante cinetica

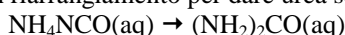
$$[v = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2]; k = 6.3 \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}]$$

12) la decomposizione del cloruro di solforile SO_2Cl_2 è una reazione di primo ordine: $\text{SO}_2\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{SO}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

La costante di velocità per la reazione è $2.8 \cdot 10^{-3} \text{ min}^{-1}$ a 600 K. Calcolare il tempo necessario affinché la concentrazione di SO_2Cl_2 diminuisca dal valore iniziale di $1.24 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ al valore finale di $0.31 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$

$$[495 \text{ min}]$$

13) Il cianato di ammonio subisce in acqua un riarrangiamento per dare urea secondo la reazione



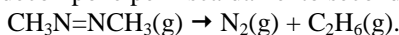
L'equazione di velocità per questo processo è $v = k[\text{NH}_4\text{NCO}]^2$ con $k = 0.0113 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{min}^{-1}$. Sapendo che la concentrazione iniziale di cianato nella soluzione è 0.229 mol/L , calcolare il tempo necessario perché essa diminuisca fino a raggiungere il valore 0.180 mol/L .

[105 min]

14) La legge cinetica per la reazione di decomposizione di N_2O_5 (per dare NO_2 e O_2) è $v = k[\text{N}_2\text{O}_5]$. Ad una particolare temperatura il valore della costante cinetica è $k = 5.0 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$. Calcolare l'emivita di N_2O_5 ed il tempo necessario perché la sua concentrazione diminuisca fino ad assumere un valore pari ad un decimo della concentrazione iniziale.

[$t_{1/2} = 1386 \text{ s}$; $t_{1/10} = 4605 \text{ s}$]

15) L'azometano gassoso, $\text{CH}_3\text{N}=\text{NCH}_3$ si decompone per riscaldamento secondo la seguente reazione del primo ordine



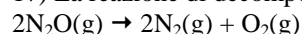
La costante cinetica a 425°C è 40.8 min^{-1} . Sapendo che inizialmente sono presenti 2.00 g di azometano, calcolare la quantità residua dopo 0.0500 e quante moli di N_2 si sono formate nel medesimo intervallo di tempo

[0.26 g ; 0.03 mol]

16) L'isotopo radioattivo Cu-64 è usato nell'acetato rameico per studiare la malattia di Wilson. L'isotopo presenta una emivita di $12,70$ ore. Calcolare la frazione di radioisotopo residua dopo 64 ore.

[$k = 0,0546$; 3%]

17) La reazione di decomposizione del protossido di azoto su di una superficie d'oro a 900°C è del primo ordine



tempo (min)	$[\text{N}_2\text{O}] (\text{mol/L})$
15.0	0.0835
30.0	0.0680
80.0	0.0350
120.0	0.0220

Stimare la costante cinetica e calcolare la velocità della reazione quando la concentrazione del protossido è $[\text{N}_2\text{O}] = 0.035 \text{ mol/L}$.

[$k = 0,013 \text{ min}^{-1}$; $4.5 \cdot 10^{-4} \text{ M min}^{-1}$]

18) Ad elevate temperature il ciclobutano C_4H_8 , si decompone in etilene secondo la reazione: $\text{C}_4\text{H}_8(\text{g}) \rightarrow 2 \text{C}_2\text{H}_4(\text{g})$.

L'energia di attivazione per questa reazione è $E_a = 260 \text{ kJ/mol}$. A 800 K la costante cinetica vale $k = 0.0315 \text{ s}^{-1}$. Calcolare il valore di k a 850 K .

[$k = 0,314 \text{ s}^{-1}$]

19) Gli ossidi di azoto NO_x (una miscela di NO e NO_2 complessivamente designata come NO_x), giocano un ruolo essenziale nella produzione di inquinanti atmosferici. Il NO_x nell'atmosfera viene lentamente convertito in N_2 e O_2 attraverso una reazione di primo ordine. Il tempo medio di dimezzamento del NO_x in una grande città durante le ore diurne è di 3.9 ore. Assumendo una quantità iniziale di 1.50 mg , calcolare quanto NO_x rimane dopo 5.25 ore e quante ore di luce sono necessarie per far diminuire la sua quantità iniziale fino a $2.50 \cdot 10^{-6} \text{ mg}$.

[$0,59 \text{ mg}$; $74,7 \text{ ore}$]

20) La decomposizione della Fosfina avviene secondo la seguente reazione: $4 \text{PH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{P}_4(\text{g}) + 6 \text{H}_2(\text{g})$, la cui legge cinetica risulta essere $v = k[\text{PH}_3]$. L'emivita della Fosfina è 37.9 s a 120°C . Calcolare quanto tempo è necessario affinché si decompongano i tre quarti della Fosfina iniziale e la frazione di Fosfina residua dopo 1 minuto.

[$75,8 \text{ s}$; $33,4\%$]

21) L'acido ipofluoroso HOF è molto instabile e si decompone secondo una reazione del primo ordine per dare HF e O_2 , con un tempo di dimezzamento di 30 minuti a temperatura ambiente: $\text{HOF}(\text{g}) \rightarrow \text{HF}(\text{g}) + \frac{1}{2}\text{O}_2(\text{g})$

Sapendo che la pressione parziale di HOF in un recipiente di 1.00 L è inizialmente di $1.00 \cdot 10^2 \text{ mm Hg}$ a 25°C , calcolare la pressione totale nel recipiente e la pressione parziale di HOF dopo 45 min .

[$p_{\text{HOF}} = 35,4 \text{ mm Hg}$; $p_{\text{tot}} = 132.3 \text{ mm Hg}$]

22) La reazione: $\text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ è del 1° ordine e, a 298 K , ha una $k = 4,00 \cdot 10^{-2} \text{ s}^{-1}$. Calcolare $t_{1/2}$ e quanto tempo occorre affinché la concentrazione di CO_2 si riduca a $1/100$ di quella iniziale.

[$t_{1/2} = 17,3 \text{ s}$; $t_{1/100} = 115 \text{ s}$]

23) Una data reazione ha $t_{1/2} = 20 \text{ min}$ e segue una cinetica del 1° ordine. Calcolare quanto tempo è necessario affinché la reazione sia completa al 75% .

[$k = 3,47 \cdot 10^{-2} \text{ min}^{-1}$; $t_{1/4} = 40 \text{ min}$]

24) La reazione di decomposizione dell'ozono: $2 \text{O}_3 \rightarrow 3 \text{O}_2$ è del 2° ordine e ha $k = 1,4 \cdot 10^{-2} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$ a 350 K. Calcolare quanto ozono rimane dopo 1 ora partendo da una concentrazione iniziale di $1,00 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

$$[\text{O}_3]_{1\text{h}} = 6,65 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

25) Sono stati necessari 143 s per decomporre l'80% di una particolare sostanza. Sapendo che la concentrazione iniziale era 0,060 M e la reazione di decomposizione segue una cinetica del 2° ordine, calcolare il valore della k di velocità ed il tempo di dimezzamento

$$[k = 0,466 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}; t_{1/2} = 36 \text{ s}]$$

26) La reazione in fase gassosa $\text{CH}_4 + 2 \text{S}_2 \rightarrow \text{CS}_2 + 2 \text{H}_2\text{S}$ ha le seguenti caratteristiche: a $T = 550^\circ\text{C}$ presenta $k = 1,11 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$ mentre a $T = 625^\circ\text{C}$ la $k = 6,40 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Calcolare l'energia di attivazione.

$$[E_{\text{att}} = 1,4 \cdot 10^5 \text{ J/mol}]$$

27) La k di velocità per una reazione del 1° ordine è $2,0 \cdot 10^3 \text{ s}^{-1}$ a 25°C . L'energia di attivazione è $15,0 \cdot 10^3 \text{ kJ/mol}$. Calcolare il valore della k di velocità a 75°C .

$$[k = 4,77 \cdot 10^3 \text{ s}^{-1}]$$

28) Il tempo di dimezzamento dello Iodio-131 è 8,08 giorni. Partendo da un campione di 5,60 mg, calcolare quanto Iodio rimane dopo 450 ore.

$$[k = 0,00357 \text{ h}^{-1}; 1,12 \text{ mg}]$$

29) In un reperto animale la frazione di C-14 presente rispetto alla quantità all'equilibrio negli organismi viventi risulta pari a 0,17. Sapendo che il tempo di dimezzamento del C-14 è 5568 anni, calcolare l'età del reperto.

$$[k = 1,24 \cdot 10^{-4} \text{ anni}^{-1}; t = 1,4 \cdot 10^4 \text{ anni}]$$

30) Un chimico desidera fare un esperimento utilizzando ^{47}Ca ($t_{1/2} = 4,5$ giorni) e necessita di un campione di 5,0 mg di nuclide. Calcolare che quantità di $^{47}\text{CaCO}_3$ deve ordinare, se occorrono 48 h per riceverlo dal fornitore.

$$[k = 0,00642 \text{ h}^{-1}; ^{47}\text{Ca} = 6,8 \text{ mg}; ^{47}\text{CaCO}_3 = 17 \text{ mg}]$$

31) Nell'esplosione della bomba atomica si forma Sr-90 che decade emettendo particelle β . Sapendo che il suo $t_{1/2} = 28$ anni, calcolare il tempo necessario affinché lo Sr si riduca a 1/100 di quello formatosi nell'esplosione nucleare.

$$[k = 0,693/28 \text{ anni} = 0,024755 \text{ anni}^{-1}; t_{1/100} = 186 \text{ anni}]$$

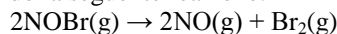
32) La velocità iniziale della reazione $\text{NO}_{(\text{g})} + \frac{1}{2}\text{Cl}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{NOCl}_{(\text{g})}$ viene misurata per differenti condizioni iniziali ed i risultati sono riportati nella seguente tabella:

$[\text{NO}]_0 \text{ (mol/L)}$	$[\text{Cl}_2]_0 \text{ (mol/L)}$	$V_o \text{ (mol L}^{-1} \text{ s}^{-1})$
0.250	0.250	$1,43 \cdot 10^{-6}$
0.250	0.500	$2,86 \cdot 10^{-6}$
0.500	0.500	$11,4 \cdot 10^{-6}$

Scrivere l'equazione di velocità e calcolare la costante cinetica. Determinare infine la velocità di formazione di NOCl, mentre Cl_2 sta reagendo alla velocità di $2,21 \cdot 10^{-7} \text{ M s}^{-1}$.

$$[v = k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]; k = 9,15 \cdot 10^{-5} \text{ M}^{-2} \text{ s}^{-1}; v_{\text{NOCl}} = 4,42 \cdot 10^{-7} \text{ M s}^{-1}]$$

33) Il bromuro di nitrosile si decompone secondo la seguente reazione:



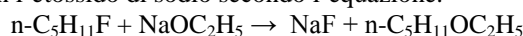
L'energia di attivazione a 130°C è 78,6 kJ/mol. Calcolare di quanto aumenta il valore della costante cinetica quando la temperatura del processo viene portata a 160°C

$$[k_{160^\circ}/k_{130^\circ} = 5,1]$$

34) La reazione di decomposizione dell'acido iodidrico in iodio ed idrogeno su di una superficie d'oro è una reazione di ordine zero rispetto ad HI. Sapendo che la costante cinetica vale $0,050 \text{ M s}^{-1}$ e che la concentrazione iniziale è $[\text{HI}]_0 = 0,500 \text{ M}$, calcolare la concentrazione di HI dopo 5 secondi.

$$[\text{HI}]_{10\text{ s}} = 0,250 \text{ M}$$

35) Il fluoruro di n-amile reagisce con l'etossido di sodio secondo l'equazione:



seguito una cinetica di primo ordine rispetto a ciascuno dei due reagenti. Alla temperatura di 120°C , in cui le concentrazioni iniziali sono 0,372 mol/L di n-amilfluoruro e 0,463 mol/L di sodioetossido, dopo 85 min 40 s la concentrazione residua di n-amilfluoruro è 0,274 mol/L. Calcolare la costante specifica di velocità a 120°C e la concentrazione di sodioetossido dopo 136 min dall'inizio della reazione.

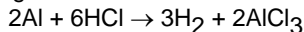
$$[k = 1,452 \cdot 10^{-4} \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}; [\text{NaOC}_2\text{H}_5]_{126 \text{ min}} = 0,327 \text{ mol/L}]$$

14 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

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

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

$$2P_{m_{\text{Al}}} : 3P_{m_{\text{H}_2}} = X : 0,75$$

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 $W/P_m = 0,75/2 = 0,375$ 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

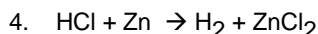
$$M = \frac{n}{V} = \frac{0,75}{1,5} = 0,5 \text{ mol/l}$$

Problemi da risolvere

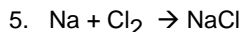
1. Che pressione verrebbe esercitata da 0,3 moli di gas contenute in un recipiente di 8 L a 18°C?

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 g di O₂ in un recipiente di 5 L a 25°C?

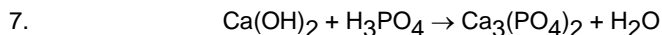


dopo aver bilanciato calcolare che volume occupa l'idrogeno prodotto dalla reazione di 50 g di Zinco alla pressione di 4,3 atm ed alla temperatura di 150°C?



Dopo aver bilanciato, calcolare che pressione deve sviluppare il Cloro in un recipiente di 10 L a 350°C per reagire completamente con 70 g di Sodio. Calcolare inoltre quanto Cloruro si forma.

6. Quanti grammi di CO₂ si formeranno dalla combustione di 10 g 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?



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 O₂ 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
- $$2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$$
- $$2\text{Li}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O} + \text{O}_2$$
- Verificare quanto affermato risolvendo i 3 seguenti problemi:
 a) Una bombola di 125 kg ha una capacità di 90 L. Calcolare la % (p/p) di O₂ rispetto alla massa totale (ossigeno + bombola) quando il recipiente sia riempito di ossigeno a 140 atm a 25 °C.
 b) Calcolare la % (p/p) di O₂ rispetto ad una soluzione al 65 % di H₂O₂ (la massa del recipiente è in questo caso trascurabile).
 c) Calcolare la % (p/p) di O₂ 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.
- $$\text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3$$
- Calcolare la capacità di assorbimento in litri di CO₂ 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.
- 15.
- $$\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$$
- Dopo aver bilanciato calcolare il volume d'aria (composizione 20% ossigeno 80% azoto) necessaria per ossidare in condizioni normali 500 g di pirite (FeS₂) ed il volume di anidride solforosa che si ottiene a 80 °C e 780 mm di Hg
16. Il permanganato di potassio (KMnO₄) si può preparare da biossido di manganese secondo le seguenti reazioni:
- $$\text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KMnO}_4 + \text{KHCO}_3 + \text{MnO}_2$$
- 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 CO₂ che si sviluppa dalla reazione di 10 kg di CaCO₃ 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 (CH₄) 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 O₂; 78,08% di N₂; 0,94% di Ar; 0,03% di CO₂. Calcolare inoltre la composizione dell'aria espressa come % in peso.
22. Una miscela gassosa ha la seguente composizione in peso: 25 % (p/p) di N₂ e 75% (p/p) di H₂. Sapendo che la pressione totale è di 5 atm, calcolare la pressione parziale dei due gas.

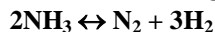
Risposte

- 0,9
- 0,014
- 7,46
- $6,21\{2\text{HCl} + \text{Zn} \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2\}$
- $\{2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}\}$ 7,78 atm
- $\{\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2\}$ 20,5 g di CO_2 ; rimangono 4,4 g 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
- $P_{\text{Kr}} = 178,6 \text{ mm}$ $P_{\text{tot}} = 789,3 \text{ mm}$ $\chi_{\text{Kr}} = 77,4\%$
- 1,38 g
- $1,933 \cdot 10^{14}$
- a) 11,7% b) 30,6% c) 34,8%
- 801,3 L
- 408 mL
- coeff. stech. (4,11 - 2,8) 1282,5 L di aria 235 L di anidride solforosa
- coeff. stech. (2,4,1 - 2,2) (3,4,2 - 2,4,1) 11,6 L di ossigeno
- 342 L
- 2,17 atm
- 1498 g
- 3,73 g/L
- 1,2 g/L ossigeno = 23,1% azoto = 75,5% argon = 1,3% anidride carbonica = 0,045%
- 4,884 atm 0,116 atm

15 Equilibri chimici in fase gassosa

Problemi risolti

A) In un contenitore del volume di 4 L a 327 °C vengono introdotti 85 g di NH_3 . Si stabilisce il seguente equilibrio



Sapendo che la K_c vale $4,9 \cdot 10^2$, 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 4 l 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 NH_3 che reagiscono se ne formano X di N_2 e 3X di H_2 .

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

	iniziale	d'equilibrio
$[\text{NH}_3]$	1,25	$1,25 - 2X$
$[\text{N}_2]$	0	X
$[\text{H}_2]$	0	3X

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

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

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 $X = 0,585 \text{ mol/L}$. 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

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

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

a) le concentrazioni di equilibrio

b) come variano le concentrazioni di equilibrio se vengono introdotti 7 g di CO

c) come variano le concentrazioni di equilibrio se la concentrazione iniziale di H_2 è 2 M

d) 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

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

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

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

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

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

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

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

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

$$P_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{V} RT = M_{H_2O} RT$$

da cui

$$M_{H_2O} = \frac{P_{H_2O}}{RT} = \frac{20}{0,082 \cdot 2000} = 0,122 \text{ mol/l}$$

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 H₂ e altrettante di CO₂ hanno reagito e devono essere sottratte alle rispettive concentrazioni iniziali

Posto quindi pari ad Y la concentrazione iniziale di H₂, le concentrazioni di equilibrio saranno

	iniziale	d'equilibrio
[CO ₂]	Y	Y - 0,122
[H ₂]	Y	Y - 0,122
[CO]	0	0,122
[H ₂ O]	0	0,122

la relazione di equilibrio diventa

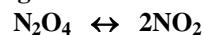
$$4,4 = \frac{0,122^2}{(Y - 0,122)^2}$$

che risolta fornisce il seguente valore Y = 0,18 mol/L

La concentrazione iniziale dell'idrogeno deve quindi essere

Y = [H₂]_{iniz} = 0,18 mol/L

C) In un recipiente a 60 °C vengono introdotti 138 g di N₂O₄ e 23 g di NO₂. Si stabilisce il seguente equilibrio



Sapendo che a 60 °C la K_c = 8,75 · 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 ipoazotide N₂O₄ che reagiscono, 2X saranno le moli di biossido di azoto NO₂ che si formano.

All'equilibrio saranno quindi presenti

(1,5 - X) moli di N₂O₄

(0,5 + 2X) moli di NO₂

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 Kp

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

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

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

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

$$\chi_{NO_2} = \frac{0,5 + X}{2 + X} = 0,699 \quad P_{NO_2} = \chi_{NO_2} \cdot P_{tot} = 0,699 \cdot 1,47 = 1,028$$

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

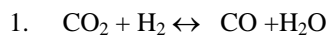
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{2,69 \cdot 0,082 \cdot 333}{1,47} = 50 \text{ litri}$$

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

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

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

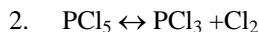
Problemi da risolvere



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

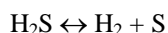
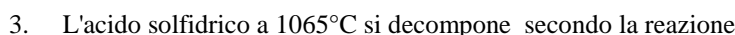
$$[CO_2] = [H_2] = [CO] = 0,01M \quad [H_2O] = 0,02M$$

Calcolare la Kc

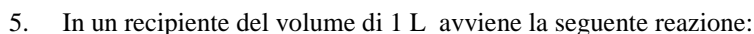
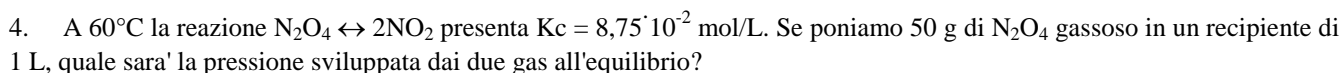


Sapendo che la costante di equilibrio a 200°C è Kc = 0,457 mol/L, calcolare quanti grammi di Pentacloruro rimangono indecomposti all'equilibrio(g) in un recipiente di 30 L. La Concentrazione iniziale del Pentacloruro è 0,3 M

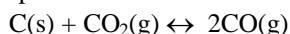
Calcolare inoltre la pressione sviluppata dalla miscela dei 3 gas una volta raggiunto l'equilibrio.



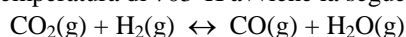
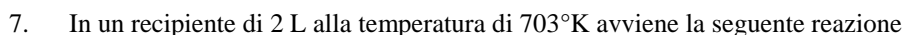
Sapendo che la Kc = $1,1 \cdot 10^{-4}$ mol/L, calcolare quanti grammi di zolfo si formano all'equilibrio in un recipiente di 5 L in cui la concentrazione iniziale di acido solfidrico era 0,7M



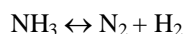
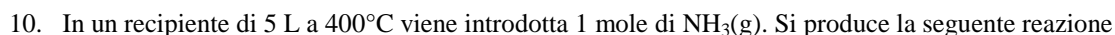
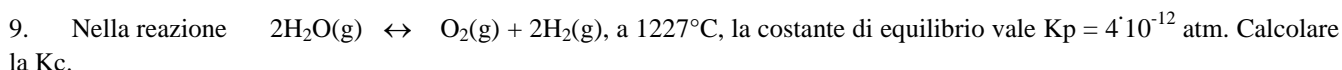
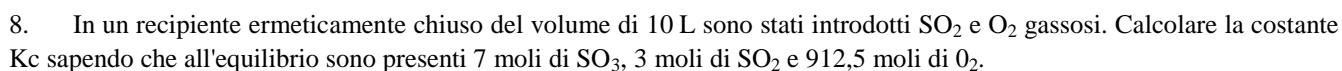
sapendo che a 212°C la Kp vale 0,338 atm, calcolare quante moli di $SbCl_5$ non si decompongono e sono presenti all'equilibrio se nel recipiente vengono inizialmente introdotte $2,75 \cdot 10^{-2}$ moli di $SbCl_5$.



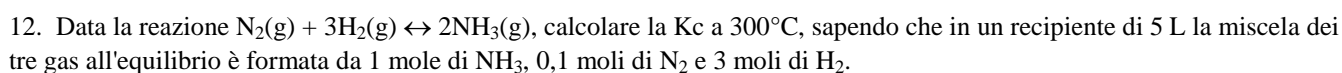
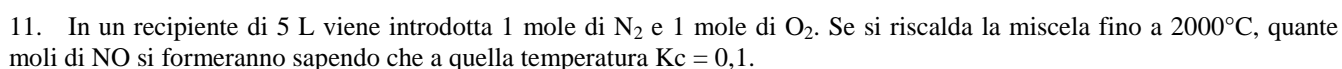
per la quale la costante di equilibrio Kp vale 3,1 atm. Calcolare la composizione percentuale della fase gassosa all'equilibrio se la pressione totale è di 5 atm e la Kc alla temperatura data.



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 .



Dopo aver bilanciato, calcolare Kc e Kp sapendo che all'equilibrio $N_2 = 8,6 \cdot 10^{-2}$ M.



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 $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$ ($K_c = 3,46 \cdot 10^{-3}$).

14. Il biossido di azoto è un gas in equilibrio con la sua forma dimera, l'ipoazotide, secondo il seguente equilibrio $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$

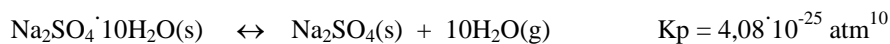
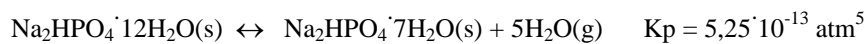
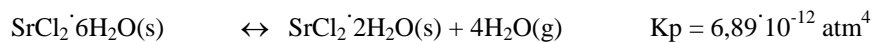
Calcolare la K_c di tale reazione, sapendo che dopo aver inizialmente introdotto 92 g di biossido in un recipiente di 1 litro si trovano all'equilibrio 0,5 moli di N_2O_4 .

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 ipoazotide si trasformano in biossido di azoto secondo la reazione $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$ Determinare la K_p e la K_c .

Risposte

1. $K_c = 2$

2. 584 g 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. $9,64 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$

16. 0,68 moli di H_2 $P_{CO} = 1,16 \text{ atm}$ $P_{H_2O} = 0,16 \text{ atm}$ $P_{CO_2} = P_{H_2} = 0,34 \text{ atm}$ $V = 206,5 \text{ L}$
 $H_2O_{eq} = 1,55 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

17. a) 1,23 mm; 2,66 mm; 2,77 mm

b) $SrCl_2 \cdot 2H_2O$ poiché possiede la pressione di vapor d'acqua d'equilibrio (1,23 mm) più bassa

c) inferiori a 60,5% ($= 2,77/4,58$)

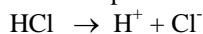
18. $K_p = 0,17 \text{ atm}$ $K_c = 6,91 \cdot 10^{-3}$.

16 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

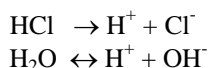
$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+] = -\log_{10}[\text{HCl}]_{\text{iniz}} = -\log_{10}[10^{-3}] = 3$$

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

Applicando il metodo precedente otterremo un $\text{pH} = 7$, 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

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

risolvendo l'equazione di 2° grado si ottiene

$$X = \text{OH}^- = 6,18 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L} \quad \text{H}^+ = X + 10^{-7} = 1,62 \cdot 10^{-7}$$

ed il pH risulta perciò pari a

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

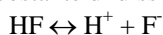
Lo stesso risultato poteva essere ottenuto impostando un sistema di due equazioni con incognite OH^- e H^+ .

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

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 Ka

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

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 Ka 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⁺ = 1,88·10⁻² 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 1·10⁻⁵ M di HF

La relazione di equilibrio diventa

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

Risolvendo l'equazione di 2° grado otteniamo X = H⁺ = 9,73·10⁻⁶ 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
$[NH_3]$	Ciniz	Ciniz - α Ciniz
$[NH_4^+]$	0	α Ciniz
$[OH^-]$	0	α Ciniz

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

$$OH^- = \alpha \text{ Ciniz} = 0,15 \cdot 6,8 \cdot 10^{-4} = 1,02 \cdot 10^{-4}$$

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 ($K_a = 3,5 \cdot 10^{-4}$)

- l) 10^{-2} M di idrossido di ammonio ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$)
 - m) 10^{-8} M di acido nitrico
 - n) $5 \cdot 10^{-9}$ 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 $\text{pH} = 1,65$.
 5. Quanti grammi di KOH sono contenuti in 200 mL di una soluzione di idrossido di potassio a $\text{pH} = 10$.
 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 $\text{pH} 2,68$.
 10. Che concentrazione di acido acetico ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) è necessaria per ottenere una soluzione a $\text{pH} 3,45$?
 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%.

Risposte

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; $\text{pH} 2,2$
7. 5,1
8. = 34,4%
9. $6,25 \cdot 10^{-5}$
10. $7,35 \cdot 10^{-3}$ mol/L
11. $\text{pH} = 10,6$ $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$
12. 2,75
13. $\text{SO}_4^{2-} = 3,16 \cdot 10^{-3}$ mol/L $\text{pH} = 2,04$
14. 9,4 M
15. $K_a = 1,84 \cdot 10^{-4}$

17 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

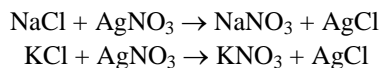
$$N_B = \frac{N_A V_A}{V_B} = \frac{N_A \cdot W_A/d}{V_B} = \frac{1,24 \cdot 0,015/1,19}{0,0255} = 0,613 \text{ eq/l}$$

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

$$Pm_{NaCl} : Pm_{AgNO_3} = X_1 : Y_1$$

$$Pm_{KCl} : Pm_{AgNO_3} = X_2 : Y_2$$

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

$$Y_1 = \frac{Pm_{AgNO_3} \cdot X_1}{Pm_{NaCl}} = \frac{170 \cdot X_1}{58,45} \quad Y_2 = \frac{Pm_{AgNO_3} \cdot X_2}{Pm_{KCl}} = \frac{170 \cdot X_2}{74,56}$$

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

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

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

Le percentuali dei due sali sono perciò

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

Problemi da risolvere

- Determinare la normalità di una soluzione di acido ortofosforico, 40 mL della quale neutralizzano 120 mL di una soluzione 0,531 N di NaOH.
- 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.
- 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 .
- 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 $(NH_4)_2SO_4$ e la sua concentrazione in g/L.
- Il contenuto in ioduro di una soluzione viene determinato mediante titolazione con solfato cerico $Ce(SO_4)_2$. 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+} .
- 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.
- 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.
- 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 $BaSO_4$.
- 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.

Risposte

1. 1,59 N 2. 12,5 mL 3,06 g 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

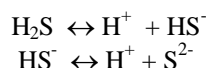
18 Equilibri di dissociazione ionica

18.1 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 $X = [\text{H}^+]_1 = [\text{HS}^-] = 5,47 \cdot 10^{-5}$.

Dove $[\text{H}^+]_1$ 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

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

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 $Y = [H^+]_{II} = [S^{2-}] = 1 \cdot 10^{-14}$.

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

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

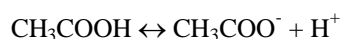
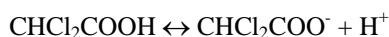
Possiamo inoltre verificare che gli ioni H^+ provenienti dalla seconda dissociazione sono in concentrazione talmente esigua da giustificare la trattazione separata del primo equilibrio. La loro presenza in soluzione sposta infatti l'equilibrio di prima dissociazione verso sinistra di una quantità assolutamente 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

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

$$[CHCl_2COOH] = 1,3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L} - X = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$$

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

$$K_{Ac} = \frac{[H^+] \cdot [CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]} = \frac{(X + Y) \cdot Y}{M_{Ac} - Y} = \frac{(1,3 \cdot 10^{-2} + Y) \cdot Y}{1,5 \cdot 10^{-2} - Y} = 1,76 \cdot 10^{-5}$$

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

$$Y = [H^+]_{Ac} = [CH_3COO^-] = 2,03 \cdot 10^{-5} \text{ mol/L}$$

$$[CH_3COOH] = 1,5 \cdot 10^{-2} - Y \approx 1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

La concentrazione totale degli ioni H^+ sarà data da

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

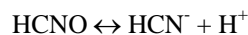
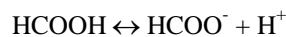
In altre parole la H^+ dipende esclusivamente dall'equilibrio di dissociazione dell'acido più forte.

Infine il pH sarà uguale a

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

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 = $[H^+]$ 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 = $[H^+]$ 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

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

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 $2 \cdot 10^{-2}$ M in acido acetico ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) e $1 \cdot 10^{-2}$ 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 M in CH_3COOH e 0,05 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 M in CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) e 0,2 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 $1,7 \cdot 10^{-5}$ M di acido acetico CH_3COOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) con 75 mL di una soluzione $2,8 \cdot 10^{-3}$ 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 $8 \cdot 10^{-2}$ M e di una soluzione $5 \cdot 10^{-4}$ 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 $1,5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ in acido acetico HCOOH ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) e $2 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ 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 $3 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ in acido lattico (o acido 2 idrossipropanoico) $\text{CH}_3\text{CHOHCOOH}$ ($K_a = 8,4 \cdot 10^{-4}$) e $0,1 \text{ M}$ 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 $5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ 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 $5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ in acido solfidrico ($K_1 = 1 \cdot 10^{-7}$; $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-13}$) e $1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ in HCl .
14. Calcolare il grado di dissociazione di una soluzione $6,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ di acido cloroacetico ($K_a = 1,4 \cdot 10^{-3}$).
15. Calcolare la concentrazione degli ioni H^+ e CCl_2COO^- di una soluzione $1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ in acido dicloroacetico ($K_a = 5,5 \cdot 10^{-2}$) e $1 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ in HCl .

Risposte

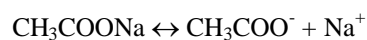
1. $\text{pH} = 3$ $\text{CH}_3\text{COO}^- = 3,6 \cdot 10^{-4}$ $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^- = 6,5 \cdot 10^{-4}$.
2. $\text{CH}_3\text{COO}^- = 3,6 \cdot 10^{-5}$ $\text{H}^+ = 0,05 + 3,6 \cdot 10^{-5}$ $0,05$
3. $\text{CN}^- = 7,16 \cdot 10^{-8}$ $\text{H}^+ = \text{CH}_3\text{COO}^- = 1,34 \cdot 10^{-3}$
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. $3,54 \cdot 10^{-3} \text{ M}$
8. $3,6 \cdot 10^{-5} \text{ M}$
9. $0,12 \text{ M}$
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. $\text{H}^+ = 1,76 \cdot 10^{-2}$ $\text{CCl}_2\text{COO}^- = 7,6 \cdot 10^{-3}$

18.2 Equilibri di idrolisi

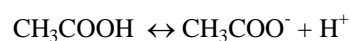
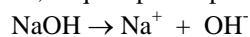
Problemi risolti

A) Calcolare le concentrazioni di equilibrio delle specie chimiche ed il pH di una soluzione $1,85 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ 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



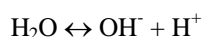
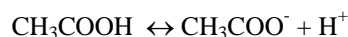
Poichè tale equilibrio è completamente spostato verso destra, inizialmente in soluzione vi sono $1,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ di ione acetato e $1,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$ di ione sodio, le quali partecipano ai seguenti equilibri



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

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

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

Le due equazioni formano un sistema che richiede la soluzione di un'equazione di 3° grado.

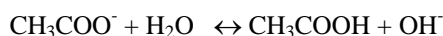
Quando, come in questo caso, la concentrazione iniziale del sale è sufficientemente elevata, è possibile evitare di ricorrere alla soluzione esatta del problema, introducendo alcune semplificazioni nella trattazione.

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

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

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

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

Risolvendo 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 ($10^{-7} + 2,35 \cdot 10^{-8}$).

Risolvendo 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

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

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

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

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = M - X = 1 \cdot 10^{-6} - 5,51 \cdot 10^{-9} = 9,94 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

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.

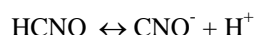
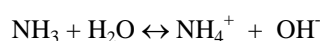
Si noti infine che nonostante l'acido acetico sia molto debole una minima percentuale di ioni acetato si riassocia, X mol/L su M mol/L iniziali, pari a $5,51 \cdot 10^{-9} / 10^{-6} = 5,5 \cdot 10^{-3}$. Poco più di 5 molecole su 1000. Il dato conferma la regola che anche gli acidi deboli, quando sono 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^+ . Poiché $K_a > K_b$ 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 mol/L di ioni H^+ e Z mol/L di ioni OH^-

X = la quantità di CNO^- che si riassocia, sottraendo X mol/L di ioni H^+ all'acqua, per dare X mol/L di acido cianico indissociato

Y = quantità di NH_4^+ che reagisce, sottraendo Y mol/L di ioni OH^- all'acqua, per dare Y 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

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

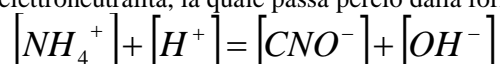
$$Ka = \frac{[H^+] \cdot [CNO^-]}{[HCNO]} = \frac{(Z - X) \cdot (M - X)}{X}$$

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

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



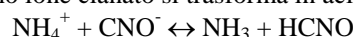
alla forma approssimata

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

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

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

$$[NH_4^+] = [CNO^-] = M - X = 0,1 - 1,58 \cdot 10^{-4} = 9,9842 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

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

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

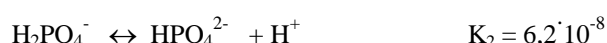
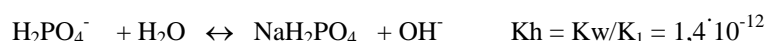
$$K_b = 1,8 \cdot 10^{-5} = \frac{[OH^-] \cdot [NH_4^+]}{[NH_3]} = \frac{[OH^-] \cdot 9,9842 \cdot 10^{-2}}{1,58 \cdot 10^{-4}} \quad \text{da cui } [OH^-] = 2,85 \cdot 10^{-8}$$

D) Calcolare il pH di una soluzione $5 \cdot 10^{-2}$ 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

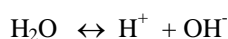


l'anione fosfato biacido in acqua presenta un comportamento anfotero, partecipando ai seguenti due equilibri opposti



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

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

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

1. Calcolare il pH di una soluzione 0,1 M di NH_4Cl sapendo che la K_b dell'ammoniaca è pari a $1,8 \cdot 10^{-5}$.
2. Determinare la K_b di $\text{Zn}(\text{OH})_2$ sapendo che il pH di una soluzione $1 \cdot 10^{-3}$ M di ZnCl_2 è 6,33.
3. Calcolare il pH di una soluzione $5 \cdot 10^{-2}$ M di K_2CrO_4 sapendo che la costante di prima dissociazione dell'acido cromico vale $K_1 = 0,18$ e la seconda è pari a $K_2 = 3,2 \cdot 10^{-7}$.
4. 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 $K_2 = 1,2 \cdot 10^{-13}$.
5. 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 $K_2 = 5,7 \cdot 10^{-11}$.
6. 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 $K_2 = 6,4 \cdot 10^{-5}$.
7. 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 $K_3 = 4,4 \cdot 10^{-13}$.
8. 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 $K_3 = 4,4 \cdot 10^{-13}$.
9. 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 $K_3 = 4,4 \cdot 10^{-13}$.
10. 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 $K_2 = 5,7 \cdot 10^{-11}$.
11. 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 $2,2 \cdot 10^{-4}$.
12. 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 $4,8 \cdot 10^{-10}$.

Risposte

1. $\text{pH} = 5,13$
2. $4,5 \cdot 10^{-5}$
3. $\text{pH} = 9,6$
4. $\text{pH} = 11$
5. $\text{pH} = 8,29$
6. $\text{OH}^- = 1,56 \cdot 10^{-10}$ $(\text{COO})_2^{2-} = 1,69 \cdot 10^{-13}$
7. $\text{pH} = 4,68$
8. $\text{pH} = 9,78$
9. $\text{pH} = 12,38$
10. $\text{pH} = 10,5$ $\text{CO}_3^{2-} = 6,6 \cdot 10^{-4}$ $\text{H}_2\text{CO}_3 = 2,2 \cdot 10^{-8}$
11. $\text{pH} = 6,46$
12. $\text{H}^+ = 5,1 \cdot 10^{-10}$ $\text{CN}^- = \text{NH}_4^+ = 4,8 \cdot 10^{-3}$ $\text{HCN} = \text{NH}_3 = 5,2 \cdot 10^{-3}$ $\text{OH}^- = 1,95 \cdot 10^{-5}$

18.3 Soluzioni tampone

Problemi risolti

1) 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. Poiché 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 C_a la concentrazione iniziale dell'acido e con C_s la concentrazione iniziale del sale, potremmo scrivere

$$K_a = \frac{[CH_3COO^-] \cdot [H^+]}{[CH_3COOH]} = \frac{(C_s + x) \cdot x}{(C_a - x)} = \frac{(0,7 + x) \cdot x}{(0,25 - x)}$$

risolvendo l'equazione di secondo grado, otteniamo

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

$$pH = -\log(6,29 \cdot 10^{-6}) = 5,2$$

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 a C_a che rispetto a C_s .

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

$$K_a = \frac{C_s \cdot x}{C_a}$$

dalla quale otteniamo

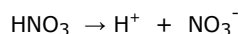
$$X = [H^+] = K_a \cdot \frac{C_a}{C_s}$$

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

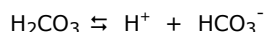
$$pH = -\log_{10} [H^+] = -\log_{10} K_a \cdot \frac{C_a}{C_s} = pK - \log_{10} \frac{C_a}{C_s} = \log(1,76 \cdot 10^{-5}) - \log \frac{0,25}{0,7} = 5,2$$

2) 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 (HCO_3^-) tende infatti a riassociarsi quasi completamente con gli ioni H^+ per ridare l'acido debole H_2CO_3



Verifichiamolo. Detta

C_s = la concentrazione iniziale del sale, pari alla concentrazione iniziale dell'anione HCO_3^-

C_a = 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

$$K_1 = 4,3 \cdot 10^{-7} = \frac{[H^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = \frac{(C_a - x) \cdot (C_s - x)}{x} = \frac{(3 \cdot 10^{-2} - x) \cdot (1 \cdot 10^{-1} - x)}{x}$$

risolvendo l'equazione di secondo grado si ottiene

$$X = [H_2CO_3] = 2,99999816 \cdot 10^{-2} \approx 3 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

L'anione si è dunque riassociato in modo praticamente completo
La concentrazione degli ioni H^+ sarà quindi pari a

$$[H^+] = Ca - x = 3 \cdot 10^{-2} - 2,99999816 \cdot 10^{-2} = 1,84 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L}$$

$$[HCO_3^-] = Cs - x = 1 \cdot 10^{-1} - 2,99999816 \cdot 10^{-2} = 7 \cdot 10^{-2} \text{ mol/L}$$

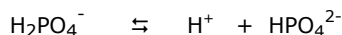
$$pH = -\log 1,84 \cdot 10^{-7} = 6,73$$

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

$$pH = pK - \log_{10} \frac{[acido]}{[anione]} = pK - \log_{10} \frac{[H_2CO_3]}{[HCO_3^-]} = -\log_{10} 4,3 \cdot 10^{-7} - \log_{10} \frac{3 \cdot 10^{-2}}{7 \cdot 10^{-2}} = 6,73$$

3) 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 concentrazione dell' $H_2PO_4^-$ nella nuova soluzione sarà $Ca = n/V = 9 \cdot 10^{-3} / 0,75 = 1,2 \cdot 10^{-2}$ mol/L

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

4) 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 poiché 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

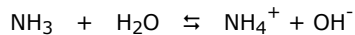
$$X = [H^+] = 2,1 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L} \quad pH = 2,68$$

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

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

5) Calcolare il pH di un tampone costituito da una soluzione $NH_3 \cdot 10^{-1} \text{ M}$ / $NH_4Cl \cdot 10^{-2} \text{ M}$, sapendo che la K_b basica dell'ammoniaca è $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Lo ione ammonio NH_4^+ rappresenta l'acido coniugato dell'ammoniaca (ed ovviamente l'ammoniaca è la base coniugata dell'acido NH_4^+)



La relazione per il calcolo del pH diventa

$$pH = pK_a - \log \frac{C_{acido}}{C_{base\ coniugata}} = pK_a - \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]}$$

La K_a è ovviamente quella dell'acido NH_4^+ e si calcola come $K_a = K_w/K_b = 10^{-14} / 1,8 \cdot 10^{-5} = 5,6 \cdot 10^{-10}$.
 $pK_a = -\log(5,6 \cdot 10^{-10}) = 9,26$ e dunque

$$pH = pK_a - \log \frac{[NH_4^+]}{[NH_3]} = pK_a - \log \frac{10^{-2}}{10^{-1}} = 9,26 + 1 = 10,26$$

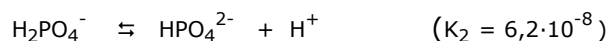
in alternativa possiamo usare la relazione di Henderson-Hasselbach per una base debole + un suo sale che ci fornisce il pOH

$$pOH = pK_b - \log \frac{[Base]}{[Sale]} = pK_b - \log \frac{[NH_3]}{[NH_4^+]} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) - \log \frac{10^{-1}}{10^{-2}} = 4,74 - 1 = 3,74$$

$$pH = 14 - pOH = 14 - 3,74 = 10,26$$

6) Calcolare il pH di un tampone costituito da una soluzione $NaH_2PO_4 \cdot 0,3 \text{ M}$ / $Na_2HPO_4 \cdot 5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$. (Acido fosforico $K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$)

Lo ione diidrogenofosfato $H_2PO_4^-$ rappresenta l'acido, mentre l'anione idrogeno fosfato HPO_4^{2-} rappresenta la base coniugata. Dobbiamo far riferimento all'equilibrio di seconda dissociazione dell'acido fosforico



La relazione per il calcolo del pH diventa

$$pH = pK_a - \log \frac{[H_2PO_4^-]}{[HPO_4^{2-}]} = \log[6,2 \cdot 10^{-8}] - \log \frac{0,3}{5 \cdot 10^{-2}} = 7,21 - 0,78 = 6,43$$

7) Costruire una soluzione $0,3 \text{ M}$ tamponata a $pH = 8$ utilizzando l'acido fosforico ($K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 2,2 \cdot 10^{-13}$)

I valori delle 3 costanti di dissociazione acida dell'acido fosforico permettono di costruire tre tipi di tamponi equimolari (Ca = Cs) con pH pari a

$$pH = pK_1 = 2,12$$

$$pH = pK_2 = 7,21$$

$$pH = pK_3 = 12,66$$

Per costruire un tampone a $pH = 8$ dobbiamo pertanto utilizzare la costante di seconda dissociazione, il cui pK è più vicino al pH desiderato (negli altri casi il tampone sarebbe inefficiente a causa di un rapporto Ca/Cs troppo distante dall'unità) e dunque il tampone utilizzerà come acido debole l'anione diidrogenofosfato $H_2PO_4^-$ e come sale (base coniugata) l'anione idrogenofosfato HPO_4^{2-}

Calcoliamo il rapporto Ca/Cs = $[H_2PO_4^-] / [HPO_4^{2-}]$ che tale tampone deve possedere per portare il suo pH da 7,21 a 8. Appliciamo la relazione di Henderson-Hasselbalch ed esplicitiamo il rapporto Ca/Cs, usando come concentrazione degli ioni $[H^+] = 10^{-8} \text{ M}$ ($pH = 8$)

$$\frac{C_a}{C_s} = \frac{[H_2PO_4^-]}{[HPO_4^{2-}]} = \frac{[H^+]}{K_a} = \frac{10^{-8}}{6,2 \cdot 10^{-8}} = 0,16$$

Poiché il problema richiede una concentrazione totale del tampone pari a $Ca + Cs = [H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}] = 0,3 \text{ M}$, esplicitiamo la concentrazione dell'acido

$$Ca = [H_2PO_4^-] = 0,3 - Cs = 0,3 - [HPO_4^{2-}]$$

E sostituiamola nel rapporto delle concentrazioni trovato in precedenza

$$\frac{[H_2PO_4^-]}{[HPO_4^{2-}]} = \frac{0,3 - [HPO_4^{2-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 0,16$$

da cui

$$C_s = [HPO_4^{2-}] = \frac{0,3}{1 + 0,16} = 0,259 M$$

e

$$Ca = [H_2PO_4^-] = 0,3 - [HPO_4^{2-}] = 0,3 - 0,259 = 0,041 M$$

8) Partendo da 1 L di NH_3 0.1M ($K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$) calcolare il volume di NH_4Cl 0.1 M da aggiungere alla soluzione iniziale per avere pH = 10 ed il volume di HCl 0.3 M da aggiungere alla soluzione iniziale per avere il medesimo pH.

A) L'aggiunta di cloruro di ammonio ad una soluzione di ammoniaca produce un sistema tampone. È infatti presente l'ammoniaca NH_3 ed il suo acido coniugato (lo ione ammonio). La relazione di Henderson-Hasselbach, nella sua forma più generale, ci permette di calcolare il pH di un sistema tampone

$$pH = pK_a - \log \frac{[Acido]}{[Base]} = pK_a - \log \frac{n_{Acido}/V}{n_{Base}/V} = pK_a - \log \frac{n_{Acido}}{n_{Base}}$$

La K_a deve essere quella dell'acido ed in questo caso quindi quella dello ione ammonio che, essendo l'acido coniugato dell'ammoniaca, presenta $K_a = K_w/K_b = 10^{-14}/1.8 \cdot 10^{-5} = 5.6 \cdot 10^{-10}$ e quindi $pK_a = -\log 5.6 \cdot 10^{-10} = 9.26$.

In un litro di soluzione 0,1 M di ammoniaca sono ovviamente presenti 0,1 mol di NH_3 .

Ora indichiamo con x il volume di soluzione 0.1 M di cloruro di ammonio necessario per portare il pH a 10.

In questi x L sono presenti un numero di moli di ione ammonio pari a $n = MV = 0,1x$. Potremo ora scrivere

$$pH = pK_a - \log \frac{n_{Acido}}{n_{Base}} = 9,26 - \log \frac{n_{NH_4^+}}{n_{NH_3}}$$

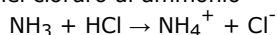
$$10 = 9,26 - \log \frac{0,1x}{0,1}$$

$$10 = 9,26 - \log x$$

$$\log x = -0,74$$

$$x = 0,182 L$$

B) L'aggiunta di acido cloridrico ad una soluzione di ammoniaca produce un sistema tampone. L'acido salifica infatti l'ammoniaca (una base debole) trasformandola nel cloruro di ammonio



In un litro di soluzione 0,1 M di ammoniaca sono presenti 0,1 mol di NH_3 .

Ora indichiamo con x il numero di moli di HCl che reagiscono con l'ammoniaca per dare altrettante moli di ione ammonio NH_4^+ e necessarie per portare il pH a 10. Le moli residue di ammoniaca saranno pertanto $0,1 - x$ e potremo scrivere

$$pH = pK_a - \log \frac{n_{Acido}}{n_{Base}} = 9,26 - \log \frac{n_{NH_4^+}}{n_{NH_3}}$$

$$10 = 9,26 - \log \frac{x}{0,1 - x}$$

$$\log \frac{x}{0,1 - x} = -0,74$$

$$\frac{x}{0,1 - x} = 10^{-0,74} = 0,182$$

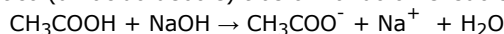
$$x = 0,0154 \text{ mol}$$

Calcoliamo ora il volume di soluzione 0,3 M di HCl in cui siano presenti il medesimo numero di moli di acido

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0,0154}{0,3} = 0,0513 \text{ L}$$

9) A 700 mL di una soluzione al 6,86% in peso di acido acetico ($d = 1,02 \text{ g/mL}$; $K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) si aggiungono 300 mL di una soluzione 1,5 M di idrossido di sodio. Calcolare il pH della soluzione finale.

La base forte NaOH salifica l'acido acetico (un acido debole) trasformandolo nel suo sale (acetato di sodio)



Calcoliamo quante moli di acido e di base reagiscono e quante moli di anione acetato si formano

Usiamo la densità per convertire il volume della soluzione di acido acetico in peso.

$$\text{Peso} = d \times V = 1,02 \text{ g/mL} \times 700 \text{ mL} = 714 \text{ g}$$

Il 6,86 % di questa quantità è costituito da acido acetico. Quindi in 714 g di soluzione sono presenti

$$714 \times 0,0686 = 48,98 \text{ g di acido acetico}$$

Calcoliamo a quante moli corrispondono 48,98 g di acido acetico, dividendo per il suo peso molare ($\text{CH}_3\text{COOH } P_M = 60 \text{ g/mol}$)

$$n = W/P_M = 48,98 / 60 = \mathbf{0,816 \text{ mol}}$$

Calcoliamo quante moli di idrossido di sodio sono presenti in 300 mL di una soluzione 1,5 M

$$n = M \times V = 1,5 \text{ mol/L} \times 0,3 \text{ L} = \mathbf{0,45 \text{ mol}}$$

La reazione tra acido acetico ed idrossido di sodio avviene in rapporto molare di 1 a 1

L'idrossido di sodio è una base forte e salifica completamente l'acido debole. Dunque, 0,45 moli di idrossido reagiscono con altrettante moli di acido acetico per dare 0,45 moli di acetato di sodio. Rimangono $0,816 - 0,45 = \mathbf{0,366}$ moli di acido acetico.

Si forma quindi una soluzione tampone contenente un acido debole (0,366 moli di acido acetico) e la sua base coniugata (0,45 moli di acetato).

Per calcolare il pH di una soluzione tampone, usiamo l'equazione Henderson-Hasselbach ($pK_a = -\log 1,8 \cdot 10^{-5} = 4,74$)

$$pH = pK_a - \log \frac{n_{Acido}}{n_{Base}} = 4,74 - \log \frac{n_{\text{CH}_3\text{COOH}}}{n_{\text{CH}_3\text{COO}^-}} = 4,74 - \log \frac{0,366}{0,45} = 4,83$$

NB. Come nell'esempio precedente, al posto delle concentrazioni abbiamo usato il numero di moli, poiché si trovano disciolte nel medesimo volume di soluzione, per cui nel rapporto delle concentrazioni i volumi si semplificano

10) Calcolare la capacità tampone di una soluzione 0,15 M in acido acetico ($K_a = 1,8 \cdot 10^{-5}$) e 0,05 M in acetato di sodio.

Il pH del tampone è

$$pH = pK - \log \frac{C_{acido}}{C_{sale}} = -\log(1,8 \cdot 10^{-5}) - \log \frac{0,15}{0,05} = 4,74 - 0,47712 = 4,26$$

La concentrazione degli ioni H^+ in soluzione è

$$[H^+] = K_a \frac{C_a}{C_s} = 1,8 \cdot 10^{-5} \frac{0,15}{0,05} = 5,4 \cdot 10^{-5} \text{ M}$$

Essendo la concentrazione totale del tampone pari a $C_{tot} = C_a + C_s = 0,15 + 0,05 = 0,2 \text{ M}$, la capacità tampone media è

$$\begin{aligned} \beta &= 2,303 \cdot \left(\frac{K_w}{[H^+]} + [H^+] + \frac{C_{tot} K_a [H^+]}{(K_a + [H^+])^2} \right) = \\ &= 2,303 \cdot \left(\frac{10^{-14}}{5,4 \cdot 10^{-5}} + 5,4 \cdot 10^{-5} + \frac{0,2 \cdot 1,8 \cdot 10^{-5} \cdot 5,4 \cdot 10^{-5}}{(1,8 \cdot 10^{-5} + 5,4 \cdot 10^{-5})^2} \right) = 0,086 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

La capacità tampone massima (che il tampone presenterebbe se lavorasse a $C_a = C_s$) è

$$\beta_{max} = 2,303 \cdot \left(\frac{K_w}{K_a} + K_a + \frac{C_{tot}}{4} \right) = 2,303 \cdot \left(\frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} + 1,8 \cdot 10^{-5} + \frac{0,2}{4} \right) = 0,115 \text{ mol/L}$$

L'efficienza percentuale del tampone è

$$\frac{\beta}{\beta_{max}} \cdot 100 = \frac{0,086}{0,115} \cdot 100 = 74,8\%$$

11) 150 mL di una soluzione 0.1 M di NaOH vengono aggiunti a 200 mL di acido formico 0.1 M (pK = 3,75), ed infine viene aggiunta acqua fino a portare il volume finale ad 1 litro. Calcolare il pH

200 mL di soluzione di acido formico 0,1 M contengono $M \cdot V = 0,1 \times 0,2 = 0,02$ mol di acido formico

150 mL di soluzione di NaOH 0,1 M contengono $M \cdot V = 0,1 \times 0,15 = 0,015$ mol di NaOH che salificano altrettante moli di acido formico formando 0,015 mol di acetato di sodio e lasciando inalterate $0,02 - 0,015 = 0,005$ mol di acido formico

Calcoliamo il pH

$$pH = 3,75 - \log \frac{0,005}{0,015} = 4,23$$

12) Calcolare che volumi di soluzione 0,1 M di acido acetico (pK = 4,756) e 0,1 M di acetato di sodio è necessario mescolare per ottenere 1 L di tampone 0,1 M a pH = 5,4.

Calcoliamo il rapporto C_a/C_s necessario per ottenere un tampone con il pH desiderato

$$5,4 = 4,756 - \log \frac{C_a}{C_s}$$

$$\frac{C_a}{C_s} = 10^{-(5,4-4,756)} = 0,227$$

e quindi

$$C_a = 0,227 C_s$$

poiché deve essere $C_a + C_s = 0,1$ M, sostituendo si ottiene

$$0,227 C_s + C_s = 0,1$$

$$C_s = 10^{-(5,4-4,756)} = \frac{0,1}{1,227} = 0,0815 M$$

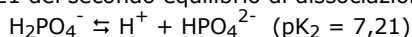
e

$$C_a = 0,227 C_s = 0,227 \times 0,0815 = 0,0185 M$$

Poiché in 1 litro di soluzione devono essere presenti 0,0815 mol di acetato dobbiamo usare $V = n/M = 0,0815/0,1 = 0,815$ L di soluzione 0,1 M di acetato e $V = n/M = 0,0185/0,1 = 0,185$ L di soluzione 0,1 M di acido acetico.

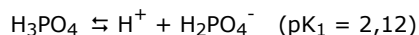
13) Calcolare che volumi di soluzione 0,1 M di acido fosforico H_3PO_4 (pK₁ = 2,12; pK₂ = 7,21; pK₃ = 12,66) e di fosfato di sodio Na_3PO_4 0,1 M è necessario mescolare per ottenere 1 L di tampone 0,1 M a pH = 7,5. Stimare la concentrazione di tutte le specie chimiche presenti nel tampone.

Il pH 7,5 del tampone è vicino al pK₂ = 7,21 del secondo equilibrio di dissociazione dell'acido fosforico



Questo significa che a questo pH le specie più concentrate nel tampone saranno quelle coinvolte in questo equilibrio ($H_2PO_4^- / HPO_4^{2-}$), mentre il primo ed il terzo equilibrio di dissociazione saranno spostati verso le specie del secondo. Verifichiamo.

Per il primo equilibrio dell'acido fosforico



$$K_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]}$$

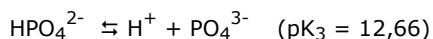
da cui

$$\frac{[H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = \frac{K_1}{[H^+]} = \frac{10^{-pK_1}}{10^{-pH}} = 10^{(pH-pK_1)} = 10^{(7,5-2,12)} = 2,4 \cdot 10^5 \approx 10^5$$

$$[H_2PO_4^-] = 2,4 \cdot 10^5 [H_3PO_4]$$

L'equilibrio è completamente spostato verso destra. L'anione $H_2PO_4^-$ è circa 10^5 volte più concentrato dell'acido indissociato H_3PO_4

Per il terzo equilibrio dell'acido fosforico



$$K_3 = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]}$$

da cui

$$\frac{[PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = \frac{K_3}{[H^+]} = \frac{10^{-pK_3}}{10^{-pH}} = 10^{(pH-pK_3)} = 10^{(7,5-12,66)} = 6,9 \cdot 10^{-6} \approx 10^{-5}$$

$$[PO_4^{3-}] = 6,9 \cdot 10^{-6} [HPO_4^{2-}]$$

L'equilibrio è completamente spostato verso sinistra. L'anione PO_4^{3-} è circa 10^5 volte meno concentrato del suo acido indissociato HPO_4^{2-}

Scriviamo ora la relazione che esprime il bilancio di massa in soluzione. La concentrazione totale $C = 0,1$ M della soluzione tampone deve essere uguale alla somma delle concentrazioni dell'acido indissociato H_3PO_4 e di tutti i suoi anioni

$$C = [H_3PO_4] + [H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}] + [PO_4^{3-}] = 0,1 \text{ M}$$

Essendo tuttavia trascurabili le concentrazioni di H_3PO_4 e PO_4^{3-} rispetto alle concentrazioni degli altri anioni possiamo scrivere

$$C \approx [H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}] = 0,1 \text{ M}$$

Ora che abbiamo la somma delle concentrazioni, calcoliamone il rapporto $[H_2PO_4^-] / [HPO_4^{2-}]$

Per il secondo equilibrio dell'acido fosforico avremo



$$K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]}$$

da cui

$$\frac{[HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = \frac{K_2}{[H^+]} = \frac{10^{-pK_2}}{10^{-pH}} = 10^{(pH-pK_2)} = 10^{(7,5-7,21)} = 1,95$$

$$[HPO_4^{2-}] = 1,95 [H_2PO_4^-]$$

che, sostituita nella relazione che esprime il bilancio di massa, fornisce

$$C = [H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}] = [H_2PO_4^-] + 1,95 [H_2PO_4^-] = 2,95 [H_2PO_4^-] = 0,1 \text{ M}$$

$$[H_2PO_4^-] = \frac{0,1}{2,95} = 0,0339 \text{ M}$$

mentre la concentrazione dell'altro anione sarà

$$[HPO_4^{2-}] = 1,95 [H_2PO_4^-] = 1,95 \cdot 0,0339 = 0,0661 \text{ M}$$

Scriviamo ora la relazione che esprime il bilancio di carica in soluzione (la somma di tutte le cariche positive deve essere uguale alla somma di tutte le cariche negative).

$$[H^+] + [Na^+] = [H_2PO_4^-] + 2[HPO_4^{2-}] + 3[PO_4^{3-}] + [OH^-]$$

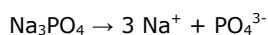
esplicitiamo la concentrazione degli ioni Na^+

$$[Na^+] = [H_2PO_4^-] + 2[HPO_4^{2-}] + 3[PO_4^{3-}] + [OH^-] - [H^+]$$

Possiamo trascurare sia la concentrazione dell'anione fosfato PO_4^{3-} che, come abbiamo visto, è 10^5 volte inferiore rispetto a quella degli altri due anioni dell'acido fosforico, che la concentrazioni degli ioni H^+ ed OH^- , le quali, a $pH = 7,5$, risultano prossime a 10^{-7} M, rispettivamente pari a $[H^+] = 10^{-7,5} = 3,16 \cdot 10^{-8}$ M e $[OH^-] = 10^{-6,5} = 3,16 \cdot 10^{-7}$ M. Otterremo pertanto

$$[Na^+] \approx [H_2PO_4^-] + 2[HPO_4^{2-}] = 0,0339 + 2(0,0661) = 0,1661 \text{ M}$$

Poiché gli ioni sodio in soluzione sono derivati tutti dalla completa dissociazione del fosfato di sodio in rapporto di 1 mole di Na_3PO_4 per 3 moli di Na^+



per avere in soluzione 0,1661 moli di Na^+ per litro devono essere state sciolte $0,1661 : 3 = 0,05537$ moli di Na_3PO_4 per litro.

Tale quantità è presente in $V = n/M = 0,05537/0,1 = 0,5537$ L di soluzione 0,1 M di Na_3PO_4 .

Le rimanenti $0,1 - 0,05537 = 0,04463$ mol dovranno pertanto provenire da $V = n/M = 0,04463/0,1 = 0,4463$ L di soluzione 0,1 M di H_3PO_4 .

In definitiva, per costruire 1 L di tampone 0,1 M a pH = 7,5 dobbiamo miscelare 553,7 mL di soluzione 0,1 M di Na_3PO_4 con 446,3 mL di soluzione 0,1 M di H_3PO_4 .

Calcoliamo infine la concentrazione delle altre specie presenti in soluzione

Dal primo equilibrio dell'acido fosforico

$$[\text{H}_3\text{PO}_4] = \frac{[\text{H}^+][\text{H}_2\text{PO}_4^-]}{K_1} = \frac{10^{-7,5} \cdot 0,0339}{10^{-2,12}} = 1,41 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

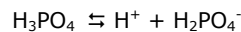
Dal terzo equilibrio dell'acido fosforico

$$[\text{PO}_4^{3-}] = \frac{K_3 \cdot [\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}^+]} = \frac{10^{-pK_3} \cdot [\text{HPO}_4^{2-}]}{10^{-pH}} = 10^{(7,5-12,66)} \cdot 0,0661 = 4,57 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

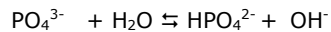
14) Calcolare il pH di una soluzione 0,06 M di acido fosforico H_3PO_4 ($pK_1 = 2,12$; $pK_2 = 7,21$; $pK_3 = 12,66$) e 0,04 M di fosfato di sodio Na_3PO_4 .

Le due specie chimiche in soluzione danno luogo ai seguenti equilibri

1) la prima dissociazione acida dell'acido fosforico ($K_1 = 10^{-pK_1} = 10^{-2,12} = 7,5 \cdot 10^{-3}$)



2) l'idrolisi basica dell'anione fosfato ($K_h = 10^{-(14-pK_3)} = 10^{-(14-12,66)} = 4,6 \cdot 10^{-2}$)



I due equilibri si disturbano reciprocamente in quanto gli ioni H^+ prodotti dal primo tendono a reagire con gli ioni OH^- prodotti dal secondo per neutralizzarsi, dando acqua (l'equilibrio di autoionizzazione dell'acqua è infatti fortemente spostato verso l'acqua indissociata). Il processo sottrae dunque prodotti di reazione (H^+ e OH^-) ad entrambi gli equilibri, spostandoli verso destra.

Possiamo dunque ritenere che all'equilibrio in soluzione saranno presenti in elevate concentrazioni gli ioni diidrogenofosfato H_2PO_4^- e idrogenofosfato HPO_4^{2-} , mentre sarà trascurabile la presenza di acido fosforico indissociato H_3PO_4 e dell'anione fosfato PO_4^{3-} .

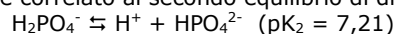
Questo ci permette di introdurre una prima approssimazione nei calcoli. Scriviamo la relazione che esprime il bilancio di massa in soluzione. La concentrazione totale $C = [\text{H}_3\text{PO}_4]_{\text{iniz}} + [\text{PO}_4^{3-}]_{\text{iniz}} = 0,06 + 0,04 = 0,1$ M della soluzione deve essere uguale alla somma delle concentrazioni dell'acido e di tutti i suoi anioni

$$C = [\text{H}_3\text{PO}_4] + [\text{H}_2\text{PO}_4^-] + [\text{HPO}_4^{2-}] + [\text{PO}_4^{3-}] = 0,1$$

Tuttavia possiamo trascurare le specie chimiche che abbiamo visto essere presenti in quantità estremamente piccole rispetto alle altre e scrivere

$$C \approx [\text{H}_2\text{PO}_4^-] + [\text{HPO}_4^{2-}] = 0,1$$

In soluzione è dunque presente un tampone correlato al secondo equilibrio di dissociazione acida dell'acido fosforico



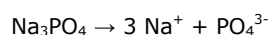
$$K_2 = \frac{[\text{H}^+][\text{HPO}_4^{2-}]}{[\text{H}_2\text{PO}_4^-]}$$

Per poterne calcolare il pH dobbiamo stimare le concentrazioni della specie acida (H_2PO_4^-) e del suo anione (HPO_4^{2-}).

Scriviamo allora la relazione che esprime il bilancio di carica (la somma di tutte le cariche positive deve essere uguale alla somma di tutte le cariche negative).

$$[\text{H}^+] + [\text{Na}^+] = [\text{H}_2\text{PO}_4^-] + 2[\text{HPO}_4^{2-}] + 3[\text{PO}_4^{3-}] + [\text{OH}^-]$$

Poiché gli ioni sodio Na^+ in soluzione sono derivati tutti dalla completa dissociazione del fosfato di sodio in rapporto di 1 mole di Na_3PO_4 per 3 moli di Na^+



la loro concentrazione sarà 3 volte la concentrazione iniziale del fosfato

$$[\text{Na}^+] = 3[\text{PO}_4^{3-}]_{\text{iniz}} = 3 \times 0,04 = 0,12 \text{ M}$$

Possiamo poi trascurare, come abbiamo fatto in precedenza, la concentrazione dell'anione fosfato PO_4^{3-} . Inoltre, poiché è presumibile che il tampone lavorerà ad un pH prossimo a $pK_2 = 7,21$, possiamo trascurare anche le concentrazioni degli ioni H^+ ed OH^- , le quali, a tale pH, risulteranno prossime a 10^{-7} M

$$[\text{Na}^+] \approx [\text{H}_2\text{PO}_4^-] + 2[\text{HPO}_4^{2-}] = 0,12 \text{ M}$$

Esplicitiamo la concentrazione dell'anione diidrogenofosfato

$$[H_2PO_4^-] = 0,12 - 2[HPO_4^{2-}]$$

e sostituiamola nella relazione approssimata che esprime il bilancio di massa

$$[H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}] = 0,12 - 2[HPO_4^{2-}] + [HPO_4^{2-}] = 0,1$$

da cui

$$[HPO_4^{2-}] = 0,12 - 0,1 = 0,02 \text{ M}$$

e

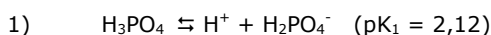
$$[H_2PO_4^-] = 0,1 - [HPO_4^{2-}] = 0,1 - 0,02 = 0,08 \text{ M}$$

Usiamo ora la relazione di Henderson-Hasselbach per calcolare il pH

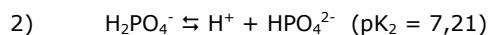
$$pH = pK_2 - \log \frac{[H_2PO_4^-]}{[HPO_4^{2-}]} = 7,21 - \log \frac{0,08}{0,02} = 6,61$$

15) Calcolare la frazione molare delle specie chimiche presenti in un tampone fosfato (H_3PO_4 $pK_1 = 2,12$; $pK_2 = 7,21$; $pK_3 = 12,66$) a pH = 0; 2; 4; 6; 8; 10; 12; 14

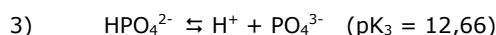
L'acido fosforico presenta i seguenti tre equilibri di dissociazione acida



$$K_1 = \frac{[H^+][H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4]} = 10^{-pK_1}$$



$$K_2 = \frac{[H^+][HPO_4^{2-}]}{[H_2PO_4^-]} = 10^{-pK_2}$$



$$K_3 = \frac{[H^+][PO_4^{3-}]}{[HPO_4^{2-}]} = 10^{-pK_3}$$

le specie chimiche presenti in un tampone fosfato sono H_3PO_4 $H_2PO_4^-$ HPO_4^{2-} PO_4^{3-}

La frazione molare di ognuna di esse può essere calcolata come rapporto tra la concentrazione di ognuna e la somma delle concentrazioni di tutte (concentrazione totale del tampone).

Calcoliamo, ad esempio, la frazione molare dell'acido fosforico indissociato

$$\chi_{H_3PO_4} = \frac{[H_3PO_4]}{[H_3PO_4] + [H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}] + [PO_4^{3-}]}$$

usando le relazioni di equilibrio, esprimiamo le concentrazioni degli anioni in funzione della concentrazione dell'acido indissociato

Dalla prima relazione di equilibrio

$$[H_2PO_4^-] = K_1 \frac{[H_3PO_4]}{[H^+]}$$

Dalla seconda relazione di equilibrio

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

Dalla terza relazione di equilibrio

$$[PO_4^{3-}] = K_3 \frac{[HPO_4^{2-}]}{[H^+]} = K_1 K_2 K_3 \frac{[H_3PO_4]}{[H^+]^3}$$

sostituiamo le concentrazioni così trovate nella relazione che fornisce la frazione molare

$$\chi_{H_3PO_4} = \frac{[H_3PO_4]}{[H_3PO_4] + K_1 \frac{[H_3PO_4]}{[H^+]} + K_1 K_2 \frac{[H_3PO_4]}{[H^+]^2} + K_1 K_2 K_3 \frac{[H_3PO_4]}{[H^+]^3}}$$

dividendo numeratore e denominatore per $[H_3PO_4]$ otteniamo

$$\chi_{H_3PO_4} = \frac{1}{1 + \frac{K_1}{[H^+]} + \frac{K_1 K_2}{[H^+]^2} + \frac{K_1 K_2 K_3}{[H^+]^3}} = \frac{[H^+]^3}{[H^+]^3 + K_1 [H^+]^2 + K_1 K_2 [H^+] + K_1 K_2 K_3}$$

e volendo usare i valori di pH e pK

$$\chi_{H_3PO_4} = \frac{10^{-3pH}}{10^{-3pH} + 10^{-(pK_1+2pH)} + 10^{-(pK_1+pK_2+pH)} + 10^{-(pK_1+pK_2+pK_3)}}$$

Così la frazione molare dell'acido fosforico indissociato a pH = 0 sarà

$$\chi_{H_3PO_4} = \frac{10^0}{10^0 + 10^{-(2,12+0)} + 10^{-(2,12+7,21+0)} + 10^{-(2,12+7,21+12,66)}} = 0,9925$$

il 99,25 % delle molecole in soluzione sono indissociate, mentre a pH = 2

$$\chi_{H_3PO_4(pH=2)} = \frac{10^{-6}}{10^{-6} + 10^{-(2,12+4)} + 10^{-(2,12+7,21+2)} + 10^{-(2,12+7,21+12,66)}} = 0,5686$$

e così via.

Calcoliamo ora la frazione molare dell'anione diidrogenofosfato

$$\chi_{H_2PO_4^-} = \frac{[H_2PO_4^-]}{[H_3PO_4] + [H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}] + [PO_4^{3-}]}$$

ed usando, in modo analogo a quanto fatto in precedenza, le relazioni di equilibrio, per esprimere le concentrazioni a denominatore in funzione della concentrazione dell'anione diidrogenofosfato, otteniamo

$$\chi_{H_2PO_4^-} = \frac{[H_2PO_4^-]}{\frac{[H^+]}{K_1} [H_2PO_4^-] + [H_2PO_4^-] + \frac{K_2}{[H^+]} [H_2PO_4^-] + \frac{K_2 K_3}{[H^+]^2} [H_2PO_4^-]}$$

che, riordinata, fornisce

$$\chi_{H_2PO_4^-} = \frac{K_1 [H^+]^2}{[H^+]^3 + K_1 [H^+]^2 + K_1 K_2 [H^+] + K_1 K_2 K_3}$$

e, usando i valori di pH e pK

$$\chi_{H_2PO_4^-} = \frac{10^{-(pK_1+2pH)}}{10^{-3pH} + 10^{-(pK_1+2pH)} + 10^{-(pK_1+pK_2+pH)} + 10^{-(pK_1+pK_2+pK_3)}}$$

Ripetendo la procedura si ottengono per gli altri due anioni le seguenti relazioni

$$\chi_{HPO_4^{2-}} = \frac{10^{-(pK_1+pK_2+pH)}}{10^{-3pH} + 10^{-(pK_1+2pH)} + 10^{-(pK_1+pK_2+pH)} + 10^{-(pK_1+pK_2+pK_3)}}$$

$$\chi_{PO_4^{3-}} = \frac{10^{-(pK_1 + pK_2 + pK_3)}}{10^{-3pH} + 10^{-(pK_1 + 2pH)} + 10^{-(pK_1 + pK_2 + pH)} + 10^{-(pK_1 + pK_2 + pK_3)}}$$

Sostituendo gli opportuni valori di pH e PK si ottengono i risultati riportati nella seguente tabella

pH	$\chi_{H_3PO_4}$	$\chi_{H_2PO_4^-}$	$\chi_{HPO_4^{2-}}$	$\chi_{PO_4^{3-}}$
0	0,9125	0,0075	$\approx 0 (4,64 \cdot 10^{-10})$	$\approx 0 (1,02 \cdot 10^{-22})$
2	0,5686	0,4314	$\approx 0 (2,65 \cdot 10^{-6})$	$\approx 0 (5,82 \cdot 10^{-17})$
4	0,0130	0,9864	0,0006	$\approx 0 (1,33 \cdot 10^{-12})$
6	$\approx 0 (1,24 \cdot 10^{-4})$	0,9418	0,0581	$\approx 0 (1,27 \cdot 10^{-8})$
8	$\approx 0 (1,84 \cdot 10^{-7})$	0,1395	0,8604	$\approx 0 (1,82 \cdot 10^{-5})$
10	$\approx 0 (2,13 \cdot 10^{-11})$	0,0016	0,9962	0,0022
12	$\approx 0 (1,75 \cdot 10^{-15})$	$\approx 0 (1,33 \cdot 10^{-5})$	0,8205	0,1795
14	$\approx 0 (9,34 \cdot 10^{-21})$	$\approx 0 (7,09 \cdot 10^{-9})$	0,0437	0,9563

16) Se 50 mL di HCl 0.01 M vengono aggiunti a 100 mL di un tampone fosfato 0.05 M a pH = 7,8 (H_3PO_4 $pK_1 = 2,12$; $pK_2 = 7,21$; $pK_3 = 12,66$), qual è il pH risultante? E quali sono le concentrazioni di $H_2PO_4^-$ e HPO_4^{2-} nella soluzione finale?

Con un pH = 7,8 il pK di riferimento (quello più prossimo al pH del tampone) è quello della seconda dissociazione dell'acido solforico



Dall'equazione di Henderson-Hasselbach esplicitiamo il rapporto delle concentrazioni delle specie chimiche attive nel tampone

$$\frac{Ca}{Cs} = \frac{[H_2PO_4^-]}{[HPO_4^{2-}]} = 10^{(pK_2 - pH)} = 10^{(7,21 - 7,8)} = 0,257$$

e dunque

$$[H_2PO_4^-] = 0,257 [HPO_4^{2-}]$$

Poiché la concentrazione totale del tampone è $C = Ca + Cs = [H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}] = 0,05$ M, sostituendo opportunamente otterremo

$$[H_2PO_4^-] + [HPO_4^{2-}] = 0,257 [HPO_4^{2-}] + [HPO_4^{2-}] = 1,257 [HPO_4^{2-}] = 0,05$$

$$[HPO_4^{2-}] = 0,05 / 1,257 = 0,03978 \text{ M}$$

e

$$[H_2PO_4^-] = 0,257 [HPO_4^{2-}] = 0,257 \times 0,0398 = 0,01022 \text{ M}$$

Se ora aggiungiamo 50 mL di HCl 0,01 M alla soluzione tampone, si producono due conseguenze

a) la soluzione viene diluita

b) vengono introdotti degli ioni H^+ (generati da HCl) che convertono parte di HPO_4^{2-} in $H_2PO_4^-$.

Calcoliamo le nuove concentrazioni del tampone e dell'HCl dopo la diluizione. Ricordiamo che dopo una diluizione il numero di moli di un soluto rimane ovviamente inalterato e quindi

$$n_{iniz} = n_{fin}$$

ed esprimendo il numero di moli come prodotto della molarità per il volume della soluzione ($n = MV$), potremmo anche scrivere

$$M_{iniz} V_{iniz} = M_{fin} V_{fin}$$

E dunque la concentrazione finale si ottiene come

$$M_{fin} = \frac{M_{iniz} \cdot V_{iniz}}{V_{fin}}$$

poché il volume finale è $100 + 50 = 150 \text{ mL} = 0,15 \text{ L}$, si avrà

$$\text{per } H_2PO_4^- \quad M_{fin} = \frac{M_{iniz} \cdot V_{iniz}}{V_{fin}} = \frac{0,01022 \cdot 0,1}{0,15} = 0,00681 \text{ M}$$

$$\text{per } HPO_4^{2-} \quad M_{fin} = \frac{M_{iniz} \cdot V_{iniz}}{V_{fin}} = \frac{0,03978 \cdot 0,1}{0,15} = 0,02652 \text{ M}$$

per HCl

$$M_{fin} = \frac{M_{iniz} \cdot V_{iniz}}{V_{fin}} = \frac{0,01 \cdot 0,05}{0,15} = 0,00333 \text{ M}$$

Calcoliamo il nuovo pH

$$pH = 7,21 - \log \frac{0,00681 + 0,00333}{0,02652 - 0,00333} = 7,57$$

Lo stesso risultato si poteva ottenere facendo riferimento al numero di moli che reagiscono.

In 100 mL di soluzione tampone sono presenti

- a) $0,01022 \text{ mol/L} \times 0,1 \text{ L} = 0,001022 \text{ mol di } H_2PO_4^-$
- b) $0,03978 \text{ mol/L} \times 0,1 \text{ L} = 0,003978 \text{ mol di } HPO_4^{2-}$

in 50 mL di HCl 0,01 M sono presenti $0,01 \text{ mol/L} \times 0,05 \text{ L} = 0,0005 \text{ mol di HCl}$

$$pH = 7,21 - \log \frac{0,001022 + 0,0005}{0,003978 - 0,0005} = 7,57$$

Le concentrazioni delle specie attive nel tampone sono ora

$$[H_2PO_4^-] = \frac{0,001022 + 0,0005}{0,15 \text{ L}} = 0,01015 \text{ M}$$

$$[HPO_4^{2-}] = \frac{0,003978 - 0,0005}{0,15 \text{ L}} = 0,02319 \text{ M}$$

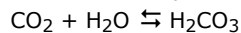
17) A 37°C (temperatura corporea) la concentrazione ematica di HCO_3^- è 26 mM, la costante di Henry per la CO_2 vale $2,5 \cdot 10^{-2} \text{ M atm}^{-1}$ e per l'acido carbonico $pK_1 = 6,1$. Calcolare il pH del sangue sapendo che la pressione parziale normale della CO_2 negli alveoli polmonari è di 40 mm Hg. Calcolare inoltre il pH del sangue nel caso in cui la pressione parziale della CO_2 salga a 80 mm Hg

Applichiamo la legge di Henry per calcolare la concentrazione di CO_2 nel sangue quando la sua pressione parziale è pari a 40 mm Hg ($= 40/760 \text{ atm}$)

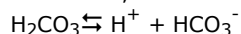
$$[CO_2] = K_H \cdot p_{CO_2} = 2,5 \cdot 10^{-2} \cdot \frac{40}{760} = 1,3 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 1,3 \text{ mM}$$

La costante di prima dissociazione dell'acido carbonico ($K_1 = 10^{-pK_1}$) è in realtà una costante apparente poiché tiene conto di due equilibri

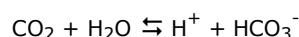
- 1) l'equilibrio di idratazione della CO_2 , che a 37°C presenta una $K_{id} = 3 \cdot 10^{-3}$ ($pK_{id} = 2,52$)



- 2) l'equilibrio reale di prima dissociazione dell'acido carbonico, che a 37°C presenta una $K'_1 = 2,63 \cdot 10^{-4}$ ($pK'_1 = 3,58$).



In altre parole l'acido carbonico è più forte di quanto appare in quanto solo una minima frazione della CO_2 che si scioglie in acqua si trasforma in acido carbonico. Quest'ultimo risulta dunque più dissociato di quanto non dica la costante apparente che descrive l'equilibrio complessivo di dissociazione rispetto alla CO_2 disciolta



$$pK_1 = pK_{id} + pK'_1 = 2,52 + 3,58 = 6,1$$

Possiamo allora calcolare il pH ematico applicando l'equazione di Henderson-Hasselbach al tampone CO_2/HCO_3^-

$$pH = pK_1 - \log \frac{[CO_2]}{[HCO_3^-]} = 6,1 - \log \frac{1,3}{26} = 7,4$$

Se la pressione parziale della CO_2 passa da 40 a 80 mm Hg, per la legge di Henry anche la sua concentrazione ematica deve aumentare della stessa quantità (raddoppia)

$$[CO_2] = K_H \cdot p_{CO_2} = 2,5 \cdot 10^{-2} \cdot \frac{80}{760} = 2,6 \cdot 10^{-3} \text{ M} = 2,6 \text{ mM}$$

ed il pH del sangue si abbassa a

$$pH = pK_1 - \log \frac{[CO_2]}{[HCO_3^-]} = 6,1 - \log \frac{2,6}{26} = 7,1$$

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 ($K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$) $0,1 \text{ M}$ 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 $0,2 \text{ M}$ in acido dicloroacetico ($K_a = 5,5 \cdot 10^{-2}$) e $0,1 \text{ M}$ in dicloroacetato di sodio.
38. Che quantità di dicloroacetato di sodio si deve aggiungere ad un litro di acido dicloroacetico ($K_a = 5,5 \cdot 10^{-2}$) $0,1 \text{ M}$ 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

Risposte

- | | | |
|---------------|----------------------------|---|
| 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 |

18.4 Equilibri di solubilità

Problemi risolti

A) Quanti mL di una soluzione $5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ di acido solforico è necessario aggiungere a 250 mL di una soluzione $3,2 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ 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

$$[Ca^{2+}] = \frac{n}{V_{tot}} = \frac{M \cdot V}{V_{tot}} = \frac{3,2 \cdot 10^{-3} \cdot 0,25}{0,25 + X} \quad [SO_4^{2-}] = \frac{n}{V_{tot}} = \frac{M \cdot V}{V_{tot}} = \frac{5 \cdot 10^{-2} \cdot X}{0,25 + X}$$

poichè il solfato di calcio precipita quando il prodotto delle concentrazioni dei suoi due ioni eguaglia la Kps, possiamo scrivere

$$Kps = [Ca^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = \frac{3,2 \cdot 10^{-3} \cdot 0,25}{0,25 + X} \cdot \frac{5 \cdot 10^{-2} \cdot X}{0,25 + X} = 3,5 \cdot 10^{-5}$$

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

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

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 $Kw/[H^+] = 10^{-11}$ mol/L.

Infine, poichè deve essere

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

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

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

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 $Mg(OH)_2$ sapendo che il suo prodotto di solubilità è pari a $1,2 \cdot 10^{-11}$.

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

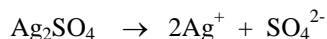
potremo scrivere

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

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

D) A 50 mL (V_1) di una soluzione $1,8 \cdot 10^{-2}$ M di Ag_2SO_4 vengono aggiunti 50 mL (V_2) di una soluzione $2,5 \cdot 10^{-2}$ 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 Kps 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

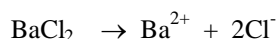


tenendo conto che per ogni mole di solfato d'argento che si dissocia si liberano due ioni Ag^+ e uno ione SO_4^{2-} , si avrà

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

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

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

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

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 $2,5 \cdot 10^{-2} - 1,8 \cdot 10^{-2} = 7 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ di ioni Cl^- e $Kps/[Cl^-] = 2,2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ di ioni Ag^+ .

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

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

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

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

$$Kps_{BaSO_4} = [Ba^{2+}][SO_4^{2-}] = 1,08 \cdot 10^{-10} = (1,25 \cdot 10^{-2} - Y)(9 \cdot 10^{-3} - Y)$$

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 $1,25 \cdot 10^{-2} - 9 \cdot 10^{-3} = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol/L}$ di ioni Ba^{2+} e $Kps/[Ba^{2+}] = 3,09 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$ di ioni SO_4^{2-} .

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

$$M \cdot Pm_{BaSO_4} = (9 \cdot 10^{-3}) \cdot 233,3 = 2,1 \text{ g / l}$$

ed in 0,1 litri precipiteranno $2,1 \cdot 0,1 = 0,21 \text{ g}$ 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

1. 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 .
2. 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 $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($K_{ps} = 1,8 \cdot 10^{-11}$).
3. 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 .
4. Calcolare la solubilità di Ag_2CrO_4 espressa in mol/L e in g/L, sapendo che la sua K_{ps} è pari a $1,5 \cdot 10^{-12}$.
5. 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_2 e di PbCl_2 valgono rispettivamente $3,2 \cdot 10^{-7}$ e $1,6 \cdot 10^{-5}$.
6. 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 $\text{Zn}(\text{OH})_2$ è pari $4,5 \cdot 10^{-17}$ e la K_b dell'ammoniaca è pari a $1,8 \cdot 10^{-5}$.
7. 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.
8. 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.
9. Calcolare la solubilità in mol/L e in g/L dello iodato piomboso sapendo che la sua $K_{ps} = 2,6 \cdot 10^{-13}$.

Risposte

1. $7,8 \cdot 10^{-3}$
2. 170 mL
3. $1,74 \cdot 10^{-8}$
4. $7,2 \cdot 10^{-5}$ mol/L $2,39 \cdot 10^{-2}$ g/L
5. precipitano $8 \cdot 10^{-5}$ mol/L di CuCl
6. $2,87 \cdot 10^{-9}$
7. $4 \cdot 10^{-11}$
8. precipitano $3,57 \cdot 10^{-3}$ g di AgCl rimangono in soluzione $1,77 \cdot 10^{-7}$ mol/L
9. $4 \cdot 10^{-5}$ mol/L 2,24 g/L

19 Elettrochimica

1. Calcolare quanti grammi di cadmio si depositano al catodo per via elettrolitica, se nella cella contenente CdCl₂ fuso passano 6 A per 15 minuti.
2. Calcolare la carica elettrica necessaria affinché al catodo di una cella elettrolitica contenente una soluzione di CuCl₂ 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 ZnCl₂ 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 CuCl₂, 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 AuCl₃.
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.

Risposte

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