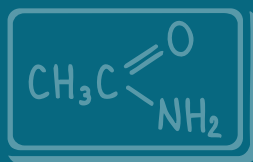
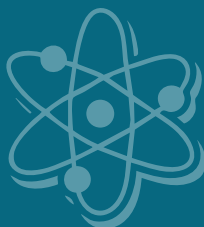
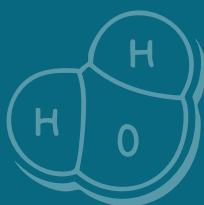
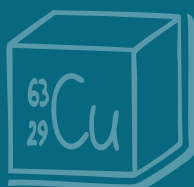


Stefania Lamponi

Chimica generale: esercizi svolti

Raccolta di esercizi con soluzioni dettagliate
per la preparazione alla prova scritta
dell'esame di Chimica generale



UNiverSI
Ricerca e Didattica all'Università di Siena

- 3 -

UNiverSI. Ricerca e Didattica all'Università di Siena

Direttrice di collana

Roberta Mucciarelli, Università degli Studi di Siena, Italia

Comitato scientifico

Guido Badalamenti, Università degli Studi di Siena, Italia

Federico Barnabè, Università degli Studi di Siena, Italia

Riccardo Castellana, Università degli Studi di Siena, Italia

Emilia Maellaro, Università degli Studi di Siena, Italia

Giovanni Minnucci, Università degli Studi di Siena, Italia

Federico Rossi, Università degli Studi di Siena, Italia

Stefania Lamponi

Chimica generale: esercizi svolti

Raccolta di esercizi con soluzioni dettagliate
per la preparazione alla prova scritta
dell'esame di Chimica generale

FIRENZE UNIVERSITY PRESS | USIENA PRESS

2024

Chimica generale: esercizi svolti : raccolta di esercizi con soluzioni dettagliate per la preparazione alla prova scritta dell'esame di Chimica generale / Stefania Lamponi. – Firenze : Firenze University Press; Siena : USiena Press, 2024.

(UNIVeRSI. Ricerca e Didattica all'Università di Siena ; 3)

<https://books.fupress.com/isbn/9791221505818>

ISBN 979-12-215-0580-1 (Print)

ISBN 979-12-215-0581-8 (PDF)

ISBN 979-12-215-0582-5 (ePUB)

ISBN 979-12-215-0583-2 (XML)

DOI 10.36253/979-12-215-0581-8

Graphic design: Alberto Pizarro Fernández, Lettera Meccanica SRLs

Front cover image: © kytalpa|123rf.com

La pubblicazione è stata resa possibile grazie al contributo dell'Università degli Studi di Siena per il supporto all'Open Access e ai fondi del Dipartimento di Biotecnologie, Chimica e Farmacia.

Peer Review Policy

Peer-review is the cornerstone of the scientific evaluation of a book. All FUP - USiena PRESS's publications undergo a peer-review process by external experts under the responsibility of the Editorial Board and the Scientific Boards of each series (DOI 10.36253/fup_best_practice.3).

Referee List

In order to strengthen the network of researchers supporting FUP - USiena PRESS's evaluation process, and to recognise the valuable contribution of referees, a Referee List is published and constantly updated on FUP - USiena PRESS's website (DOI 10.36253/fup_referee_list).

USiena PRESS Editorial Board

Roberta Mucciarelli (President), Federico Barnabè, Giovanni Minnucci, Emilia Maellaro, Federico Rossi, Riccardo Castellana, Guido Badalamenti, Marta Bellucci (Managing editor).

Best Practice in Scholarly Publishing (DOI 10.36253/fup_best_practice)

 The online digital edition is published in Open Access on www.fupress.com.

Content license: except where otherwise noted, the present work is released under Creative Commons Attribution-ShareAlike 4.0 International (CC BY-SA 4.0: <https://creativecommons.org/licenses/by-sa/4.0/legalcode>). This license allows you to share any part of the work by any means and format, modify it for any purpose, including commercial, as long as appropriate credit is given to the author, any changes made to the work are indicated, derivative works are licensed under the same license and a URL link is provided to the license.

Metadata license: all the metadata are released under the Public Domain Dedication license (CC0 1.0 Universal: <https://creativecommons.org/publicdomain/zero/1.0/legalcode>).

© 2024 Author(s)

Published by Firenze University Press and USiena PRESS

Powered by Firenze University Press

Università degli Studi di Firenze

via Cittadella, 7, 50144 Firenze, Italy

www.fupress.com

This book is printed on acid-free paper

Printed in Italy

A Lorenzo,
con la speranza che la curiosità
e la voglia di imparare
non lo abbandonino mai

Sommario

CAPITOLO 1	
La nomenclatura dei composti inorganici	9
CAPITOLO 2	
Le reazioni di ossido-riduzione	19
CAPITOLO 3	
La concentrazione delle soluzioni e le proprietà colligative	31
CAPITOLO 4	
Rapporti ponderali nelle reazioni chimiche	41
CAPITOLO 5	
Equilibri in soluzione acquosa: acidi e basi forti e deboli, idrolisi, soluzioni tampone, titolazioni acido-base	53
CAPITOLO 6	
Equilibri in soluzione acquosa: il prodotto di solubilità	77
APPENDICE	
Abbreviazioni e simboli usati nel testo	87
Bibliografia	89

La nomenclatura dei composti inorganici

Ogni specie chimica inorganica ha un nome specifico per garantire una correlazione chiara tra la formula e il nome del composto. Le regole per la nomenclatura dei composti inorganici sono state stabilite dalla Commissione della Nomenclatura Inorganica dell'International Union of Pure and Applied Chemistry (IUPAC). Oltre alla nomenclatura IUPAC, esistono anche una nomenclatura tradizionale, ancora in uso, e la nomenclatura secondo la notazione di Stock.

La nomenclatura secondo la notazione di Stock prevede, qualora gli elementi presentino più di uno stato di ossidazione, l'indicazione del numero di ossidazione assunto nel composto, mediante numeri romani tra parentesi, senza l'uso né di prefissi né di suffissi. La nomenclatura IUPAC indica con precisione il numero di atomi di ciascuna specie chimica in un composto utilizzando i prefissi: mono, di, tri, tetra, penta, esa, epta ecc., e ricorre alla notazione di Stock per i composti ternari e quaternari che contengono elementi con più di uno stato di ossidazione.

La nomenclatura tradizionale distingue gli elementi in metalli e non metalli, tiene conto delle proprietà chimiche delle varie classi di composti ed utilizza suffissi e prefissi che indicano gli stati di ossidazione, più alti o più bassi, assoluti o intermedi, che un elemento assume in un determinato composto.

Stefania Lamponi, University of Siena, Italy, stefania.lamponi@unisi.it, 0000-0002-2788-8797

Referee List (DOI 10.36253/fup_referee_list)

FUP Best Practice in Scholarly Publishing (DOI 10.36253/fup_best_practice)

Stefania Lamponi, *Chimica generale: esercizi svolti. Raccolta di esercizi con soluzioni dettagliate per la preparazione alla prova scritta dell'esame di Chimica generale*, © 2024 Author(s), CC BY-SA 4.0, published by Firenze University Press and USiena PRESS, ISBN 979-12-215-0581-8, DOI 10.36253/979-12-215-0581-8

1. Scrivere le formule, indicare il numero di ossidazione (n.o.) di ciascun elemento e specificare a che classi di composti appartengono i seguenti prodotti:

- acido manganico
- tetraborato di sodio
- ione fosfito
- solfito acido rameico
- cloruro mercurioso

Soluzione

- H_2MnO_4 ; n.o.: +1, +6, -2; acido ternario, ossiacido, acido ossigenato
- $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$; n.o.: +1, +3, -2; sale ternario
- HPO_3^{2-} ; n.o.: +1, +3, -2; anione
- $\text{Cu}(\text{HSO}_3)_2$; n.o.: +2, +1, +4, -2; sale quaternario, sale acido
- Hg_2Cl_2 ; n.o.: +1, -1; sale binario

2. Scrivere i nomi secondo la nomenclatura tradizionale e IUPAC, indicare il n.o. di ciascun elemento e specificare a che classi di composti appartengono i seguenti prodotti:

- AsO_4^{3-}
- H_2CrO_4
- NaNO_2
- $\text{Al}(\text{ClO}_4)_3$
- $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$
- FeBr_3

Soluzione

- Ione ortoarseniato; ione tetraossoarseniato (V); n.o.: +5, -2; anione
- Acido cromico; acido tetraossocromico (VI); n.o.: +1, +6, -2; acido ternario, ossiacido, acido ossigenato
- Nitrito di sodio; biossonitrato (III) di sodio; n.o.: +1, +3, -2; sale ternario
- Perclorato di alluminio; tris-tetraossoclorato (VII) di alluminio; n.o.: +3, +7, -2; sale ternario
- Diidrogenofosfato di magnesio, fosfato biacido di magnesio; bis-diidrogenotetraossofosfato (V) di magnesio; n.o.: +2, +1, +5, -2; sale quaternario, sale acido
- Bromuro ferrico; tribromuro di ferro (III); n.o.: +3, -1; sale binario

3. Scrivere i nomi secondo la nomenclatura tradizionale e IUPAC, indicare il n.o. di ciascun elemento e specificare a che classi di composti appartengono i seguenti prodotti:

- HIO_4
- K_2O_2
- $\text{Au}(\text{IO}_3)_3$
- $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$
- $\text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7$
- NaH

Soluzione

- Acido periodico; acido tetraossoiodico (VII); n.o.: +1, +7, -2; acido ternario, ossiacido, acido ossigenato
- Perossido di potassio; perossido di dipotassio; n.o.: +1, -1; perossido
- Iodato aurico; tris-triossoiodato (V) di oro (III); n.o.: +3, +5, -2; sale ternario
- Nitrato mercurico; bis-diossonitrato (V) di mercurio (II); n.o.: +2, +5, -2; sale ternario
- Pirofosfito biacido di sodio; diidrogenofosfato di sodio; diidrogeno eptaossofosfato (V) di disodio; n.o.: +1, +1, +5, -2; sale quaternario, sale acido
- Idruro di sodio; n.o.: +1, -1; idruro

4. Scrivere la formula dei seguenti composti, specificare a quale classe appartengono, ed indicare il numero di ossidazione di ciascun elemento presente:

- ossido cobaltoso
- anidride periodica
- ione ipobromito
- acido tiosolfurico
- carbonato di sodio
- diidrogeno fosfato di litio
- anidride ipofosforosa
- cloruro d'ammonio
- permanganato di potassio
- ione cromato

Soluzione

- CoO , ossido basico; n.o.: +2, -2.
- I_2O_7 , ossido acido o anidride; n.o.: +7, -2.

- c. BrO^- , anione; n.o.: +1, -2.
- d. $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, acido ossigenato, tiocomposto; n.o.: +1, +2, -2.
- e. Na_2CO_3 , sale ternario; n.o.: +1, +4, -2.
- f. LiH_2PO_4 , sale acido, sale quaternario; n.o.: +1, +1, +5, -2.
- g. Non esiste
- h. NH_4Cl , sale binario; n.o.: -3, +1, -1.
- i. KMnO_4 , sale ternario; n.o.: +1, +7, -2.
- l. CrO_4^{2-} , anione; n.o.: +6, -2.

5. Scrivere la formula dei seguenti composti, specificare a quale classe appartengono ed indicare il numero di ossidazione di ciascun elemento presente:

- a. ioduro ferrico
- b. fosfato d'ammonio
- c. perossido di sodio
- d. acido bromico
- e. anidride nitrica

Soluzione

- a. FeI_3 , sale binario; n.o.: +3, -1.
- b. $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$, sale ternario; n.o.: -3, +1, +5, -2.
- c. Na_2O_2 , perossido; n.o.: +1, -1.
- d. HBrO_3 , acido ossigenato, ossiacido, acido ternario; n.o.: +1, +5, -3.
- e. N_2O_5 , ossido acido, anidride; n.o.: +5, -2.

6. Scrivere la formula dei seguenti composti, specificare a quale classe appartengono ed indicare il numero di ossidazione di ciascun elemento presente:

- a. tiosolfato di sodio
- b. solfato rameico
- c. perossido di potassio
- d. ortofosfato rameoso
- e. carbonato di ammonio
- f. idrogenofosfato di calcio
- g. ione cianuro
- h. anidride silicica
- i. bromuro di magnesio
- l. ipofosfito di calcio

Soluzione

- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, sale ternario, tiocomposto; n.o.: +1, +2, -2.
- CuSO_4 , sale ternario; n.o.: +2, +6, -2.
- K_2O_2 , perossido; n.o.: +1, -1.
- Cu_3PO_4 , sale ternario; n.o.: +1, +5, -2.
- $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, sale ternario; n.o.: -3, +1, +4, -2.
- CaHPO_4 , sale acido, sale quaternario; n.o.: +2, +1, +5, -2.
- CN^- , anione; n.o.: +2, -3.
- SiO_2 , ossico acido, anidride; n.o.: +4, -2.
- MgBr_2 , sale binario; n.o.: +2, -1.
- $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$, sale quaternario; n.o.: +2, +1, +1, -2.

7. Scrivere la formula dei seguenti composti, specificare a quale classe appartengono ed indicare il numero di ossidazione di ciascun elemento presente:

- ioduro manganoso
- diborano
- protossido d'azoto
- acido fosforoso
- pirofosfato ferrico
- periodato di potassio
- acido alluminico
- ossido rameoso
- solfo manganoso
- tiosolfato d'ammonio

Soluzione

- MnI_2 , sale binario n.o.: +2, -1.
- B_2H_6 , idruro; n.o.: +3, -1.
- N_2O , ossido; n.o.: +1, -2.
- H_3PO_3 , acido ternario, ossiacido, acido ossigenato; n.o.: +1, +3, -2.
- $\text{Fe}_4(\text{P}_2\text{O}_7)_3$, sale ternario; n.o.: +3, +5, -2.
- KIO_4 , sale ternario; n.o.: +1, +7, -2.
- H_3AlO_3 ; acido ternario, ossiacido, acido ossigenato; n.o.: +1, +3, -2.
- Cu_2O , ossido basico; n.o.: +1, -2.
- $\text{Mn}(\text{SO}_4)$, sale ternario; n.o.: +2, +6, -2.
- $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_3$, sale ternario; n.o.: -3, +1, +2, -2.

8. Scrivere la formula dei seguenti composti, specificare a quale classe appartengono ed indicare il numero di ossidazione di ciascun elemento presente:

- fosfato d'ammonio
- idrogeno solfito di sodio
- acido manganico
- acido ortoperiodico
- nitrito di potassio
- acido dicromico

Soluzione

- $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$; sale ternario; n.o.: -3, +1, +5, -2.
- NaHSO_3 ; sale quaternari, sale acido; n.o.: +1, +1, +4, -2.
- H_2MnO_4 ; acido ternario, ossiacido, acido ossigenato; n.o.: +1, +6, -2.
- H_5IO_6 , acido ternario, ossiacido, acido ossigenato; n.o.: +1, +7, -2.
- KNO_2 , sale ternario; n.o.: +1, +3, -2.
- $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, ossiacido; n.o.: +1, +6, -2.

9. Specificare a che classe appartengono, attribuire il nome secondo la nomenclatura tradizionale e IUPAC e indicare il numero di ossidazione di tutti gli elementi presenti, dei seguenti composti:

- Mn_2O_7
- $\text{Cu}(\text{HSO}_3)_2$
- H_2SnO_3
- CO_3^{2-}
- PH_3
- H_2S

Soluzione

- Ossido acido, anidride; anidride permanganica, eptaossido di dimanganese; n.o.: +7, -2
- Sale quaternario; sale acido; bisolfito rameico, solfito acido rameico, idrogenosolfito (IV) di rame (II); n.o.: +2, +1, +4, -2.
- Acido ternario, ossiacido, acido ossigenato; acido stannico; acido triossostannico (IV); n.o.: +1, +4, -2.
- Anione; ione carbonato; ione triossocarbonato (IV); n.o.: +4, -2.
- Idruro; fosfina, idruro di fosforo, triidruro di fosforo; n.o.: -3; +1.
- Idracido; acido solfidrico; solfuro di idrogeno; solfuro di diidrogeno; n.o.: +1; -2.

10. Specificare a che classe appartengono, attribuire il nome secondo la nomenclatura tradizionale e IUPAC e indicare il numero di ossidazione di tutti gli elementi presenti, dei seguenti composti:

- HAsO_2
- ZnCO_3
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- HBrO_3
- $\text{Ba}(\text{HSO}_3)_2$

Soluzione

- Acido ternario, ossiacido, acido ossigenato; acido metarsenioso, acido diossoarsenico (III); n.o.: +1, +3, -2.
- Sale ternario; carbonato di zinco, triossocarbonato (IV) di zinco; n.o.: +2, +4, -2.
- Sale ternario; nitrato di piombo; bis-triossonitrato (V) di piombo (II)
- Acido ternario, ossiacido, acido ossigenato; acido bromico, acido triosobromico (V); n.o.: +1, +5, -2.
- Sale quaternario, sale acido. Bisolfito di bario, solfito acido di bario, idrogenosolfito di bario, bis-triossossolfato (IV) di bario; n.o.: +2, +1, +4, -2

11. Scrivere la formula ed il nome IUPAC dei seguenti composti:

- acido ortoarsenico
- nitrato piomboso
- acido manganico
- tetraborato di sodio
- cloruro mercurioso

Soluzione

- H_3AsO_4 ; acido tetraossoarsenico (V)
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, bis-triossonitrato (V) di piombo (II)
- H_2MnO_4 , acido tetraossomanganico (VI)
- $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, eptaossoborato di disodio
- Hg_2Cl_2 , dicloruro di dimercurio (I)

12. Scrivere la formula ed il nome IUPAC dei seguenti composti:

- a. ossido bismutoso
- b. anidride cromica
- c. acido ortosilicico
- d. fosfina
- e. solfuro ferrico

Soluzione

- a. Bi_2O_3 ; triossido di dibismuto (III)
- b. CrO_3 , triossido di dicromo (VI)
- c. H_4SiO_4 , acido tetraossosilicico (IV)
- d. PH_3 , triidruro di fosforo
- e. Fe_2S_3 , trisolfuro di diferro (III)

13. Scrivere la formula ed il nome IUPAC dei seguenti composti:

- a. ortoborato di zinco
- b. protossido d'azoto
- c. fluoruro di potassio
- d. ipiodito di sodio
- e. idrossido cromoso

Soluzione

- a. $\text{Zn}_3(\text{BO}_3)_2$; bis-triossoborato di zinco
- b. N_2O , ossido di diazoto (I)
- c. KF fluoruro di potassio
- d. NaIO , monossoiodato (I) di sodio
- e. $\text{Cr}(\text{OH})_2$, diidrossido di cromo (II)

14. Scrivere la formula ed il nome IUPAC dei seguenti composti:

- a. perclorato rameico
- b. perossido di litio
- c. acido ipofosforoso
- d. metaborato di sodio
- e. solfato acido manganoso

Soluzione

- a. $\text{Cu}(\text{ClO}_4)_2$; bis-tetraossoclorato (VII) di rame (II)
- b. Li_2O_2 , perossido di dilitio
- c. H_3PO_2 , acido diossosfosforico (I)
- d. NaBO_2 , diossoborato di sodio
- e. $\text{Mn}(\text{HSO}_4)_2$, bis-idrogenotetraossosolfato (VI) di manganese (II)

15. Scrivere la formula ed il nome IUPAC dei seguenti composti:

- a. anidride iodica
- b. clorito di sodio
- c. ortofosfato ferroso
- d. ossido stannico
- e. anidride permanganica

Soluzione

- a. I_2O_5 ; pentossido di diiodio (V)
- b. NaClO_2 , diossoclorato (III) di sodio
- c. $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$, bis-tetraossofosfato (V) di ferro (II)
- d. SnO_2 , biossido di stagno (IV)
- e. Mn_2O_7 , eptaossido di dimanganese (VII)

16. Scrivere la formula ed il nome IUPAC dei seguenti composti:

- a. nitrato di cobalto (II)
- b. cloruro mercurico
- c. solfuro antimonioso
- d. manganato di potassio
- e. solfato rameoso

Soluzione

- a. $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$; bis-triossonitrato (V) di cobalto (II)
- b. HgCl_2 , dicloruro di mercurio (II)
- c. Sb_2S_3 , trisolfuro di diantimonio (III)
- d. K_2MnO_4 , tetraossomanganato (VI) di dipotassio
- e. Cu_2SO_4 , tetraossosolfato (VI) di dirame (I)

17. Scrivere il nome secondo la nomenclatura tradizionale ed il nome IUPAC dei seguenti composti:

- a. KBrO_3
- b. K_2MnO_4
- c. SbCl_3
- d. $\text{Pb}_3(\text{AsO}_4)_2$
- e. Cu_2SO_4

Soluzione

- a. bromato di potassio, triossobromato (V) di potassio
- b. manganato di potassio, tetraossomanganato (VI) di potassio
- c. cloruro antimonioso, tricloruro di antimonio (III)
- d. arseniato piomboso, bis-tetraossoarseniato (V) di tripiombo (II)
- e. solfato rameoso, tetraossosolfato (VI) di dirame (I)

18. Scrivere il nome secondo la nomenclatura tradizionale ed il nome IUPAC dei seguenti composti:

- a. H_3AlO_3
- b. CrCl_3
- c. H_2O_2
- d. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
- e. $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_2)_2$

Soluzione

- a. acido alluminico, acido triossoalluminico (III)
- b. cloruro cromico, tricloruro di cromo (III)
- c. perossido di idrogeno, perossido di diidrogeno
- d. carbonato d'ammonio, triossocarbonato (IV) di diammonio
- e. ipofosfito di calcio, bis-diossofosfato (I) di calcio

Le reazioni di ossido-riduzione

Il bilanciamento delle reazioni di ossido-riduzione può essere fatto con il metodo della variazione del numero di ossidazione o con il metodo delle semi-reazioni o metodo ionico-elettronico.

Nel primo caso è necessario seguire i seguenti passaggi:

- identificare gli elementi che variano il loro numero di ossidazione, quindi che si ossidano e che si riducono;
- calcolare il numero di elettroni acquistati o ceduti da ciascun elemento coinvolto nel processo di ossidazione e nel processo di riduzione;
- trovare il minimo comune multiplo (m.c.m) tra gli elettroni ceduti e quelli acquistati da entrambe le specie;
- dividere il m.c.m. per il numero di elettroni coinvolti nel processo di riduzione e in quello di ossidazione e utilizzare il quoziente ottenuto come coefficiente stechiometrico della specie ossidata e di quella ridotta;
- se la reazione coinvolge specie ioniche, bilanciare le cariche con ioni H^+ o OH^- a seconda dell'ambiente in cui avviene la reazione;
- bilanciare le masse di idrogeno ed ossigeno mediante l'aggiunta di molecole di acqua.

Nel secondo caso, ovvero nel metodo delle semi-reazioni, i passaggi da seguire per il bilanciamento sono i seguenti:

- identificare gli elementi che variano il loro numero di ossidazione, quindi che si ossidano e che si riducono;
- scrivere la semi-reazione di riduzione e quella di ossidazione;

Stefania Lamponi, University of Siena, Italy, stefania.lamponi@unisi.it, 0000-0002-2788-8797

Referee List (DOI 10.36253/fup_referee_list)

FUP Best Practice in Scholarly Publishing (DOI 10.36253/fup_best_practice)

Stefania Lamponi, *Chimica generale: esercizi svolti. Raccolta di esercizi con soluzioni dettagliate per la preparazione alla prova scritta dell'esame di Chimica generale*, © 2024 Author(s), CC BY-SA 4.0, published by Firenze University Press and USiena PRESS, ISBN 979-12-215-0581-8, DOI 10.36253/979-12-215-0581-8

- c. bilanciare ciascuna semi-reazione includendo anche gli elettroni coinvolti nel processo di riduzione ed in quello di ossidazione, gli ioni H^+ ed OH^- a seconda dell'ambiente di reazione e l' H_2O per bilanciare le masse di idrogeno ed ossigeno;
- d. calcolare il m.c.m. del numero di elettroni coinvolti nel processo di ossidazione ed in quello di riduzione;
- e. moltiplicare tutte le specie presenti in ciascuna semi-reazione bilanciata per il quoziente determinato dal rapporto tra il m.c.m. ed il numero di elettroni coinvolti in ciascuna semi-reazione;
- f. sommare membro e membro le due semi-reazioni e semplificare i termini uguali che compaiono ai due lati della freccia di reazione.

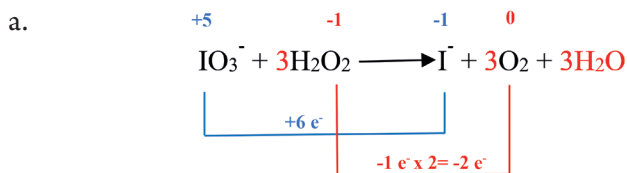
1. Il potenziale standard di riduzione della coppia ione ioduro/ione iodato in ambiente acido è +1,09 V; quello della coppia ossigeno/acqua ossigenata, sempre in ambiente acido, è +0,70 V. Stabilire l'agente ossidante e quello riducente, e scrivere e bilanciare la reazione di ossidoriduzione che avviene spontaneamente tra le due coppie.

Soluzione

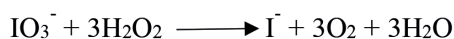
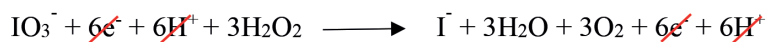
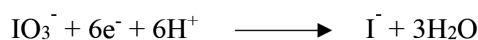
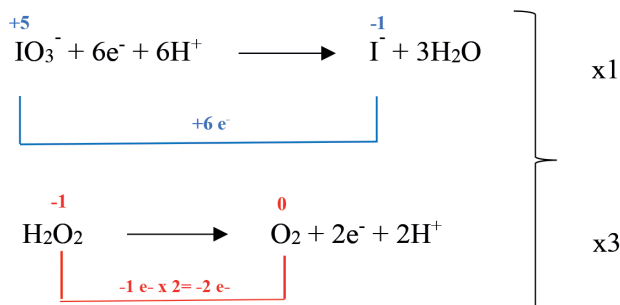
I potenziali standard di riduzione consentono di prevedere il senso in cui una reazione di ossido-riduzione avviene spontaneamente. La coppia con il valore numerico del potenziale standard di riduzione maggiore è quella che contiene l'elemento che si riduce e quindi è la coppia ossidante; quella invece con valore numerico del potenziale standard di riduzione inferiore, contiene l'elemento che si ossida e quindi è la coppia riducente.

In questo caso lo iodio dello ione iodato si riduce, quindi è la coppia ione ioduro/ione iodato è quella ossidante mentre la coppia ossigeno/acqua ossigenata è quella riducente.

Il bilanciamento può essere fatto con il metodo della variazione del numero di ossidazione (a) o con il metodo delle semi-reazioni (b):



b.

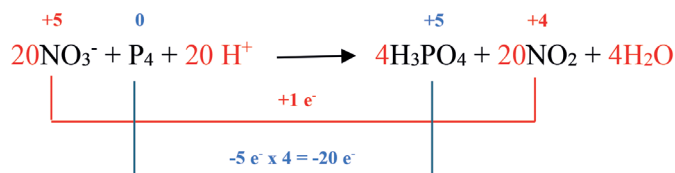


2. Scrivere e bilanciare la reazione tra l'acido nitrico concentrato ed il fosforo.

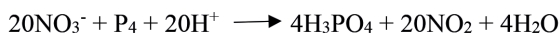
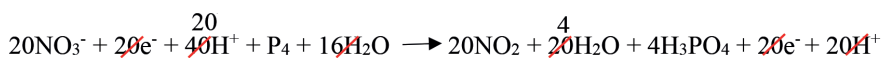
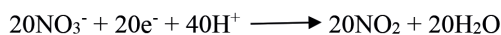
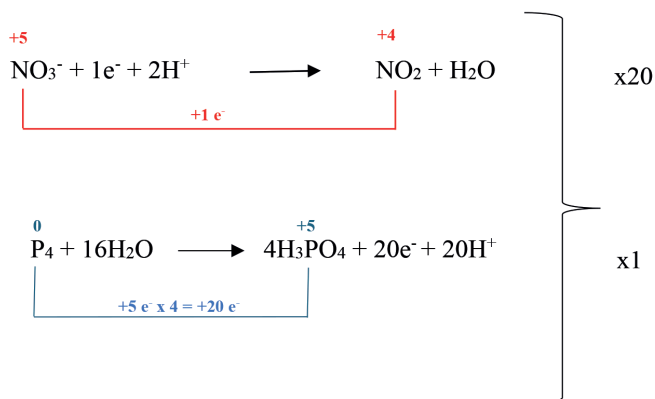
Soluzione

L'acido nitrico concentrato è un ossidante, l'azoto si riduce passando da n.o. +5 a +4 in NO_2 e la coppia $\text{NO}_3^-/\text{NO}_2$ ha la capacità di ossidare il fosforo ad acido ortofosforico.

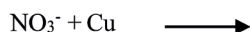
Bilanciamento con il metodo della variazione del numero di ossidazione:



Bilanciamento con il metodo delle semi-reazioni:

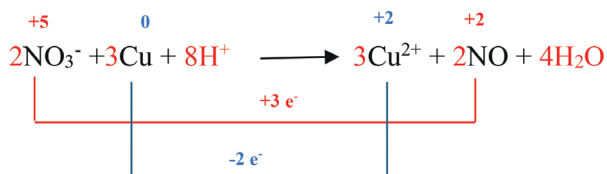


3. Determinare i prodotti e bilanciare la seguente reazione redox che avviene in ambiente acido presenza di acido nitrico molto diluito.



Soluzione

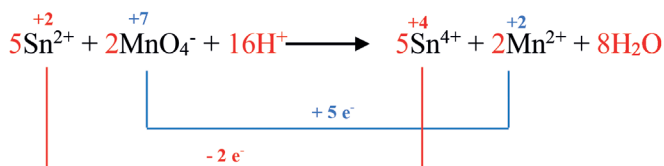
L'acido nitrico diluito è un ossidante, l'azoto si riduce passando da n.o. +5 a +2 in NO e la coppia NO_3^-/NO ha la capacità di ossidare il rame elementare a ione rameico.



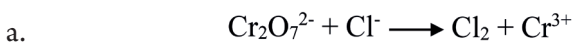
4. In una soluzione acida, lo ione permanganato reagisce con lo ione stannoso. Scrivere l'equazione ionica netta che descrive la reazione di ossidoriduzione che avviene tra le due specie chimiche, e bilanciarla.

Soluzione

Lo ione permanganato è un forte ossidante sia in ambiente acido che in ambiente basico. In ambiente acido il manganese si riduce e passando da n.o. +7 a n.o. +2 (ione manganoso) e può ossidare i sali stannosi a stannici.

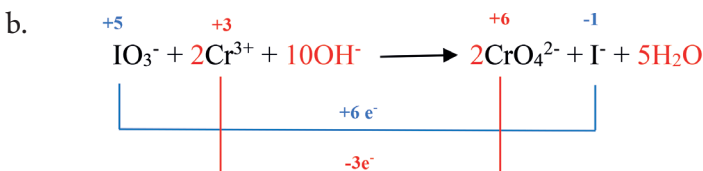
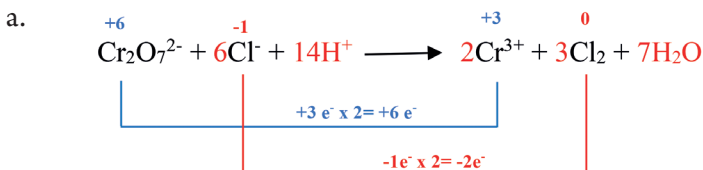


5. Bilanciare le seguenti reazioni di ossidoriduzione che avvengono a) in ambiente acido e b) in ambiente basico.



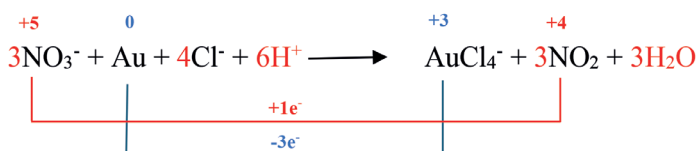
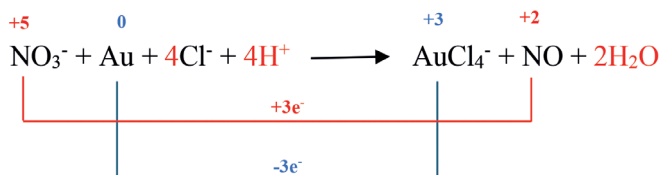
Soluzione

Lo ione bicromato e lo ione cromato non possono esistere, rispettivamente, in ambiente basico ed in ambiente acido. Quindi, quando in una redox compare il bicromato, l'ambiente di reazione è acido; viceversa, quando è presente lo ione cromato come ossidante, l'ambiente di reazione è basico. Comunque sia, in entrambi i casi, il cromo si riduce a n.o. +3 (Cr^{3+}).

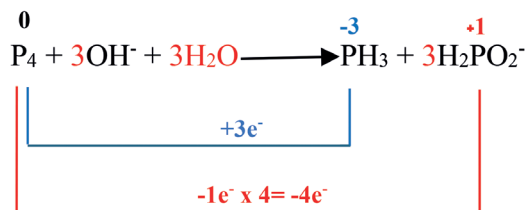


8. Scrivere e bilanciare la reazione di attacco dell'oro con l'acqua regia.**Soluzione**

L'acqua regia è una miscela composta da acido nitrico ed acido cloridrico in un rapporto molare di 1:3. Viene utilizzata per attaccare l'oro, metallo nobile che ha un valore di potenziale standard di riduzione positivo e quindi non suscettibile all'attacco di acidi forti comuni.

**9. Scrivere i prodotti e bilanciare la reazione di ossidoriduzione che subisce il fosforo in ambiente basico.****Soluzione**

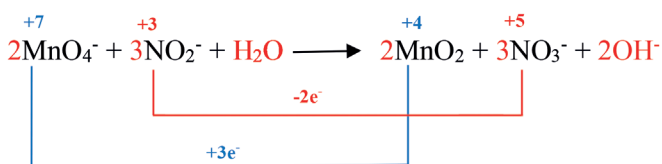
Questa è una reazione di dismutazione, ovvero una reazione in cui una specie chimica si ossida e si riduce contemporaneamente, dando origine a due specie chimiche distinte contenenti lo stesso elemento ma con stato di ossidazione diverso.



10. Identificare l'ambiente, stabilire i prodotti e bilanciare la reazione che avviene tra lo ione nitrito e lo ione permanganato.

Soluzione

Lo ione permanganato è un ossidante in grado di ridurre i nitriti a nitrati in ambiente debolmente basico, riducendosi a +4 (MnO_2).

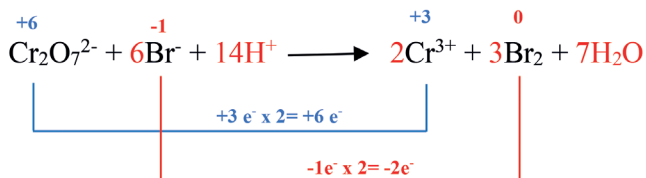


11. Bilanciare la seguente reazione di ossidoriduzione che avviene in ambiente acido.

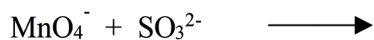


Soluzione

Lo ione bicromato in ambiente acido si riduce a Cr^{3+} ed è in grado di ossidare il bromuro a bromo.

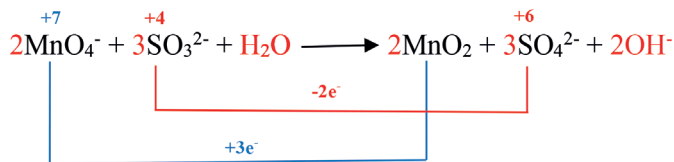


12. Completare e bilanciare la seguente reazione di ossidoriduzione che avviene in ambiente debolmente basico.

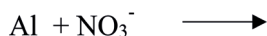


Soluzione

Lo ione permanganato è un ossidante in grado di ridurre il solfito a solfato in ambiente debolmente basico, riducendosi a +4 (MnO_2).

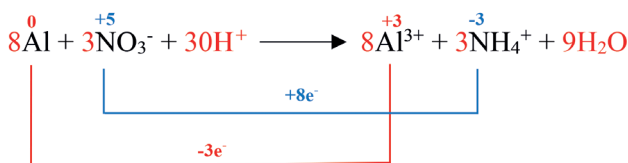


13. Completare e bilanciare la seguente reazione di ossidoriduzione che avviene in ambiente acido.



Soluzione

L'acido nitrico se molto diluito in presenza di un metallo molto riducente come l'alluminio, si riduce a n.o. -3 (NH_4^+) ossidando il metallo a +3 (Al^{3+}).

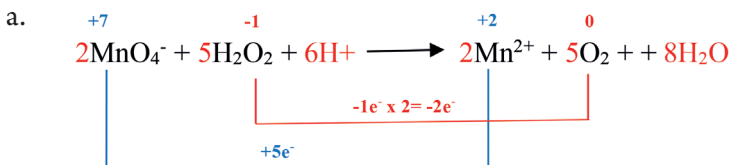


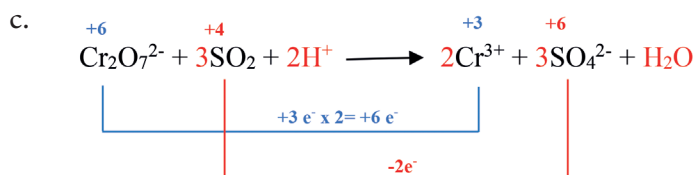
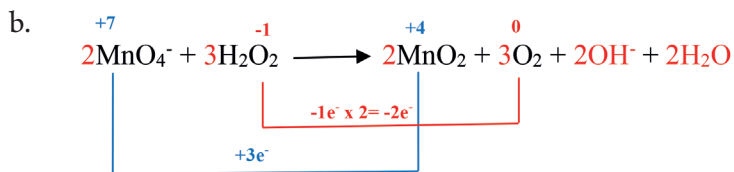
14. Identificare l'ambiente, stabilire i prodotti e bilanciare la reazione che avviene tra (a) lo ione permanganato ed il perossido di idrogeno, (b) lo ione bicromato e l'anidride solforosa.

Soluzione

Lo ione permanganato è in grado di ossidare il perossido di idrogeno ad ossigeno sia in ambiente molto acido (a) che in ambiente debolmente basico (b). Nel primo caso il manganese si riduce a +2, nel secondo caso a +4.

Lo ione bicromato in ambiente acido ossida l'anidride solforosa a ione solfato (c).

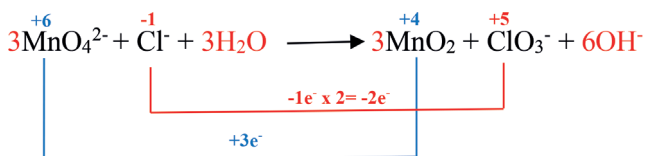




15. Identificare l'ambiente e bilanciare la reazione di ossidoriduzione che avviene tra lo ione manganato e lo ione cloruro che porta alla formazione di diossido di manganese e ione clorato.

Soluzione

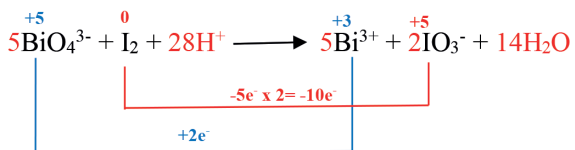
La reazione avviene in ambiente basico perché lo ione manganato in ambiente acido si disproporziona.



16. Identificare l'ambiente e bilanciare la reazione di ossidoriduzione che avviene tra lo ione bismutato e lo iodio che porta alla formazione di ione Bi^{3+} e ione iodato.

Soluzione

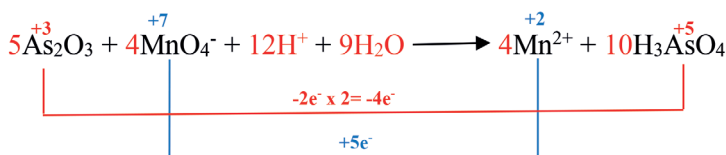
La reazione avviene in ambiente acido perché lo iodio elementare in ambiente basico si disproporziona.



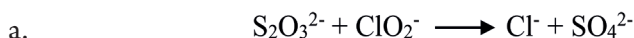
17. Identificare l'ambiente e bilanciare la reazione di ossidoriduzione che avviene tra l'anidride arseniosa e lo ione permanganato che porta alla formazione di ione manganoso e acido arsenico.

Soluzione

La reazione avviene in ambiente acido perché l'acido arsenico, debole, è presente nella forma non dissociata. Infatti, un acido debole deve essere scritto sempre in forma non dissociata in soluzione acida e come anione in soluzione basica.

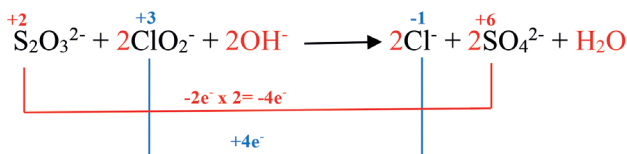


18. Bilanciare le seguenti reazioni di ossidoriduzione e stabilire l'ambiente in cui avvengono analizzando le proprietà dei reagenti e dei prodotti.



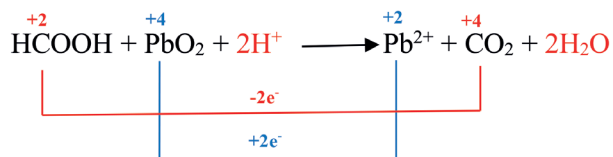
Soluzione

a. La reazione avviene in ambiente basico perché l'acido cloroso, debole, si trova in forma dissociata*.



b. La reazione avviene in ambiente acido perché l'acido formico, debole, si trova nella sua forma non dissociata*.

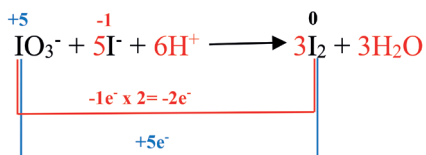
*Un acido debole deve essere scritto sempre in forma non dissociata in soluzione acida e come anione in soluzione basica.



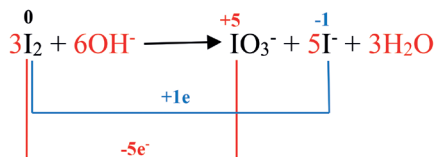
19. Scrivere e bilanciare le reazioni di dismutazione dello iodio in ambiente acido ed in ambiente basico.

Soluzione

a. Ambiente acido



b. Ambiente basico



La concentrazione delle soluzioni e le proprietà colligative

Una soluzione è una miscela fisicamente omogenea, cioè un insieme di due o più componenti che costituiscono un'unica fase. Il componente in eccesso, ovvero la fase disperdente, è il solvente, il componente in minore quantità, ovvero la fase dispersa, è il soluto. Una soluzione può essere formata da un solvente ed uno o più soluti. La quantità relativa di un soluto in un solvente è detta concentrazione del soluto. Esistono molteplici modi per esprimere la concentrazione di una soluzione:

✓ % in massa: massa percentuale in g di soluto contenuta in 100 g della soluzione

$$\% m/m = (\text{massa soluto}/\text{massa soluzione}) \times 100$$

✓ % in volume: volume percentuale di soluto in mL contenuto in 100 mL di soluzione

$$\% v/v = (\text{volume soluto}/\text{volume soluzione}) \times 100$$

✓ % massa/volume: massa di soluto espressa in grammi contenuta in 100 mL di soluzione

$$\% m/v = (\text{massa soluto}/\text{volume soluzione}) \times 100$$

- ✓ frazione molare (χ) del soluto: rapporto tra il numero di moli del soluto e il numero di moli totali (somma delle moli di tutti i componenti la soluzione)

$$\chi_{\text{soluto}} = \text{moli soluto} / (\text{moli soluto} + \text{moli solvente})$$

- ✓ Molarità (M): numero di moli soluto in 1 dm³ di soluzione

$$M = \text{moli soluto} / \text{dm}^3 (\text{soluzione})$$

La quantità di soluto per unità di volume della soluzione viene indicata anche con c .

- ✓ molalità (m): numero di moli di soluto in 1 kg di solvente

$$m = \text{moli soluto} / \text{kg solvente}$$

- ✓ Normalità (N): numero di equivalenti di soluto in 1 dm³ di soluzione

$$N = \text{equivalenti (soluti)} / \text{dm}^3 (\text{soluzione})$$

Le proprietà colligative sono peculiari di soluzioni diluite formate da soluti non volatili. Queste proprietà dipendono esclusivamente dal numero di particelle di soluto omogeneamente disperse nell'unità di volume della soluzione e non dalla natura del soluto. Nel caso in cui il soluto sia un elettrolita è necessari introdurre nell'espressione matematiche che descrive le proprietà colligative, i , il coefficiente Van't Hoff che indica il numero di particelle che si producono durante la dissociazione del soluto.

Le proprietà colligative sono le seguenti:

- ✓ La pressione osmotica

$$\Pi = i \times M \times R \times T$$

i = coefficiente di Van't Hoff

M = concentrazione molare

R = costante universale dei gas perfetti

T = temperatura

- ✓ Abbassamento della tensione di vapore della soluzione rispetto al solvente puro

$$\Delta P = P^{\circ}_{\text{solvente}} - P_{\text{soluzione}} = P^{\circ}_{\text{solvente}} \times \chi_{\text{soluto}}$$

P° e P = tensione di vapore, rispettivamente del solvente e della soluzione

χ = frazione molare del soluto

✓ Innalzamento ebullioscopico della soluzione rispetto al solvente puro

$$\Delta T_{\text{eb}} = T_{\text{soluzione}} - T_{\text{solvente}} = k_{\text{eb}} \times i \times m$$

k_{eb} = costante ebullioscopica molale

i = coefficiente di Van't Hoff

m = concentrazione molale

✓ Abbassamento crioscopico della soluzione rispetto al solvente puro

$$\Delta T_{\text{cr}} = T_{\text{solvente}} - T_{\text{soluzione}} = k_{\text{cr}} \times i \times m$$

k_{cr} = costante crioscopica molale

i = coefficiente di Van't Hoff

m = concentrazione molale

1. Calcolare la concentrazione molare, molale e normale di una soluzione acquosa di acido nitrico al 38% m/m sapendo che la sua densità è 1,23 g/mL.

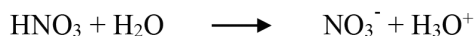
Soluzione

$d = 1,23 \text{ g/mL}$, quindi la massa di 1 L di soluzione (ovvero 1000 mL)
= 1230 g

38 g di HNO_3 : 100 g di soluzione = X g di HNO_3 : 1230 g di soluzione

g $\text{HNO}_3 = 1230 \text{ g} \times 38 \text{ g} / 100 \text{ g} = 467 \text{ g}$

moli $\text{HNO}_3 = 467 \text{ g} / 63 \text{ g mol}^{-1} = 7,4 \text{ mol}$



$M = \text{moli soluto} / \text{volume soluzione} = 7,4 \text{ mol} / 1\text{L} = 7,4 \text{ M}$

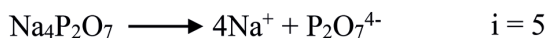
$N = Z^{eq} (\text{eq mol}^{-1}) \times M (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) = 1 \times M = 7,4 \text{ N}$

massa solvente = massa soluzione – massa soluto = 1230 g – 467 g = 763 g

$m = \text{moli soluto} / \text{kg solvente} = 7,4 \text{ mol} / 0,763 \text{ kg} = 9,7 \text{ m}$

2. Data una soluzione di pirofosfato tetrasodico 0,108 m, la cui $d = 1,41 \text{ g/mL}$, calcolare la pressione osmotica a 30°C , l'abbassamento della tensione di vapore della soluzione a 30°C e l'innalzamento ebullioscopico. ($K_{\text{eb}} \text{H}_2\text{O} = 0,515 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg}$; a 30°C $P_{\text{H}_2\text{O}} = 4199 \text{ Pa}$).

Soluzione



$$\Pi = i \times M \times R \times T$$

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \times i \times m$$

$$\Delta P = P^\circ_{\text{solvente}} \times i \times \chi_{\text{soluto}}$$

$m = 0,108$ moli di soluto in 1 kg di acqua

$$\text{massa soluto} = 0,108 \text{ moli} \times 266 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} = 28,7 \text{ g}$$

$$\text{massa totale soluzione} = 1000 \text{ g solvente} + 28,7 \text{ g soluto} = 1029 \text{ g}$$

$$V_{\text{soluzione}} = 1,41 \text{ g/cm}^3 = 1029 \text{ g/cm}^3 = 729 \text{ cm}^3$$

$$[\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7] = 0,108 \text{ mol}/0,729 \text{ L} = 0,149 \text{ M}$$

$$\Pi = i \times M \times R \times T = 5 \times 0,149 \text{ (moli L}^{-1}\text{)} \times 0,0821 \text{ (atm L mol}^{-1} \text{K}^{-1}\text{)} \times 303,15 \text{ K} = 18,5 \text{ atm}$$

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \times i \times m = 0,515 \text{ K mol}^{-1} \text{ kg} \times 5 \times 0,108 \text{ mol kg}^{-1} = 0,278 \text{ K}$$

$$\text{moli H}_2\text{O} = 1000 \text{ g}/18 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} = 55,6 \text{ mol}$$

$$\chi_{\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7} = 0,108 \text{ mol}/0,108 \text{ mol} + 55,6 \text{ mol} = 1,94 \times 10^{-3}$$

$$\Delta P = P^\circ_{\text{solvente}} \times i \times \chi_{\text{soluto}} = 4199 \text{ Pa} \times 5 \times \chi_{\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7} = 4199 \text{ Pa} \times 5 \times 1,94 \times 10^{-3} = 40,7 \text{ Pa}$$

3. Calcolare la concentrazione molare di una soluzione acquosa di solfato di sodio sapendo che la sua pressione osmotica a 28°C è uguale a 45 atm.

Soluzione

Il solfato di sodio è un sale molto solubile in acqua ed un elettrolita forte, quindi:



$$i = 3$$

$$\Pi = i \times M \times R \times T = 45 \text{ atm}$$

$$T = 301,15 \text{ K}$$

$$\Pi = i \times M \times R \times T$$

$$45 \text{ atm} = 3 \times M (\text{moli L}^{-1}) \times 0,0821 (\text{atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times 301,15 \text{ K}$$

$$M = \Pi / i R T = 45 \text{ atm} / 3 \times 0,0821 (\text{atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times 301,15 \text{ K} = 0,607 \text{ M}$$

4. Aggiungendo 0,48 g di zolfo a 200 g di CCl₄, la soluzione ha un abbassamento crioscopico di 0,28°C. Determinare la formula molecolare dello zolfo sapendo che K_{cr} = 29,8°C kg mol⁻¹.

Soluzione

$$\Delta T_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \times i \times m$$

$$0,28^\circ\text{C} = 29,8^\circ\text{C kg mol}^{-1} \times m$$

$$m = 9,4 \times 10^{-3} \text{ mol kg}^{-1}$$

$$\text{moli di S} = 0,200 \text{ kg} \times (9,4 \times 10^{-3}) \text{ mol kg}^{-1} = 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{mol} = \text{massa/MM} \quad 1,9 \times 10^{-3} \text{ mol} = 0,48 \text{ g/MM}$$

$$\text{MM} = 253 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{MM calcolata/MM sperimentale} = 253 \text{ g mol}^{-1} / 32 \text{ g mol}^{-1} = 8$$

$$\text{Formula molecolare} = \text{S}_8$$

5. Calcolare il volume di una soluzione all'88,5% m/m di acido solforico la cui densità è 1,830 g/mL che contiene tante moli di acido quante sono quelle contenute in 650 mL di una soluzione 1,128 M di acido solforico.

Soluzione

$$\text{moli di acido in 650 mL} = 0,650 \text{ L} \times 1,128 \text{ moli/L} = 0,733 \text{ mol}$$

$$d = 1,830 \text{ g/mL, quindi 1 L di soluzione ha una massa di 1830 g}$$

La massa di acido nella soluzione è la seguente:

$$88,5 \text{ g di H}_2\text{SO}_4 : 100 \text{ g di soluzione} = X \text{ g di H}_2\text{SO}_4 : \text{in } 1830 \text{ g di soluzione}$$

$$X \text{ g di H}_2\text{SO}_4 = 1620 \text{ g}$$

moli di $\text{H}_2\text{SO}_4 = 1620 \text{ g} / 98 \text{ g mol}^{-1} = 16,5$ moli di acido solforico

$16,5 \text{ moli} : 1\text{L} = 0,733 \text{ mol} : x\text{L}$

$x\text{L} = 0,044 \text{ L} = 44 \text{ mL}$

6. 10,00 grammi di una sostanza incognita non elettrolita sono solubilizzati in 300 mL di acqua la cui densità è 0,996 g/mL. L'innalzamento ebullioscopico dell'acqua per aggiunta di questa sostanza è di 0,200°C. Calcolare la massa molecolare della sostanza incognita. $K_{\text{eb}} = 0,512^\circ\text{C kg mol}^{-1}$.

Soluzione

$$\Delta T_{\text{eb}} = K_{\text{eb}} \times i \times m \quad 0,200^\circ\text{C} = 0,512^\circ\text{C kg mol}^{-1} \times 1 \times m$$

$$m = 0,200^\circ\text{C} / 0,512^\circ\text{C kg mol}^{-1} = 0,391 \text{ m}$$

$$d = 0,996 \text{ g/mL}$$

$$\text{massa di 300 mL di solvente} = 300 \text{ mL} \times 0,996 \text{ g/mL} = 299 \text{ g}$$

$$m = \text{moli soluto} / \text{massa solvente (kg)}$$

$$0,391 = \text{moli soluto} / 0,299 \text{ kg}$$

$$m = 0,391 = \text{moli soluto} / \text{massa solvente} = \text{moli soluto} / 0,299 \text{ kg}$$

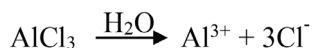
$$\text{moli soluto} = 0,299 \text{ kg} \times 0,391 \text{ moli/kg} = 0,117 \text{ moli}$$

$$\text{mol} = \text{massa} / \text{MM}$$

$$\text{MM} = 10,00 \text{ g} / 0,117 \text{ mol} = 85 \text{ g mol}^{-1}$$

7. Calcolare la pressione osmotica a 25°C di una soluzione acquosa di cloruro di alluminio la cui temperatura di congelamento è -1,6°C e la cui densità è 1,345 g/mL. $K_{\text{cr}} = 1,853^\circ\text{C kg mol}^{-1}$.

Soluzione



$$i = 4$$

$$\Pi = i \times M \times R \times T$$

$$\Delta T_{\text{cr}} = K_{\text{cr}} \times i \times m$$

$$1,6^\circ\text{C} = 1,853^\circ\text{C kg mol}^{-1} \times 4 \times m$$

$$m = 0,86/4 = 0,215 \text{ m}$$

$$\text{massa soluzione} = 0,215 \text{ moli} \times \text{MM} = 0,215 \text{ moli} \times 133 \text{ g/mol} = 1029 \text{ g}$$

$$d = 1,345 \text{ g/mL}$$

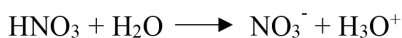
$$\text{volume soluzione} = 1029 \text{ g} / 1,345 \text{ g/mL} = 765 \text{ mL}$$

$$[\text{AlCl}_3] = 0,215 \text{ mol} / 0,765 \text{ L} = 0,28 \text{ M}$$

$$\Pi = i \times M \times R \times T = 4 \times 0,28 \text{ moli/L} \times 0,0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 298,15 \text{ K} = 27,5 \text{ atm}$$

8. In 100 mL di soluzione acquosa sono contenuti 27,9 g di acido nitrico. La soluzione ha una densità di 1,128 g/mL. Calcolare la molarità e la normalità della soluzione quando l'acido nitrico si comporta da acido e da ossidante (riducendosi a NO) e le frazioni molari e le percentuali in peso dei due componenti la soluzione.

Soluzione



$$\text{MM HNO}_3 = 63 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\text{mol HNO}_3 = 27,9 \text{ g} / 63 \text{ g mol}^{-1} = 0,44 \text{ mol}$$



$$[\text{HNO}_3] = 0,44 \text{ mol} / 0,100 \text{ L} = 4,4 \text{ M}$$

$$N = Z^{eq} \times M = 3 \text{ eq mol}^{-1} \times 0,44 \text{ mol L}^{-1} = 13,2 \text{ eq/L}$$

$$d = 1,128 \text{ g/mL}$$

$$\text{massa di 100 mL di soluzione} = 112,8 \text{ g}$$

$$\text{massa H}_2\text{O} = 112,8 \text{ g} - 27,9 \text{ g} = 84,9 \text{ g}$$

$$\text{mol H}_2\text{O} = 84,9 \text{ g} / 18 \text{ g mol}^{-1} = 4,72 \text{ mol}$$

$$\chi_{\text{H}_2\text{O}} = 4,72 \text{ mol} / (0,44 + 4,72) \text{ mol} = 0,91$$

$$\chi_{\text{HNO}_3} = 0,44 \text{ mol} / (0,44 + 4,72) \text{ mol} = 0,085$$

$$\% \text{ m/m HNO}_3 = (27,9 \text{ g} / 112,8 \text{ g}) \times 100 = 24,7\%$$

$$\% \text{ m/m H}_2\text{O} = (84,9 \text{ g} / 112,8 \text{ g}) \times 100 = 75,3\%$$

9. Una soluzione di acido solforico al 13% m/m ha una densità di 1,090 g/mL. Calcolare la concentrazione molare, molale e normale della soluzione.

Soluzione

massa di 1 L di soluzione = 1090 g

g di H_2SO_4 in 1 L di soluzione: $(1090 \text{ g} \times 13 \text{ g})/100 \text{ g} = 141,7 \text{ g}$

massa di solvente: $1090 \text{ g} - 141,7 \text{ g} = 948,3 \text{ g H}_2\text{SO}_4$

moli $\text{H}_2\text{SO}_4 = 948,3 \text{ g}/98 \text{ g mol}^{-1} = 1,45 \text{ mol}$

$[\text{H}_2\text{SO}_4] = 1,45 \text{ mol}/1\text{L} = 1,45 \text{ M}$

$m = 1,45 \text{ mol}/0,9483 \text{ kg} = 1,52 \text{ m}$

$N = Z^{eq} \times M = 2 \text{ eq mol}^{-1} \times 1,45 \text{ mol L}^{-1} = 2,90 \text{ eq/L}$

10. Un composto non volatile e non dissociato è formato da C = 15,66%; H = 5,37%; S = 42,12%; N = 36,93%. La sua massa molare è 76 g/mol. Determinare la formula molecolare del composto e calcolare l'abbassamento crioscopico della soluzione quando 2,332 grammi di questo composto sono solubilizzati in 236 mL di acqua ($d = 0,996 \text{ g/mL}$; $K_{cr} = 1,86^\circ\text{C kg mol}^{-1}$).

Soluzione

$C = 15,66\% \text{ mol} = 15,66 \text{ g}/12 \text{ g mol}^{-1} = 1,3 \text{ mol}/1,3 \text{ mol} = 1$

$H = 5,37\% \text{ mol} = 5,37 \text{ g}/1 \text{ g mol}^{-1} = 5,4 \text{ mol}/1,3 \text{ mol} = 4$

$S = 42,12\% \text{ mol} = 42,13 \text{ g}/32 \text{ g mol}^{-1} = 1,3 \text{ mol}/1,3 \text{ mol} = 1$

$N = 36,93\% \text{ mol} = 36,93 \text{ g}/14 \text{ g mol}^{-1} = 2,6 \text{ mol}/1,3 \text{ mol} = 2$

$\text{CH}_4\text{N}_2\text{S} \quad \text{MM} = (12 + 4 + 28 + 32) \text{ g mol}^{-1} = 76 \text{ g/mol}$

La formula minima corrisponde alla formula molecolare.

$\text{CH}_4\text{N}_2\text{S} = 2,332 \text{ g} \quad V_{\text{H}_2\text{O}} = 236 \text{ mL}$

$d = 0,966 \text{ g/mL}$

$K_{cr} = 1,86^\circ\text{C g mol}^{-1}$

$\text{g solvente} = 0,966 \text{ g/mL} \times 236 \text{ mL} = 228 \text{ g}$

$\text{mol soluto} = 2,332 \text{ g} \times 76 \text{ g/mol} = 0,031 \text{ mol}$

$m = \text{moli soluto}/\text{massa solvente (kg)} = 0,031/0,228 \text{ kg} = 0,136 \text{ mol/kg}$

$\Delta T_{cr} = K_{cr} \times i \times m = 1,86^\circ\text{C g mol}^{-1} \times 1 \times 0,136 \text{ mol/kg} = 0,25^\circ\text{C}$

11. Calcolare la concentrazione molare, molale e normale di una soluzione di acido cloridrico al 37,3% m/m sapendo che la sua densità è 1,175 g/mL.

Soluzione

In 100 g di soluzione sono contenuti 37,3 g di HCl

$$\text{mol HCl} = 37,3 \text{ g} / 36,46 \text{ g mol}^{-1} = 1,02 \text{ mol}$$

$$V \text{ 100 g di soluzione} = 1000 \text{ g} / 1,185 \text{ g mL}^{-1} = 844 \text{ mL}$$

$$M = 1,02 \text{ mol} / 0,844 \text{ L} = 12,1 \text{ mol/L}$$

$$\text{g solvente: } 100 \text{ g} - 37,3 \text{ g} = 62,7 \text{ g}$$

$$m = 1,02 \text{ mol} / 0,0627 \text{ kg} = 16,27 \text{ mol/kg}$$

$$N = Z^{eq} \times M = 1 \text{ eq mol}^{-1} \times 12,1 \text{ mol L}^{-1} = 12,1 \text{ eq/L}$$

12. 4 g di una sostanza a peso molecolare incognito sono solubilizzati in 100 g di un composto organico la cui K_{cr} è $5,12^\circ\text{C kg mol}^{-1}$. Sapendo che l'abbassamento crioscopico della soluzione rispetto al solvente puro è di $0,799^\circ\text{C}$, determinare il peso molecolare della sostanza incognita.

Soluzione

$$\Delta T_{cr} = K_{cr} \times i \times m \quad m = 0,799^\circ\text{C} / 5,12^\circ\text{C kg mol}^{-1} = 0,156 \text{ mol/kg}$$

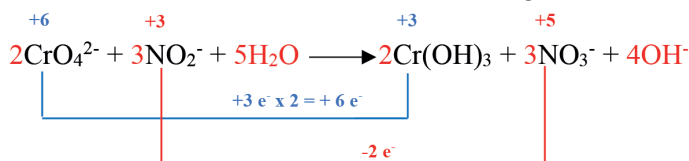
$$\text{mol} = 0,156 \text{ mol/kg} \times 0,100 \text{ kg} = 0,056 \text{ mol}$$

$$\text{mol} = \text{massa} / \text{MM} \quad \text{MM} = \text{massa} / \text{mol} = 4,0 \text{ g} / 0,056 \text{ mol} = 71,4 \text{ g mol}^{-1}$$

13. 12 mL di una soluzione di cromato di potassio 0,023 m ($d = 1,065 \text{ g/mL}$) sono necessari per titolare 32 mL di una soluzione di nitrito di sodio. Calcolare la concentrazione molare e normale della soluzione di nitrito di sodio.

Soluzione

La reazione di ossidoriduzione bilanciata è la seguente:



$$\text{K}_2\text{CrO}_4 = 0,023 \text{ m}$$

$$\text{massa soluzione} = \text{massa solvente} + \text{massa soluto} = 1000 \text{ g} + (0,023 \text{ moli} \times 194 \text{ g mol}^{-1}) = 1004,5 \text{ g}$$

$$\text{volume soluzione} = 1004,5 \text{ g} / 1,065 \text{ g mL}^{-1} = 943 \text{ mL}$$

$$[\text{K}_2\text{CrO}_4] = 0,023 \text{ mol} / 0,943 \text{ L} = 0,024 \text{ M}$$

$$\text{In } 12 \text{ mL le moli di } \text{K}_2\text{CrO}_4 \text{ sono: } 0,024 \text{ mol} \times 0,012 \text{ L} = 2,9 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{Le moli di } \text{NO}_2^- \text{ sono } 3/2 \text{ rispetto a quelle di } \text{CrO}_4^{2-}: 3/2 (2,9 \times 10^{-4} \text{ mol}) = 4,4 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$[\text{NaNO}_2] = 4,4 \times 10^{-4} \text{ mol} / 0,032 \text{ L} = 0,0138 \text{ M}$$

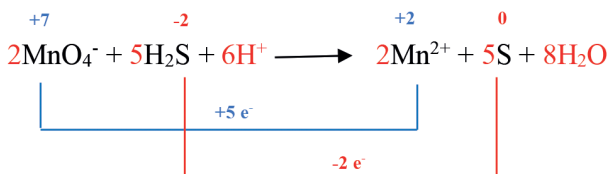
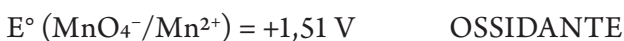
$$\text{N} = Z^{eq} \times \text{M} = 2 \text{ (eq/mol)} \times 0,0138 \text{ (moli/L)} = 0,0275 \text{ eq/L}$$

Rapporti ponderali nelle reazioni chimiche

1. Le coppie $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$ e $\text{S}/\text{H}_2\text{S}$ hanno potenziale standard di riduzione, rispettivamente, +1,51 V e +0,142 V. Scrivere la reazione di ossidoriduzione nel senso in cui avviene spontaneamente, identificare l'ambiente di reazione (acido o basico) e bilanciare. Calcolare inoltre quanti mL di una soluzione di permanganato di potassio 0,168 M sono necessari per ossidare completamente 125 mL di una soluzione di acido solfidrico 0,111 M.

Soluzione

La reazione avviene in ambiente acido come dimostrato dalla presenza del manganese con numero di ossidazione +2. La coppia con potenziale standard di riduzione maggiore è quella ossidante e quella con potenziale standard di riduzione inferiore è quella riducente, quindi:



Stefania Lamponi, University of Siena, Italy, stefania.lamponi@unisi.it, 0000-0002-2788-8797

Referee List (DOI 10.36253/fup_referee_list)

FUP Best Practice in Scholarly Publishing (DOI 10.36253/fup_best_practice)

Stefania Lamponi, *Chimica generale: esercizi svolti. Raccolta di esercizi con soluzioni dettagliate per la preparazione alla prova scritta dell'esame di Chimica generale*, © 2024 Author(s), CC BY-SA 4.0, published by Firenze University Press and USiena PRESS, ISBN 979-12-215-0581-8, DOI 10.36253/979-12-215-0581-8

$$\text{moli H}_2\text{S} = 0,125 \text{ L} \times 0,111 \text{ moli/L} = 1,39 \times 10^{-2} \text{ moli}$$

$$\text{moli KMnO}_4 = (0,0139/5) \times 2 = 5,55 \times 10^{-3} \text{ moli}$$

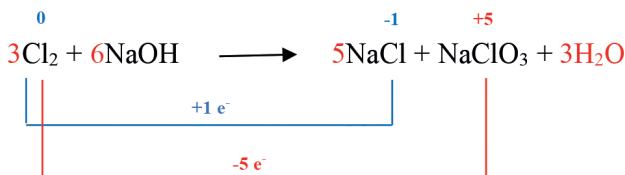
$$0,168 \text{ moli: } 1 \text{ L} = 5,55 \times 10^{-3} \text{ moli: } x \text{ L}$$

$$xL = 0,033 \text{ L}$$

2. Bilanciare la seguente reazione di ossidoriduzione e calcolare i grammi di cloruro di sodio che si ottengono facendo reagire 106 g di cloro con 92 g di idrossido di sodio.



Soluzione



$$\text{moli Cl}_2 = 106 \text{ g} / 70,8 \text{ g mol}^{-1} = 1,5 \text{ moli}$$

$$\text{moli NaOH} = 92 \text{ g} / 40 \text{ g mol}^{-1} = 2,3 \text{ moli}$$

Poiché il rapporto stechiometrico tra Cl_2 e NaOH non è di 1:1, per identificare il reagente limitante è necessario calcolare f , ovvero il rapporto tra il numero di moli di ciascun composto ed il proprio coefficiente stechiometrico:

$$f_{\text{Cl}_2} = 1,5 \text{ moli} / 3 = 0,5$$

$$f_{\text{NaOH}} = 2,3 \text{ moli} / 6 = 0,4 \quad \text{REAGENTE LIMITANTE}$$

$$\text{moli NaCl} = 5/6 \text{ moli NaOH} = (2,3 \text{ moli} / 6) \times 5 = 1,9 \text{ moli}$$

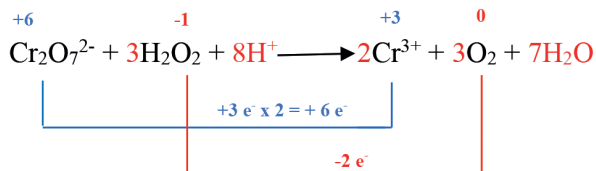
$$\text{massa NaCl} = 1,9 \text{ moli} \times \text{MM} = 1,9 \text{ moli} \times 58,4 \text{ g mol}^{-1} = 111 \text{ g}$$

3. I potenziali standard di riduzione delle coppie ione cromo/ione dicromato e ossigeno/acqua ossigenata, in ambiente acido, sono, rispettivamente, 1,232 V e 0,682 volt. Scrivere e bilanciare la reazione che avviene spontaneamente tra di loro. Indicare, per ogni specie, il numero di equivalenza assunto nella reazione in esame.

Soluzione

$$E^\circ (\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = +1,232 \text{ V} \quad \text{OSSIDANTE}$$

$$E^\circ (\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = +0,682 \text{ V} \quad \text{RIDUCENTE}$$



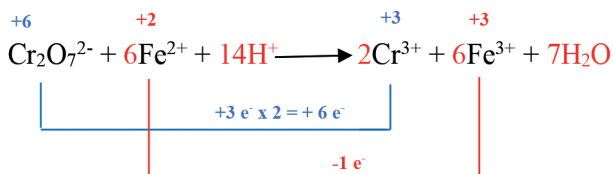
$$Z^{\text{eq}} \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 6 \text{ eq/mole}$$

$$Z^{\text{eq}} \text{Cr}^{3+} = 3 \text{ eq/mole}$$

$$Z^{\text{eq}} \text{H}_2\text{O}_2 = 2 \text{ eq/mole}$$

$$Z^{\text{eq}} \text{O}_2 = 2 \text{ eq/mole}$$

4. Calcolare la massa ed il numero di equivalenti di solfato ferroso che sono ossidati da 25,5 g di bicromato di potassio in soluzione acida.

Soluzione


$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 25,5 \text{ g}$$

$$n^\circ (\text{eq}) = 25,5 \text{ g} / \text{ME}$$

$$\text{ME} = \text{MM} (\text{g mol}^{-1}) / Z^{\text{eq}} (\text{moleq}^{-1}) = 294 (\text{g mol}^{-1}) / 6 (\text{moleq}^{-1}) = 49 \text{ g eq}^{-1}$$

$$n^{\text{eq}} (\text{eq}) \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 25,5 \text{ g} / 49 \text{ g eq}^{-1} = 0,52 \text{ eq}$$

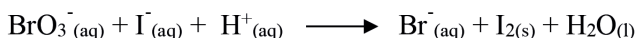
$$n^{\text{eq}} (\text{eq}) \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = n^\circ (\text{eq}) \text{FeSO}_4$$

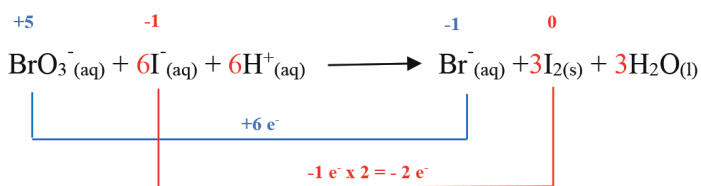
$$n^{\text{eq}} (\text{eq}) \text{FeSO}_4 = \text{massa} (\text{g}) / \text{ME} (\text{g eq}^{-1})$$

$$\text{ME} \text{FeSO}_4 = \text{MM} / Z^{\text{eq}} = 152 \text{ g mol}^{-1} / 1 \text{ mol eq}^{-1} = 152 \text{ g eq}^{-1}$$

$$\text{massa} \text{FeSO}_4 = n^{\text{eq}} (\text{eq}) \times \text{ME} = 0,52 \text{ eq} \times 152 \text{ g eq}^{-1} = 79 \text{ g}$$

5. 1,211 g di acido bromico sono fatti reagire in ambiente acido con 1,708 g di ioduro di potassio. Calcolare la massa di I₂ che si forma dalla reazione (da bilanciare).



Soluzione

$$\text{moli HBrO}_3 = \text{massa/MM} = 1,211 \text{ g} / 139 \text{ g mol}^{-1} = 9,4 \times 10^{-3} \text{ moli}$$

$$\text{moli KI} = 1,708 \text{ g} / 166 \text{ g mol}^{-1} = 1,03 \times 10^{-2} \text{ moli}$$

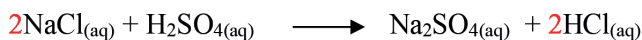
$$f\text{BrO}_3^- = 9,4 \times 10^{-3} \text{ moli} / 1 = 9,4 \times 10^{-3}$$

$$f\text{I}^- = 1,03 \times 10^{-2} \text{ moli} / 6 = 1,7 \times 10^{-3} \text{ REAGENTE LIMITANTE}$$

$$\text{moli I}_2 = \frac{1}{2} \text{ moli I}^- = 1,03 \times 10^{-2} \text{ moli} / 2 = 5,1 \times 10^{-3} \text{ moli}$$

$$\text{massa I}_2 = \text{moli} \times \text{MM} = 5,1 \times 10^{-3} \text{ moli} \times 253,8 \text{ g mol}^{-1} = 1,306 \text{ g}$$

6. Un eccesso di cloruro di sodio è fatto reagire con 150 g di acido solforico. Scrivere e bilanciare la reazione che avviene tra i due composti e calcolare la massa in grammi di solfato di sodio e acido cloridrico che si formano.

Soluzione

$$\text{moli H}_2\text{SO}_4 = \text{massa/MM} = 150 \text{ g} / 98 \text{ g mol}^{-1} = 1,53 \text{ mol}$$

$$\text{moli H}_2\text{SO}_4 = \text{moli Na}_2\text{SO}_4 = 1,53 \text{ mol}$$

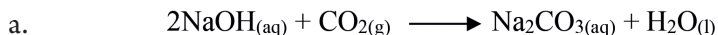
$$\text{massa Na}_2\text{SO}_4 = 1,53 \text{ mol} \times (46 + 32 + 64) \text{ g mol}^{-1} = 139 \text{ g mol}^{-1} = 217,3 \text{ g}$$

$$\text{moli HCl} = 2 \times \text{mol H}_2\text{SO}_4 = 3,06 \text{ mol}$$

$$\text{massa HCl} = \text{moli} \times \text{MM} = 3,06 \text{ mol} \times 36,5 \text{ g mol}^{-1} = 111,4 \text{ g}$$

7. Facendo assorbire diossido di carbonio gassoso in una soluzione acquosa di idrossido di sodio si può ottenere carbonato di sodio o bicarbonato di sodio. Scrivere e bilanciare le due reazioni. Inoltre, supponendo che la resa di entrambe le reazioni sia del 100%, calcolare il volume di anidride carbonica, misurato a 23°C ed alla pressione di 790 mmHg, che deve essere fatto assorbire in 750 mL di una soluzione 0,65 M di idrossido di sodio per ottenere:

- a. carbonato di sodio
 b. bicarbonato di sodio.

Soluzione


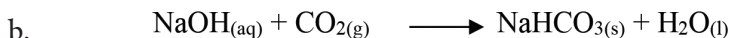
Rapporto moli NaOH e moli CO₂ = 2:1

$$\text{moli NaOH} = 0,759 \text{ l} \times 0,65 \text{ moli L}^{-1} = 0,488 \text{ mol}$$

$$\text{moli CO}_2 = \frac{1}{2} \text{ moli NaOH} = 0,488 \text{ mol} / 2 = 0,244 \text{ mol}$$

$$PV = n \times R \times T$$

$$V = n \times R \times T / P = [0,244 \text{ mol} \times 0,0821 \text{ (atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times 296,15 \text{ K}] / 1,05 \text{ atm} = 5,65 \text{ L}$$



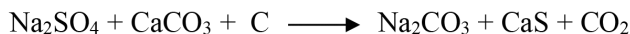
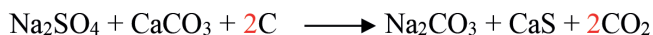
Rapporto moli NaOH e moli CO₂ = 1:1

$$\text{moli NaOH} = \text{moli CO}_2$$

$$\text{moli CO}_2 = 0,488 \text{ mol}$$

$$V_{\text{CO}_2} = 5,65 \text{ L} \times 2 = 11,3 \text{ L}$$

8. Calcolare le masse di carbonato di calcio e di carbonio che reagiscono con il solfato di sodio e la massa di solfuro di calcio prodotta quando 85 g di solfato di sodio sono fatti reagire con quantità stechiometriche di carbonato di calcio e carbonio secondo la seguente reazione (da bilanciare):


Soluzione


$$\text{moli Na}_2\text{SO}_4 = \text{massa} / \text{MM} = 85 \text{ g} / 142 \text{ g mol}^{-1} = 0,6 \text{ mol}$$

$$\text{moli Na}_2\text{SO}_4 = \text{moli CaCO}_3 = 0,6 \text{ mol}$$

$$\text{massa CaCO}_3 = 0,6 \text{ mol} \times 100 \text{ g mol}^{-1} = 60 \text{ g}$$

$$\text{moli Na}_2\text{SO}_4 = \frac{1}{2} \text{ moli C}$$

moli C = 1,2 mol

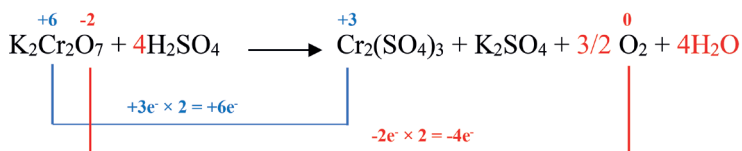
massa C = 1,2 mol \times 12 g mol⁻¹ = 14,4 g

moli Na₂SO₄ = moli CaS = 0,6 mol

massa CaS = 0,6 mol \times 72,1 g mol⁻¹ = 43,3 g

9. Dalla reazione ottenuta riscaldando il bicromato di potassio con acido solforico concentrato, si ottengono solfato di cromo (III), solfato di potassio ed ossigeno gassoso. Scrivere e bilanciare la reazione e calcolare il volume di ossigeno che si sviluppa alla temperatura di 135°C ed alla pressione di 1,50 atm quando si riscaldano 1,8 g di bicromato di potassio con un eccesso di acido solforico.

Soluzione



moli K₂Cr₂O₇ = 1,8 g / 294 g mol⁻¹ = 6,12 \times 10⁻³ mol

rapporto moli K₂Cr₂O₇ / moli O₂ = 1:1,5

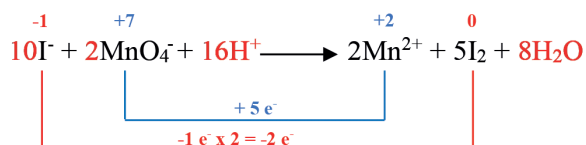
moli O₂ = 1,5 \times moli K₂Cr₂O₇ = 6,12 \times 10⁻³ mol \times 1,5 = 9,18 \times 10⁻³ mol

PV = n \times R \times T

V = n \times R \times T / P = [9,18 \times 10⁻³ mol \times 0,0821 (atm L mol⁻¹ K⁻¹) \times 408 K] / 1,5 atm = 0,205 L

10. Per ossidare in ambiente acido lo ioduro di potassio presente in 64 mL di una soluzione acquosa, a I₂, sono necessari 34,6 mL di una soluzione di permanganato di potassio 0,1 N. Scrivere e bilanciare la reazione che avviene tra lo ioduro di potassio ed il permanganato in ambiente acido, e calcolare la quantità in grammi di ioduro di potassio contenuti in 650 mL di soluzione.

Soluzione



$$V \text{ sol KI} = 64 \text{ mL} \quad V \text{ sol KMnO}_4 = 34,6 \text{ mL}$$

$$N \text{ (eq/L)} = M \text{ (mol/L)} \times Z^{eq} \text{ (eq/mol)}$$

$$[\text{KMnO}_4] = 0,1 \text{ eq L}^{-1} / 5 \text{ eq mol}^{-1} = 0,02 \text{ M}$$

$$\text{moli KMnO}_4 \text{ in } 34,6 \text{ mL} = 0,0346 \text{ L} \times 0,02 \text{ moli/L} = 6,92 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{moli KI} = \text{moli KMnO}_4 \times 5 = (6,92 \times 10^{-4} \text{ mol}) \times 5 = 3,46 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{KI}] = 3,46 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,064 \text{ L} = 5,4 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{moli KI in } 0,650 \text{ L} = 5,4 \times 10^{-2} \text{ moli/L} \times 0,650 \text{ L} = 3,5 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

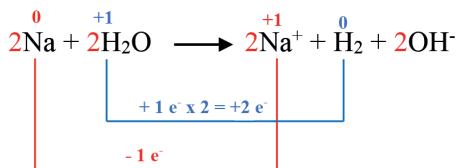
$$\text{massa KI} = 3,5 \times 10^{-2} \text{ mol} \times 166 \text{ g/mol} = 5,8 \text{ g}$$

11. 1,5 g di sodio metallico vengono fatti reagire completamente con 1 L di acqua secondo la seguente reazione da bilanciare:



Calcolare la concentrazione degli ioni Na^+ e OH^- in soluzione ed il volume misurato alle condizioni standard di H_2 gassoso che si sviluppa dalla reazione.

Soluzione



$$\text{moli Na} = \text{moli Na}^+ = 2 \times \text{moli H}_2 = 1,5 \text{ g} / 23 \text{ g mol}^{-1} = 0,065 \text{ mol}$$

$$[\text{Na}^+] = [\text{OH}^-] = 0,065 \text{ M}$$

$$\text{moli H}_2 = \frac{1}{2} \text{ moli Na}^+ = 0,065 / 2 = 0,0325 \text{ mol}$$

$$P \times V = n \times R \times T$$

$$V = n \times R \times T / P = [0,0325 \text{ mol} \times 0,0821 \text{ (atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times 273,15 \text{ K}] / 0,99 \text{ atm} = 0,736 \text{ L}$$

- b. moli $\text{SnCl}_2 = \text{moli Sn}^{2+} = 0,040 \text{ L} \times 0,250 \text{ mol L}^{-1} = 0,01 \text{ mol}$
 moli $\text{KMnO}_4 = 2/5 \text{ mol SnCl}_2 = 2/5 \times 0,01 = 4 \times 10^{-3} \text{ mol}$
 $0,230 \text{ mol KMnO}_4 = 1 \text{ L} = 4 \times 10^{-3} \text{ mol} : x \text{ L}$
 $x \text{ L} = 0,0174 \text{ L}$

14. Calcolare quanti grammi di idrossido di alluminio si devono far reagire con 200 mL di una soluzione 1.0 N di acido solforico per ottenere solfato di alluminio, considerando che la resa della reazione sia del 100%.

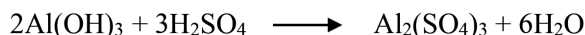
Soluzione

- a. Calcolo con gli equivalenti:

$$n^{\text{eq}} (\text{eq}) \text{ di Al(OH)}_3 = n^{\text{eq}} (\text{eq}) \text{ H}_2\text{SO}_4 = C_N \times V = 1 \text{ eq L}^{-1} \times 0,200 \text{ L} = 0,20 \text{ eq}$$

$$\text{massa Al(OH)}_3 = n^{\text{eq}} (\text{eq}) \times (\text{MM}/Z^{\text{eq}}) = 0,20 \text{ eq} \times (78 \text{ g mol}^{-1})/3 \text{ eq mol}^{-1} = 5,20 \text{ g}$$

- b. Calcolo con le moli:



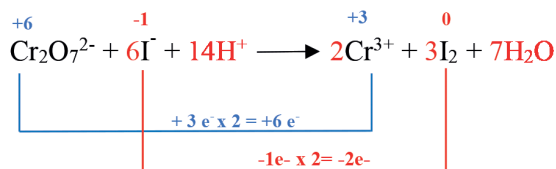
$$\text{rapporto moli Al(OH)}_3 / \text{moli H}_2\text{SO}_4 = 2/3$$

$$\text{moli Al(OH)}_3 = 2/3 \text{ moli H}_2\text{SO}_4 = 2/3 \cdot 0,10 \text{ mol} = 0,067 \text{ mol}$$

$$\text{massa Al(OH)}_3 = 0,067 \text{ mol} \times 78 \text{ g mol}^{-1} = 5,2 \text{ g}$$

15. Una soluzione di bicromato di potassio viene fatta reagire in ambiente acido con un eccesso di ioduro di potassio. Scrivere e bilanciare la reazione di ossidoriduzione che avviene tra le due specie chimiche e calcolare quanti grammi di bicromato di potassio devono essere fatti reagire affinché si formino 125 mL di una soluzione 0,0523 N di I_2 .

Soluzione



$$n^{\text{eq}} (\text{eq}) \text{I}_2 = N \times V_{\text{soluzione}} = 0,0523 \text{ eq/L} \times 0,125 \text{ L} = 6,54 \times 10^{-3} \text{ eq}$$

$$\text{ME} = \text{MM}/Z^{\text{eq}} = 294,2 \text{ g mol}^{-1}/6 \text{ eq mol}^{-1} = 49 \text{ g/eq}$$

$$\text{massa K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 49 \text{ g/eq} \times (6,54 \times 10^{-3}) \text{ eq} = 0,321 \text{ g}$$

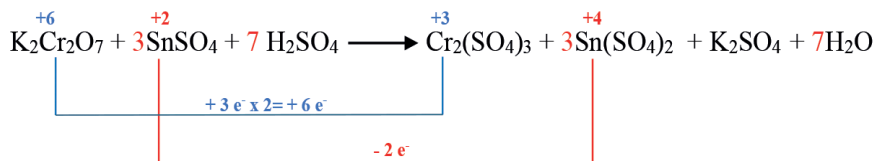
16. Bilanciare la seguente reazione di ossidoriduzione scritta in forma neutra:



e calcolare:

- il numero di equivalenti e la massa di solfato stannoso che sono ossidati da 625 mL di una soluzione $3,9 \times 10^{-2} \text{ M}$ di bicromato di potassio;
- la concentrazione normale della soluzione di bicromato di potassio.

Soluzione



a.

$$\text{moli K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = (3,9 \times 10^{-2}) \text{ moli/L} \times 0,625 \text{ L} = 0,0244 \text{ mol}$$

$$\text{massa K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 0,0244 \text{ mol} \times 294 \text{ g mol}^{-1} = 7,17 \text{ g}$$

$$\text{ME}_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 294 \text{ g mol}^{-1}/6 \text{ mol eq}^{-1} = 49 \text{ g eq}^{-1}$$

$$n^{\text{eq}} (\text{eq})_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \text{massa (g)} / \text{ME (g eq}^{-1}) = 7,17 \text{ g}/49 \text{ g eq}^{-1} = 0,146 \text{ eq}$$

$$n^{\text{eq}} (\text{eq})_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = n^{\text{eq}} (\text{eq})_{\text{SnSO}_4} = 0,146 \text{ eq}$$

b.

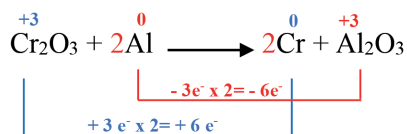
$$N = \text{eq}/V$$

$$N_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,146 \text{ eq}/0,625 \text{ L} = 0,234 \text{ eq/L}$$

17. Bilanciare la seguente reazione di ossidoriduzione e calcolare i grammi di cromo che si ottengono facendo reagire 150 g di triossido di cromo e 85 g di alluminio:



Soluzione



$$\text{moli Cr}_2\text{O}_3 = 150 \text{ g} / 152 \text{ g mol}^{-1} = 0,99 \text{ mol}$$

$$\text{moli Al} = 85 \text{ g} / 27 \text{ g mol}^{-1} = 3,1 \text{ mol}$$

$$f_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = 0,99 \text{ mol} / 1 = 0,99 \quad \text{REAGENTE LIMITANTE}$$

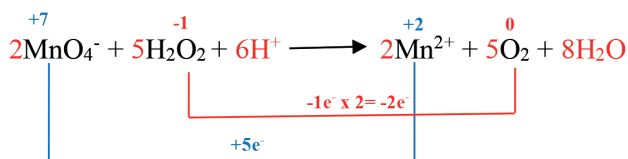
$$f_{\text{Al}} = 3,1 \text{ mol} / 2 = 1,6$$

$$\text{moli Cr} = 2 \times \text{moli Cr}_2\text{O}_3 = 2 \times 0,99 \text{ mol} = 1,98 \text{ mol}$$

$$\text{massa Cr} = 1,98 \text{ mol} \times 52 \text{ g mol}^{-1} = 103 \text{ g}$$

18. 45 cm³ di una soluzione di permanganato di potassio 0,111 M sono utilizzati per titolare in ambiente acido 150 mL di una soluzione di perossido di idrogeno. Calcolare la concentrazione della soluzione di perossido.

Soluzione



$$\text{moli KMnO}_4 = 0,045 \text{ L} \times 0,111 \text{ moli L}^{-1} = 5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{moli H}_2\text{O}_2 = 5/2 \text{ moli KMnO}_4 = 5/2 (5,0 \times 10^{-3} \text{ mol}) = 0,012 \text{ mol}$$

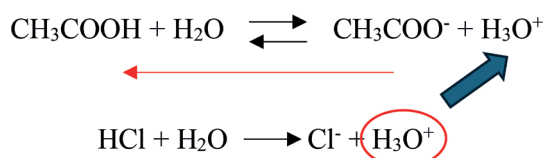
$$[\text{KMnO}_4] = 0,012 \text{ mol} / 0,150 \text{ L} = 0,083 \text{ M}$$

Equilibri in soluzione acquosa: acidi e basi forti e deboli, idrolisi, soluzioni tampone, titolazioni acido-base

1. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta aggiungendo 0,5 mL di una soluzione di acido cloridrico al 37% m/m ($d = 1,18 \text{ g/mL}$) a 740 mL di una soluzione di acido acetico 1,58 M. $K_a = 1,810^{-5}$.

Soluzione

In questa soluzione sono presenti due acidi, uno forte, HCl, ed uno debole, CH₃COOH. La concentrazione degli ioni H₃O⁺ che derivano dall'acido forte spostano l'equilibrio di dissociazione dell'acido debole. Ai fini del calcolo del pH è necessario valutare l'effetto degli ioni H₃O⁺ che derivano da HCl nel diminuire la concentrazione degli stessi ioni che derivano dall'acido debole.



$$d_{\text{HCl}} = 1,18 \text{ g/mL} \quad \text{massa di 1 L di soluzione} = 1180 \text{ g}$$

$$\text{g HCl} = (1180 \times 37) \text{ g} / 100 \text{ g} = 436,6 \text{ g}$$

$$\text{moli HCl} = 436,6 \text{ g} / 36,4 \text{ g mol}^{-1} = 12 \text{ mol}$$

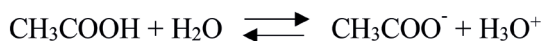
$$[\text{HCl}] = 12 \text{ mol} / 1 \text{ L} = 12 \text{ M}$$

$$\text{moli di HCl in } 0,5 \text{ mL} = 5 \times 10^{-4} \text{ L} \times 12 \text{ mol/L} = 6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{mol CH}_3\text{COOH} = 1,58 \text{ mol/L} \times 0,750 \text{ L} = 1,185 \text{ mol}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 1,185 \text{ mol} / 0,755 \text{ L} = 1,57 \text{ M}$$

$$[\text{HCl}] = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HCl}} = 6 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,755 \text{ L} = 8 \times 10^{-3} \text{ M}$$



	I	1,57 M	-	-	
Eq		(1,57 - x) M	x M	[x + (8 × 10 ⁻³)] M	



	I	8 × 10 ⁻³ M	-	-	
	II	-	8 × 10 ⁻³ M	8 × 10 ⁻³ M	

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5} = x [x + (8 \times 10^{-3})] / (1,57 - x)$$

Si possono trascurare le moli di acido acetico che si ionizzano rispetto a quelle iniziali perché la concentrazione dell'acido è elevata ed il valore numerico della sua K_a è piccolo, quindi:

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5} = x [x + (8 \times 10^{-3})] / 1,57$$

$$x^2 + (8 \times 10^{-3})x - (2,8 \times 10^{-5}) = 0$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 2,6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{Tot}} = (2,6 \times 10^{-3} + 8 \times 10^{-3}) \text{ M} = 1,06 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(1,06 \times 10^{-2}) = 1,97$$

2. 25 mL di acido perclorico 1,05 M sono mescolati con un volume incognito di una soluzione dello stesso acido a concentrazione 0,785 M. Il volume della soluzione viene portato a 150 mL. Sapendo che il pH della soluzione finale è 0,182, calcolare il volume della soluzione incognita di acido perclorico.

Soluzione

$$\text{a. } [\text{HClO}_4] = 1,05 \text{ MV} = 25 \text{ mL}$$

$$\text{b. } [\text{HClO}_4] = 0,785 \text{ MV} = ?$$

$$\text{pH} = 0,182$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{Tot}} = 10^{-0,182} = 0,66 \text{ M}$$

$$\text{moli H}_3\text{O}^+ \text{ in } 150 \text{ mL} = 0,150 \text{ L} \times 0,66 \text{ moli/L} = 0,099 \text{ mol}$$

$$\text{moli HClO}_4 \text{ a)} = 1,05 \text{ moli/L} \times 0,025 \text{ L} = 0,026 \text{ mol}$$

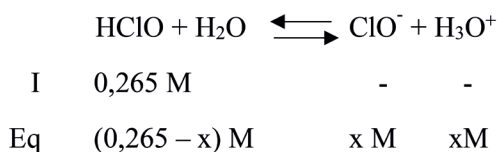
$$\text{moli HClO}_4 \text{ b)} = 0,099 \text{ moli tot} - 0,026 \text{ moli a)} = 0,073 \text{ mol}$$

$$V_{\text{b)}} = (0,073 \text{ mol} \times 1\text{L}) / 0,785 \text{ moli L}^{-1} = 0,093 \text{ L}$$

3. Calcolare il pH di 75 mL di una soluzione acquosa di acido ipocloroso 0,265 M ($K_a = 3,0 \times 10^{-8}$) e la variazione di pH della soluzione quando vi vengono aggiunti 30 mL di una soluzione di idrossido di potassio 0,66 M.

Soluzione

L'acido ipocloroso è debole e l'equilibrio di ionizzazione in acqua è il seguente:



Poiché l'acido è molto debole, come dimostrato dal valore della $K_a = 3,0 \times 10^{-8}$, e la sua concentrazione iniziale elevata, si possono trascurare, ai fini del calcolo, le moli di acido che si ionizzano rispetto a quelle iniziali:

$$K_a = [\text{ClO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{HClO}] = x^2 / 0,265 = 3,0 \times 10^{-8}$$

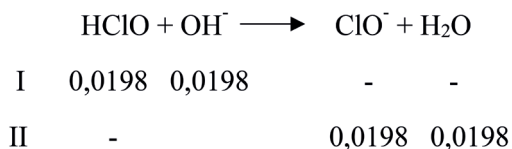
$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{(3,0 \times 10^{-8}) \times 0,265} = 8,9 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log 8,9 \times 10^{-5} = 4,05$$

$$\text{mol HClO} = 0,265 \text{ mol/L} \times 0,075 \text{ L} = 0,0198 \text{ mol}$$

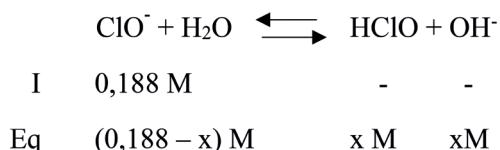
$$\text{mol KOH} = \text{mol OH}^- = 0,66 \text{ mol/L} \times 0,030 \text{ L} = 0,0198 \text{ mol}$$

La reazione di neutralizzazione tra l'acido debole e la base forte è la seguente:



$$[\text{ClO}^-] = 0,0198 \text{ mol} / 0,105 \text{ L} = 0,188 \text{ M}$$

Dato che le moli di acido sono numericamente uguali alle moli di base forte, al termine della neutralizzazione rimane in soluzione lo ione ipoclorito che, essendo la base coniugata di un acido debole, da idrolisi:



La K_b dello ione ipoclorito si calcola dalla seguente relazione:

$$K_a \times K_b = K_w$$

$$(3,0 \times 10^{-8}) \times K_b = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_b = 3,3 \times 10^{-7} = [\text{HClO}] \times [\text{OH}^-] / [\text{ClO}^-] = x^2 / 0,188$$

Anche in questo caso, dato che la concentrazione iniziale dello ione ipoclorito è elevata e la sua costante basica piccola, possiamo trascurare nei calcoli le moli di ione ipoclorito che si ionizzano rispetto a quelle iniziali.

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{(3,3 \times 10^{-7}) \times 0,188} = 2,5 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log 2,5 \times 10^{-4} = 3,6$$

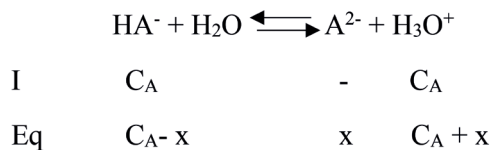
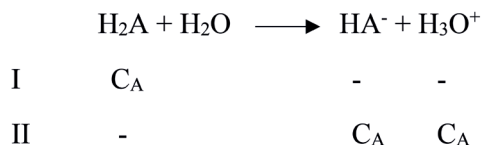
$$\text{pH} = 10,4$$

$$\Delta\text{pH} = 6,35$$

4. Una soluzione acquosa di un acido bprotico generico H_2A ha un pH di 1,55. Calcolare la concentrazione iniziale dell'acido sapendo che $K_{a1} \gg 1$ e $K_{a2} = 2,4 \times 10^{-3}$.

Soluzione

A causa della differenza tra gli ordini di grandezza delle due costanti acide, ai fini del calcolo del pH è necessario considerare entrambe le reazioni di ionizzazione:



Dove con C_A viene indicata la concentrazione iniziale dell'acido.

$$[H_3O^+]_{Tot} = C_A + x = 10^{-pH} = 10^{-1,55} = 0,028 \text{ M}$$

$$C_A = 0,028 - x$$

$$K_{a2} = 2,4 \times 10^{-3} = [x(C_A + x)] / C_A - x$$

$$x = 2,2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$C_A = 0,028 - 0,0022 = 0,026 \text{ M}$$

5. 150 mL di un acido forte generico HA in fase gassosa e alle condizioni standard, sono fatti assorbire a 465 mL di una soluzione 0,027 M di idrossido di sodio. Altri 150 mL di acido sono invece fatti assorbire a 530 mL di ammoniaca 0,0125 M. Calcolare il pH delle due soluzioni. $K_b NH_3 = 1,8 \times 10^{-5}$.

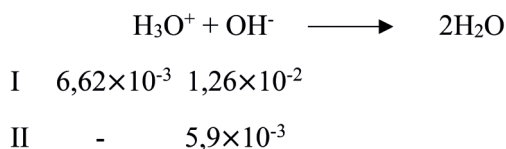
Soluzione

E' possibile calcolare il numero di moli dell'acido dall'equazione di stato dei gas ideali e, poiché l'acido è forte, il numero di moli di HA corrisponderà anche a quello di ioni H_3O^+ :

a. $P \times V = n \times R \times T$ $n = P \times V / R \times T$
 $\text{mol HA} = \text{mol H}_3\text{O}^+ = (0,99 \text{ atm} \times 0,150 \text{ L}) / (0,821 \text{ atm L mol}^{-1}\text{K}^{-1} \times 273\text{K}) = 6,62 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$\text{mol OH}^- = 0,027 \text{ mol/L} \times 0,465 \text{ L} = 1,26 \times 10^{-2} \text{ mol}$

La reazione di neutralizzazione tra l'acido e la base entrambi forti è la seguente:



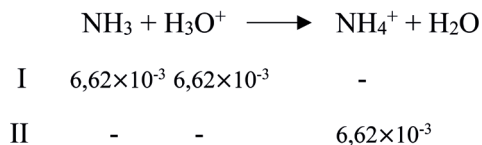
Le moli di base sono in eccesso rispetto a quelle di acido, quindi:
 eccesso moli $\text{OH}^- = (1,26 \times 10^{-2} - 6,62 \times 10^{-3}) \text{ mol} = 5,9 \times 10^{-3} \text{ mol}$

$[\text{OH}^-] = 5,9 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,465 \text{ L} = 1,28 \times 10^{-2} \text{ M}$

$\text{pOH} = 1,89$ $\text{pH} = 12,11$

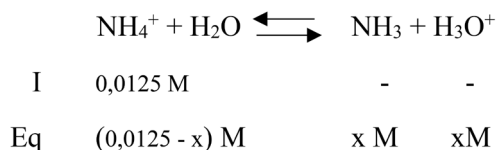
b. $\text{moli NH}_3 = 0,0125 \text{ moli/L} \times 0,530 \text{ L} = 6,62 \times 10^{-3} \text{ mol}$

In questo caso la base è debole ed avviene la seguente reazione di neutralizzazione tra l'ammoniaca e gli ioni H_3O^+ dell'acido forte:



Al termine della neutralizzazione rimane in soluzione solo lo ione ammonio quaternario che essendo un acido coniugato di una base debole, si idrolizza:

$[\text{NH}_4^+] = 6,62 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,530 \text{ L} = 0,0125 \text{ M}$



Conoscendo il valore della K_b dell'ammoniaca, è possibile calcolare la K_a dello ione ammonio quaternario:

$$K_a \times K_b = K_w$$

$$K_a \times (1,8 \times 10^{-5}) = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_a = 5,6 \times 10^{-10} = [\text{NH}_3] \times [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{NH}_4^+] = x^2 / 0,0125$$

Anche in questo caso, poiché la K_a dello ione ammonio quaternario è piccola e la concentrazione relativamente elevata, possono essere trascurate le moli di NH_4^+ che si ionizzano rispetto a quelle iniziali:

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{(5,6 \times 10^{-10}) \times 0,0125} = 2,6 \times 10^{-6} \text{ M}$$

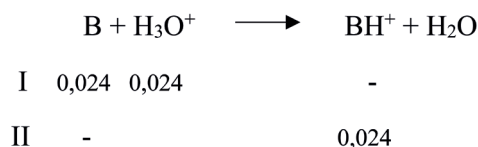
$$\text{pH} = 5,58$$

6. A 300 mL di una soluzione di una base debole monofunzionale generica 0,0798 M viene aggiunta la quantità stechiometrica di un acido forte generico corrispondente ad un volume di 50 cm³. Il pH del punto equivalente è 3,62. Calcolare la K_b della base.

Soluzione

$$\text{moli B} = 0,300 \text{ L} \times 0,0798 \text{ moli/L} = 0,024 \text{ mol}$$

La reazione di neutralizzazione è la seguente:

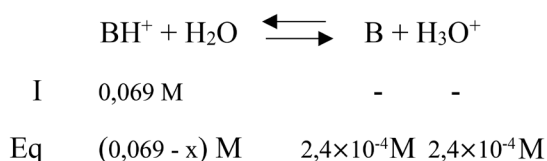


Al punto equivalente in soluzione è presente solo BH^+ .

$$[\text{BH}^+] = 0,024 \text{ mol} / 0,350 \text{ L} = 0,069 \text{ M}$$

La concentrazione degli ioni H_3O^+ che derivano dall'equilibrio di BH^+ sono calcolabili dal valore di pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3,62} = 2,4 \times 10^{-4} \text{ M}$$



$$K_a BH^+ = (2,4 \times 10^{-4}) \times (2,4 \times 10^{-4}) / 0,069 = 8,4 \times 10^{-7}$$

Dalla seguente relazione è possibile calcolare K_b :

$$K_a \times K_b = K_w$$

$$K_b = 1,0 \times 10^{-14} / 8,4 \times 10^{-7} = 1,2 \times 10^{-8}$$

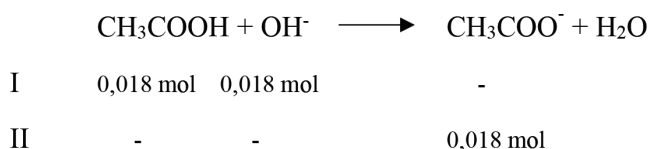
7. Calcolare il pH della soluzione ottenuta aggiungendo 150 mL di una soluzione di acido acetico 0,12 M a 150 mL di una soluzione di idrossido di sodio 0,12 M. $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$.

Soluzione

$$\text{moli } CH_3COOH = 0,12 \text{ moli/L} \times 0,150 \text{ L} = 0,018 \text{ mol}$$

$$\text{moli } NaOH = 0,12 \text{ moli/L} \times 0,150 \text{ L} = 0,018 \text{ mol}$$

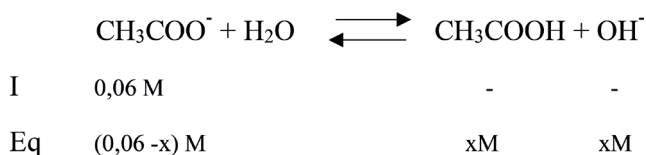
Di seguito è riportata la reazione di neutralizzazione tra l'acido debole e la base forte:



Dopo la neutralizzazione rimane in soluzione solo lo ione acetato la cui concentrazione molare è la seguente:

$$[CH_3COO^-] = 0,018 \text{ mol} / 0,300 \text{ L} = 0,06 \text{ M}$$

Lo ione acetato essendo la base coniugata di un acido debole si idrolizza:



Dalla seguente relazione è possibile calcolare la K_b dello ione acetato:

$$K_a \times K_b = K_w$$

$$K_b = 1,0 \times 10^{-14} / 1,8 \times 10^{-5} = 5,6 \times 10^{-10}$$

$$K_b = [CH_3COOH] [OH^-] / [CH_3COO^-] = x^2 / 0,06 = 5,6 \times 10^{-10}$$

Si trascurano le moli di ione acetato che si idrolizzano rispetto a quelle iniziali perchè la sua concentrazione molare è relativamente elevata e la costante basica bassa.

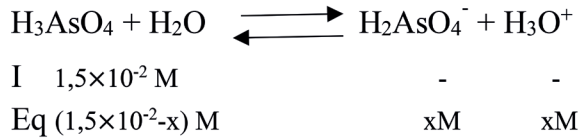
$$x = \sqrt{(5,6 \times 10^{-10}) \times 0,06} = 5,810^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = -\log(5,810^{-6}) = 5,24 \quad \text{pH} = 14 - 5,24 = 8,76$$

8. Calcolare il pH di una soluzione $1,5 \times 10^{-2}$ M di acido arsenico. $K_{a1} = 5,8 \times 10^{-3}$; $K_{a2} = 1,1 \times 10^{-7}$; $K_{a3} = 3,2 \times 10^{-12}$.

Soluzione

A causa della differenza tra gli ordini di grandezza tra le costanti acide, ai fini del calcolo del pH si considera solo la concentrazione degli ioni H_3O^+ che derivano dalla prima dissociazione.

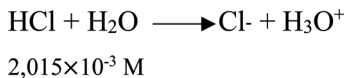


$$K_{a1} = x^2 / (1,5 \times 10^{-2} - x) = 5,8 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$x = 6,9 \times 10^{-3} \text{ M} \quad \text{pH} = 2,16$$

9. Calcolare il pH della soluzione ottenuta aggiungendo 775 mL di una soluzione acquosa di ammoniaca $1,3 \times 10^{-3}$ M a 500 mL di una soluzione acquosa di acido cloridrico $2,015 \times 10^{-3}$ M. $K_b = 1,8 \times 10^{-5}$.

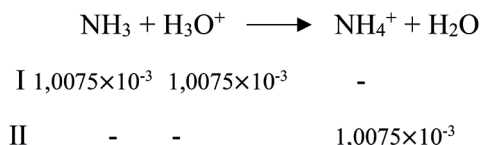
Soluzione



$$\text{moli NH}_3 = 0,775 \text{ L} \times (1,3 \times 10^{-3}) \text{ moli/L} = 1,0075 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{moli HCl} = \text{moli H}_3\text{O}^+ = 0,500 \text{ L} \times (2,015 \times 10^{-3}) \text{ moli/L} = 1,0075 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

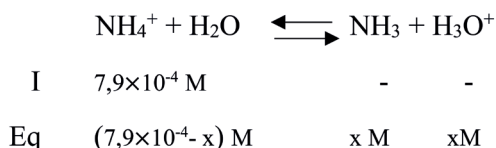
La reazione di neutralizzazione tra la base debole e l'acido forte è la seguente:



Il prodotto della neutralizzazione è lo ione ammonio quaternario, la cui concentrazione molare è:

$$[\text{NH}_4^+] = 1,0075 \times 10^{-3} / 1,275 \text{ L} = 7,9 \times 10^{-4} \text{ M}$$

Lo ione ammonio quaternario essendo l'acido coniugato di una base debole, si idrolizza:



Dalla seguente relazione è possibile calcolare la costante acida dello ione ammonio quaternario:

$$K_a \times K_b = K_w$$

$$K_a \times (1,8 \times 10^{-5}) = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_a = 5,6 \times 10^{-10} = [\text{NH}_3] \times [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{NH}_4^+]$$

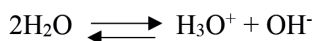
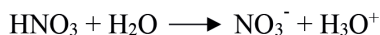
Le moli di ione ammonio quaternario che si idrolizzano si trascurano rispetto a quelle iniziali anche se la sua concentrazione è dell'ordine di 10^{-4} M :

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = x = \sqrt{(5,6 \times 10^{-10}) \times (7,9 \times 10^{-4})} = 6,6 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 6,18$$

10. Calcolare il pH di una soluzione $1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$ di acido nitrico.

Soluzione



$$\text{pH} = -\log(1,0 \times 10^{-7}) = 7 \quad \text{NON È POSSIBILE}$$

L'acido nitrico è un acido forte, quindi in acqua si ionizza completamente, formando $1,0 \times 10^{-7}$ moli/L di ioni H_3O^+ . Il pH della soluzione risulterebbe quindi uguale a 7, ma ciò non è possibile. In questo caso, poiché l'acido è molto diluito, bisogna considerare anche la dissociazione dell'acqua, che contribuisce alla concentrazione degli ioni H_3O^+ . Di conseguenza, il pH della soluzione sarà leggermente inferiore a 7, poiché la presenza dell'acido nitrico, seppur in quantità molto piccole, aumenta la concentrazione degli ioni H_3O^+ rispetto al valore dell'acqua pura.

$$K_w = \{[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HNO}_3} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}}\} \times [\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}} = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_w = \{[1,0 \times 10^{-7}]_{\text{HNO}_3} + [x]_{\text{H}_2\text{O}}\} \times [x]_{\text{H}_2\text{O}} = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = [\text{OH}^-]_{\text{H}_2\text{O}} = 6,2 \times 10^{-8} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{Tot}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HNO}_3} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{H}_2\text{O}} = (1,0 \times 10^{-7} + 6,2 \times 10^{-8})$$

$$M = 1,6 \times 10^{-7} \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(1,6 \times 10^{-7}) = 6,79$$

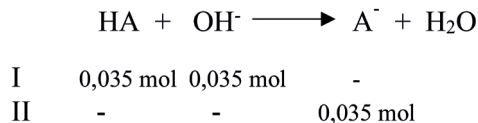
11. 280 mL di una soluzione di un acido debole monoprotico generico HA a concentrazione 0,125 M sono titolati con 50 mL di una soluzione di idrossido di sodio. Il pH del punto equivalente è 9.15. Calcolare la K_a dell'acido.

Soluzione

$$\text{moli HA} = 0,280 \text{ L} \times 0,125 \text{ moli/L} = 0,035 \text{ mol}$$

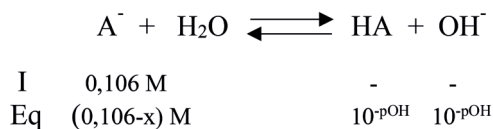
$$\text{moli NaOH} = \text{moli OH}^- = 0,035 \text{ mol}$$

Questa è la reazione di neutralizzazione tra l'acido debole e la base forte che porta alla formazione dello ione A^- , base debole coniugata dell'acido HA:



$$[\text{A}^-] = 0,035 \text{ mol} / 0,330 \text{ L} = 0,106 \text{ M}$$

A^- essendo debole, si idrolizza:



Dal valore del pOH del punto equivalente è possibile calcolare la concentrazione degli ioni OH⁻ che si formano in seguito alla reazione di idrolisi di A⁻:

$$pOH = 14 - pH = 14 - 9,15 = 4,85$$

$$[OH^-] = [HA] = 10^{-4,85} = 1,4 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Sostituendo i valori delle concentrazioni delle specie chimiche all'equilibrio si calcola la K_b:

$$K_b = (1,4 \times 10^{-5})^2 / 0,106 = 1,85 \times 10^{-9}$$

Dalla seguente relazione, sostituendo i valori di K_b e K_w si calcola la K_a dell'acido coniugato:

$$K_a \times K_b = K_w$$

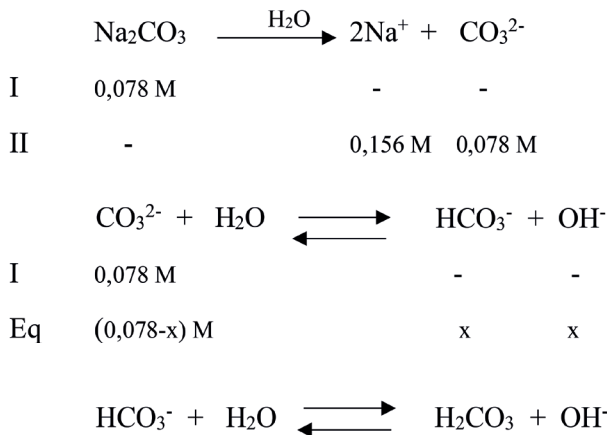
$$K_a \times (1,85 \times 10^{-9}) = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_a = 5,4 \times 10^{-6}$$

12. Calcolare il pH di una soluzione 0,078 M di carbonato di sodio. K_{a1} = 4,2 × 10⁻⁷; K_{a2} = 4,7 × 10⁻¹¹.

Soluzione

Il carbonato di sodio è un sale molto solubile che in acqua si dissocia completamente. Lo ione carbonato, base coniugata polifunzionale di un acido poliprotico debole, l'acido carbonico, da due equilibri di idrolisi. Le reazioni che descrivono la dissociazione del sale in acqua ed i due equilibri di idrolisi sono le seguenti:



Dalla relazione che correla la costante acida e basica di una coppia acido/base coniugata, è possibile calcolare la K_{b1} e la K_{b2} dei due equilibri di idrolisi:

$$K_{a1} \times K_{b2} = K_w$$

$$(4,2 \times 10^{-7}) \times K_{b2} = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_{b2} = 2,4 \times 10^{-8}$$

$$K_{a2} \times K_{b1} = K_w$$

$$(4,7 \times 10^{-11}) \times K_{b1} = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_{b1} = 2,1 \times 10^{-4}$$

A causa della differenza tra gli ordini di grandezza di K_{b1} e K_{b2} , ai fini del calcolo del pH si considerano solo gli OH^- che derivano dal primo equilibrio.

$$K_{b1} = [\text{HCO}_3^-] \times [\text{OH}^-] / [\text{CO}_3^{2-}] = x^2 / 0,078 - x = 2,1 \times 10^{-4}$$

In questo caso, malgrado la poca differenza, in termini di ordini di grandezza, tra la concentrazione iniziale dello ione carbonato e la K_{b1} , è possibile trascurare la x a denominatore, ovvero le moli di ione carbonato che si idrolizzano rispetto a quelle iniziali.

Senza trascurare la x a denominatore i calcoli sono i seguenti:

$$x^2 / 0,078 - x = 2,1 \times 10^{-4}$$

$$x^2 + (2,1 \times 10^{-4})x - 1,6 \times 10^{-5} = 0$$

$$x = [\text{OH}^-] = [-2,1 \times 10^{-4} + \sqrt{(4,4 \times 10^{-8}) + (6,4 \times 10^{-5})}] / 2 = 3,9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 2,41 \quad \text{pH} = 11,59$$

Trascurando la x a denominatore:

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{(7,8 \times 10^{-2}) \times (2,1 \times 10^{-4})} = 4,0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

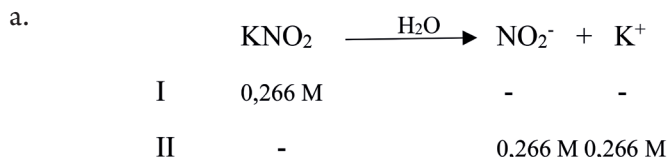
$$\text{pOH} = 2,39 \quad \text{pH} = 11,61$$

La piccola differenza tra i due valori di pH dimostra la correttezza dell'approssimazione.

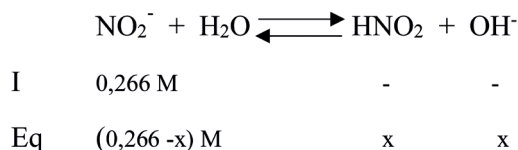
13. Calcolare il pH di una soluzione acquosa di nitrito di potassio 0,266 M e quello della soluzione ottenuta aggiungendo 350 mL di questa soluzione a 15 mL di una soluzione di idrossido di sodio $1,2 \times 10^{-1}$ M. $K_a = 7,1 \times 10^{-4}$.

Soluzione

Il nitrito di potassio è un sale molto solubile in acqua.



Lo ione nitrito è la base coniugata di un acido debole, l'acido nitroso, e da idrolisi:



Conoscendo la costante acida dell'acido nitroso è possibile calcolare la costante basica dello ione nitrito e da questa la concentrazione degli ioni OH^- prodotti in seguito alla reazione di idrolisi:

$$K_a \times K_b = K_w$$

$$(7,1 \times 10^{-4}) \times K_b = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_b = 1,4 \times 10^{-11}$$

$$K_b = [\text{HNO}_2] \times [\text{OH}^-] / [\text{NO}_2^-] = 1,4 \times 10^{-11} = x^2 / 0,266$$

A causa della differenza tra gli ordini di grandezza della concentrazione dello ione nitrito e la sua costante basica, possono essere trascurate le moli di ione nitrito che si idrolizzano rispetto a quelle iniziali:

$$x = [\text{OH}^-] = \sqrt{0,266 \times (1,4 \times 10^{-11})} = 1,9 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 5,7 \quad \text{pH} = 8,3$$

b.

$$\text{moli NaOH} = \text{moli OH}^- = 0,015 \text{ L} \times 0,12 \text{ mol/L} = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{NaOH}] = [\text{OH}^-] = 1,8 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,356 \text{ L} = 4,93 \times 10^{-3} \text{ M}$$

L'ordine di grandezza della concentrazione degli ioni OH^- che derivano dall'idrossido di sodio è molto più grande rispetto a quelli che derivano dall'idrolisi di NO_2^- e quindi ai fini del calcolo del pH si considera solo il contributo di NaOH .

$$\text{pOH} = -\log(4,93 \times 10^{-3}) = 2.30$$

$$\text{pH} = 11.7$$

14. Acido cloridrico gassoso viene solubilizzato in 150 mL di una soluzione $6,25 \times 10^{-2}$ M di idrossido di sodio. La soluzione risultante, che contiene ancora un eccesso della base, viene titolata con 13,8 mL di una soluzione di acido solforico $1,33 \times 10^{-2}$ M. Calcolare il volume, alle condizioni standard, di acido cloridrico sciolto nella soluzione.

Soluzione

$$\begin{aligned} \text{moli } \text{OH}^- &= \text{moli } \text{H}_3\text{O}^+ + \text{eccesso moli } \text{OH}^- = 0,150 \text{ L} \times (6,25 \times 10^{-2}) \\ \text{mol/L} &= 9,37 \times 10^{-3} \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\text{moli } \text{H}_2\text{SO}_4 = 0,0138 \text{ L} \times (1,33 \times 10^{-2}) \text{ mol/L} = 1,84 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{moli } \text{H}_3\text{O}^+ \text{ che derivano da } \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \times (1,84 \times 10^{-4}) \text{ mol} = 3,68 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{moli } \text{OH}^- = \text{moli } \text{H}_3\text{O}^+ = \text{moli totali} - \text{moli titolate da } \text{H}_2\text{SO}_4 = (9,37 \times 10^{-3}) - (3,68 \times 10^{-4}) = 9,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

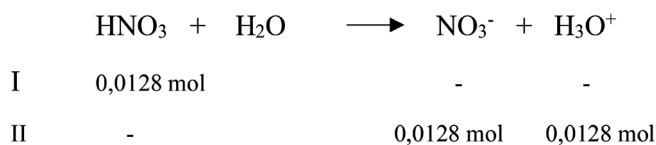
$$P \times V = n \times R \times T$$

$$V = (n \times R \times T) / P$$

$$\begin{aligned} V &= [(9,00 \times 10^{-3}) \text{ mol} \times 0,0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 273,15 \text{ K}] / 0,99 \text{ atm} \\ &= 0,204 \text{ L} \end{aligned}$$

15. 125 mL di una soluzione di acido nitrico 0,0128 M sono addizionati a 275 mL di una soluzione che contiene 1,42 g di idrossido di potassio. Calcolare il pH delle due soluzioni separate e di quella ottenuta dalla loro aggiunta.

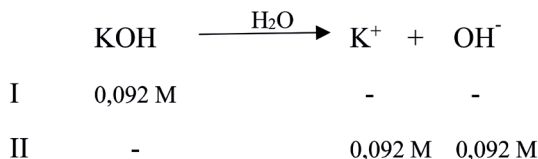
Soluzione



$$\text{pH} = -\log(0,0128) = 1,89$$

$$\text{moli KOH} = 1,42 \text{ g} / 56 \text{ g mol}^{-1} = 0,025 \text{ mol}$$

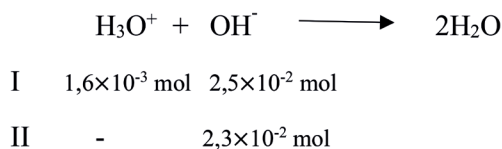
$$[\text{KOH}] = 0,025 \text{ mol} / 0,275 \text{ L} = 0,092 \text{ M}$$



$$\text{pOH} = -\log 0,092 = 1,04 \qquad \text{pH} = 12,96$$

$$\text{moli HNO}_3 = \text{moli H}_3\text{O}^+ = 0,125 \text{ L} \times 0,0128 \text{ mol/L} = 1,6 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

La reazione di neutralizzazione tra l'acido forte e la base forte è la seguente:



$$[\text{OH}^-] = 2,3 \times 10^{-2} \text{ mol} / 0,400 \text{ L} = 0,0575 \text{ M}$$

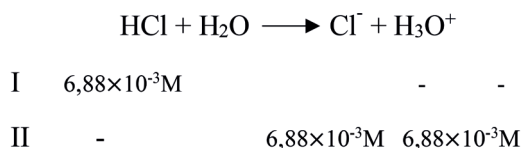
$$\text{pOH} = 1,24 \qquad \text{pH} = 12,76$$

16. Calcolare il pH di una soluzione acquosa ottenuta mescolando 250 mL di una soluzione di acido cloridrico 0,011 M e 150 mL di una soluzione di acido fluoridrico 0,118 M. $K_a = 6,810^{-4}$.

Soluzione

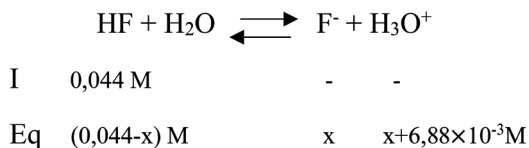
$$\text{moli HCl} = \text{moli H}_3\text{O}^+ = 0,250 \text{ L} \times 0,011 \text{ mol/L} = 2,75 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{HCl}] = 2,75 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,400 \text{ L} = 6,88 \times 10^{-3} \text{ M}$$



$$\text{moli HF} = 0,150 \text{ L} \times 0,118 \text{ mol/L} = 0,0177 \text{ mol}$$

$$[\text{HF}] = 0,0177 \text{ mol} / 0,400 \text{ L} = 0,044 \text{ M}$$



$$K_a = x(x + 6,88 \times 10^{-3}) / (0,044 - x) = 6,8 \times 10^{-4}$$

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HF}} = 3,03 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{Tot}} = [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HF}} + [\text{H}_3\text{O}^+]_{\text{HCl}} = (3,03 \times 10^{-3} + 6,88 \times 10^{-3}) = 9,91 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 2,0$$

17. Calcolare il pH delle soluzioni ottenute mescolando: a) 125 mL di acido acetico 0,248 M con 105 mL di idrossido di sodio 0,153 M; b) 125 mL di acido acetico 0,248 M con 250 mL di idrossido di sodio 0,153 M. $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$.

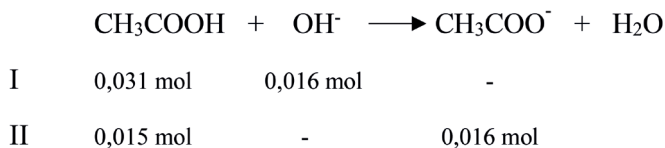
Soluzione

a.

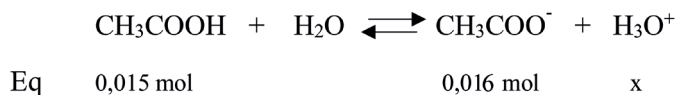
$$\text{moli CH}_3\text{COOH} = 0,125 \text{ L} \times 0,248 \text{ mol/L} = 0,031 \text{ mol}$$

$$\text{moli NaOH} = 0,105 \text{ L} \times 0,153 \text{ mol/L} = 0,016 \text{ mol}$$

La reazione di neutralizzazione tra l'acido debole e la base forte è la seguente:



In seguito alla reazione di neutralizzazione si forma una soluzione tampone:



$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{mol acido} / \text{mol sale} \times K_a = 0,015 / (0,016 \times 1,810^{-5}) = 1,7 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 4,77$$

b)

$$\text{moli CH}_3\text{COOH} = 0,125 \times 0,248 \text{ mol/L} = 0,031 \text{ mol}$$

$$\text{moli NaOH} = 0,250 \text{ L} \times 0,153 \text{ mol/L} = 0,038 \text{ mol}$$



I	0,031 mol	0,038 mol	-	
II	-	0,008 mol	0,031 mol	

In soluzione rimangono ioni OH^- in eccesso dovuti alla base forte e lo ione acetato che si idrolizza.

Dato che la K_b dello ione acetato è numericamente piccola e l'equilibrio della reazione di idrolisi viene spostato a sinistra a causa degli ioni OH^- in eccesso, il pH di questa reazione dipende solo da questi ultimi in quanto quelli che sono prodotti dall'idrolisi dello ione acetato sono trascurabili.

$$[\text{OH}^-] = 0,008 \text{ mol} / 0,375 \text{ L} = 0,021 \text{ M}$$

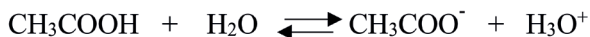
$$\text{pOH} = 1,67 \qquad \text{pH} = 12,33$$

18. 13,49 mL di un acido forte generico HA a concentrazione 0,165 M, sono aggiunti a 70 mL di una soluzione 0,0318 M in acetato di sodio e 0,0326 M in acido acetico. Calcolare la variazione di pH della soluzione per aggiunta dell'acido. $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$.

Soluzione

$$\text{moli HA} = \text{moli H}_3\text{O}^+ = 0,01349 \text{ L} \times 0,165 \text{ mol/L} = 2,22 \times 10^{-3} \text{ M}$$

In soluzione è presente un tampone il cui equilibrio è il seguente:



Eq	0,0326 M				
		0,0318 M	x		

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{acido}] / [\text{sale}] \times K_a = 0,0326 / 0,0318 \times (1,810^{-5}) = 1,8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

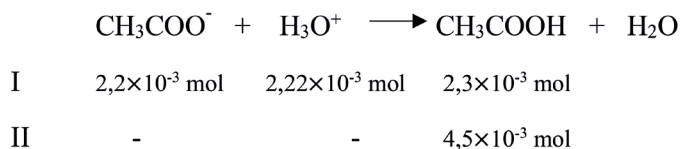
$$\text{pH} = 4,73$$

$$\text{moli CH}_3\text{COOH} = 0,0326 \text{ mol/L} \times 0,070 \text{ L} = 2,3 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

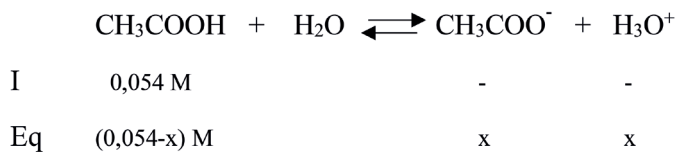
$$\text{moli CH}_3\text{COO}^- = 0,0318 \text{ mol/L} \times 0,070 \text{ L} = 2,2 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

Le moli di acido addizionate alla soluzione tampone sono neutralizzate dallo ione acetato. Conseguentemente, aumenterà la concentrazione dell'acido acetico e diminuirà quello dello ione acetato.

Dato che lo ione acetato viene consumato completamente per neutralizzare l'acido forte, al termine della neutralizzazione rimarrà in soluzione acquosa solo l'acido acetico.



$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = 4,510^{-3} \text{ mol} / 0,08349 \text{ L} = 0,054 \text{ M}$$



$$K_a = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \times [\text{H}_3\text{O}^+] / [\text{CH}_3\text{COOH}] = x^2 / 0,054 = 1,8 \times 10^{-5}$$

Le moli di acido acetico che si ionizzano rispetto a quelle iniziali possono essere trascurate:

$$x = [\text{H}_3\text{O}^+] = 9,8 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 3,0$$

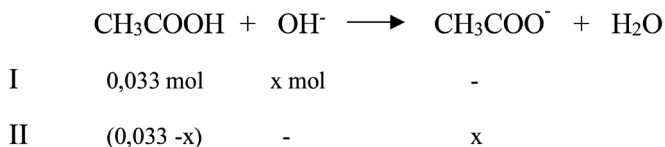
$$\Delta\text{pH} = 4,73 - 3,0 = 1,7$$

19. Calcolare il volume di una soluzione di idrossido di potassio 0,121 M che si deve aggiungere a 150 mL di una soluzione 0,220 M di acido acetico affinché il pH finale sia uguale a 7,0. $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$.

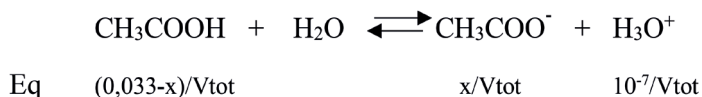
Soluzione

$$\text{moli CH}_3\text{COOH} = 0,150 \text{ L} \times 0,220 \text{ M} = 0,033 \text{ mol}$$

La reazione di neutralizzazione tra l'acido debole e la base forte è la seguente:



Le concentrazioni molari delle specie chimiche in soluzione, ovvero quelle che formano il tampone sono:



In una soluzione tampone la concentrazione degli ioni H₃O⁺ si calcola:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = K_a C_{\text{Acido}}/C_{\text{Sale}}$$

$$10^{-7} = (1,8 \times 10^{-5}) \times [(0,033 - x) \text{ mol}/V_{\text{tot}}] \times V_{\text{tot}}/x$$

$$x = 0,0328 \text{ moli ione acetato formate} = \text{moli OH}^- \text{ aggiunte}$$

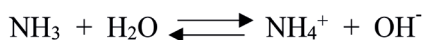
$$V_{\text{KOH}} = 0,0328 \text{ mol}/0,121 \text{ moli L}^{-1} = 0,271 \text{ L}$$

20. A 450 mL di una soluzione di ammoniaca a pH = 11,05, sono aggiunti 7,66 mL di una soluzione di acido cloridrico al 7,50% (m/m) (d = 1,015 kg/L). Calcolare il pH della soluzione risultante. K_b = 1,8 × 10⁻⁵.

Soluzione

$$\text{pOH} = 2,95$$

$$[\text{NH}_4^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-2,95} = 1,12 \times 10^{-3} \text{ M}$$



$$K_b = [\text{NH}_4^+] [\text{OH}^-]/[\text{NH}_3]$$

$$[\text{NH}_3] = (1,12 \times 10^{-3})^2/(1,8 \times 10^{-5}) = 0,07 \text{ M}$$

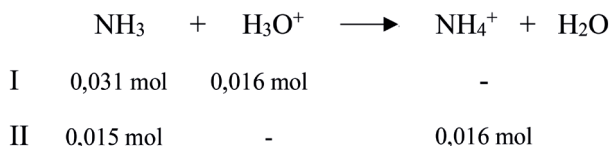
$$\text{moli NH}_3 = 0,450 \text{ L} \times 0,07 \text{ mol/L} = 0,031 \text{ mol}$$

$$\text{massa soluzione: } 1,015 \text{ kg/L} \times 0,00766 \text{ L} = 7,8 \times 10^{-3} \text{ kg}$$

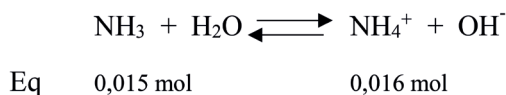
$$\text{massa HCl nella soluzione: } 7,8 \text{ g} \times 7,50 \text{ g}/100 \text{ g} = 0,585 \text{ g}$$

$$\text{moli HCl} = 0,585 \text{ g}/36,5 \text{ g mol}^{-1} = 0,016 \text{ mol}$$

La reazione di neutralizzazione tra l'acido forte e la base debole è la seguente:



Dopo la neutralizzazione in soluzione è presente un tampone il cui equilibrio è il seguente:



$$[\text{OH}^-] = K_b \times C_{\text{Base}} / C_{\text{Sale}}$$

$$[\text{OH}^-] = (1,8 \times 10^{-5}) \times 0,015 \text{ mol} / 0,016 \text{ mol} = 1,7 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 4,72 \quad \text{pH} = 9,23$$

21. Calcolare il pH di una soluzione ottenuta in seguito all'aggiunta di 75,0 mL di una soluzione di acido cloridrico $1,80 \times 10^{-3} \text{ M}$ a 30,0 mL di una soluzione di ammoniaca $1,23 \times 10^{-2} \text{ M}$ ($K_b = 1,8 \times 10^{-5}$). 50,0 mL di questa soluzione sono poi addizionati a 35,0 mL di una soluzione di idrossido di sodio $1,84 \times 10^{-3} \text{ M}$. Calcolare il pH della soluzione risultante.

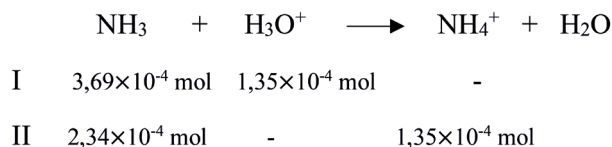
Soluzione

a.

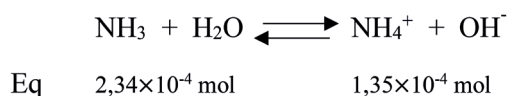
$$\text{moli HCl} = \text{moli H}_3\text{O}^+ = 1,80 \times 10^{-3} \text{ moli/L} \times 0,0750 \text{ L} = 1,35 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{moli NH}_3 = 1,23 \times 10^{-2} \text{ moli/L} \times 0,0300 \text{ L} = 3,69 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

La reazione di neutralizzazione è la seguente:



In seguito alla neutralizzazione della base debole con l'acido forte in soluzione si forma un tampone il cui equilibrio è il seguente:



$$[\text{OH}^-] = K_b \times C_{\text{Base}}/C_{\text{Sale}}$$

$$[\text{OH}^-] = (1,8 \times 10^{-5}) \times 2,34 \times 10^{-4} \text{ mol} / 1,35 \times 10^{-4} \text{ mol} = 3,1 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 4,50 \quad \text{pH} = 9,50$$

b)

$$[\text{NH}_3] = 2,34 \times 10^{-4} \text{ mol} / 0,105 \text{ L} = 2,23 \times 10^{-3} \text{ M}$$

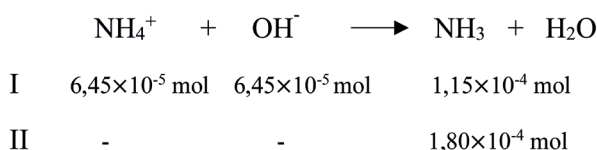
$$[\text{NH}_4^+] = 1,35 \times 10^{-4} \text{ mol} / 0,105 \text{ L} = 1,29 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{moli NH}_3 \text{ in } 50,0 \text{ mL di soluzione: } 0,050 \text{ L} \times (2,23 \times 10^{-3} \text{ mol/L}) = 1,15 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{moli NH}_4^+ \text{ in } 50,0 \text{ mL di soluzione: } 0,050 \text{ L} \times (1,29 \times 10^{-3} \text{ mol/L}) = 6,45 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

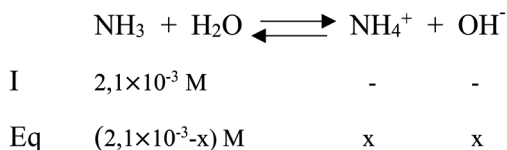
$$\text{moli OH}^- \text{ in } 35,0 \text{ mL di soluzione: } 0,035 \text{ L} \times 1,84 \times 10^{-3} \text{ mol/L} = 6,45 \times 10^{-5} \text{ mol}$$

La reazione di neutralizzazione dell'acido debole con la base forte è la seguente:



In soluzione rimane solo l'ammoniaca.

$$[\text{NH}_3] = 1,80 \times 10^{-4} \text{ mol} / 0,0850 \text{ L} = 2,1 \times 10^{-3} \text{ M}$$



Ai fini del calcolo degli ioni OH^- , si possono trascurare le moli di ammoniaca che si ionizzano rispetto a quelle iniziali.

$$K_b = [\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]/[\text{NH}_3] = x^2/2,1 \times 10^{-3} = 1,8 \times 10^{-5}$$

$$x = [\text{OH}^-] = 1,94 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 3,7$$

$$\text{pH} = 10,3$$

22. 43,0 mL di una soluzione 0,0315 M di un acido debole generico triprotico di formula $\text{H}_3\text{X}_n\text{O}_m$ (MM = 126) vengono titolati con 32,0 mL di una base forte generica monofunzionale BOH la cui concentrazione è $1,27 \times 10^{-1}$ M. Calcolare il peso equivalente dell'acido nella reazione di neutralizzazione e la sua concentrazione normale nella soluzione iniziale.

Soluzione

$$\text{moli } \text{H}_3\text{O}^+ \text{ da titolare: } (0,043 \text{ L} \times 0,0315 \text{ moli/L}) \times 3 = 4,06 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{moli } \text{OH}^- \text{ disponibili: } 0,032 \text{ L} \times (1,27 \times 10^{-1}) \text{ moli/L} = 4,06 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

La base è sufficiente a titolare tutte le moli di ioni H_3O^+ dell'acido poliprotico, quindi:

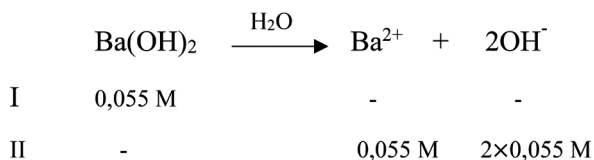
$$Z^{eq} = 3 \text{ eq/mol}$$

$$\text{ME } \text{H}_3\text{X}_n\text{O}_m = 126 \text{ g mol}^{-1}/3 \text{ eq mol}^{-1} = 42 \text{ g eq}^{-1}$$

$$N = Z^{eq} \times M = 3 \text{ eq mol}^{-1} \times 0,0315 \text{ mol L}^{-1} = 0,0945 \text{ eq/L}$$

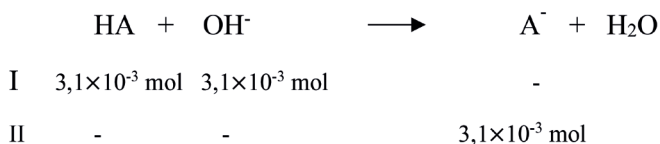
23. 0,552 g di un acido debole generico monoprotico HA, sono solubilizzati in 20 mL di acqua. La soluzione risultante viene titolata con 28,4 mL di una soluzione di idrossido di bario 0,055 M. Sapendo che il pH del punto equivalente è 9,65, calcolare il peso molecolare e la K_a dell'acido generico.

Soluzione



$$\text{moli } \text{OH}^- = \text{moli } \text{HA} = 0,0284 \text{ L} \times 0,110 \text{ moli/L} = 3,1 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

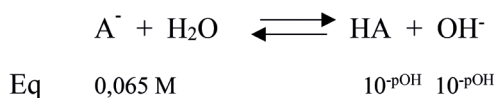
La reazione di neutralizzazione è la seguente:



$$[\text{A}^-] = 3,1 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,0484 \text{ L} = 0,065 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 4,47 \times 10^{-5} \text{ M}$$

In seguito alla reazione di neutralizzazione si forma la base coniugata dell'acido debole, A^- , che si idrolizza:



Sostituendo nella formula della costante basica:

$$K_b = (4,47 \times 10^{-5})^2 / 0,065 = 3,1 \times 10^{-8}$$

Dalla seguente relazione è possibile calcolare la costante acida dell'acido debole:

$$K_a \times K_b = K_w \quad K_a \times 3,1 \times 10^{-8} = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$K_a = 1,0 \times 10^{-14} / 3,1 \times 10^{-8} = 3,2 \times 10^{-7}$$

$$\text{moli HA} = 3,1 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{moli} = \text{massa} / \text{MM}$$

$$\text{MM} = \text{massa} / \text{moli} = 0,552 \text{ g} / 3,1 \times 10^{-3} \text{ mol} = 178 \text{ g mol}^{-1}$$

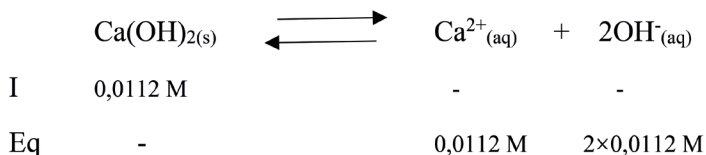
Equilibri in soluzione acquosa: il prodotto di solubilità

1. La solubilità dell'idrossido di calcio in acqua alla temperatura di 20°C è circa 0,830 g/L. Calcolare: a) la K_{ps} dell'idrossido e b) la sua solubilità in una soluzione tamponata a pH = 11,5.

Soluzione

a.

moli idrossido = $0,830 \text{ g} / 74 \text{ g mol}^{-1} = 0,0112 \text{ mol}$



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{OH}^{-}]^2 = (0,0112) \times (2 \times 0,0112)^2 = 5,6 \times 10^{-6}$$

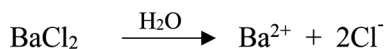
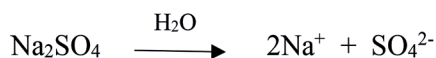
b.

$$\text{pH} = 11,5 \quad \text{pOH} = 2,5 \quad [\text{OH}^{-}] = 10^{-2,5} = 3,2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{1}{2} [\text{OH}^{-}] = \frac{1}{2} (3,2 \times 10^{-3}) \text{ M} = 1,6 \times 10^{-3} \text{ M}$$

2. Ad una soluzione di cloruro di bario $2,30 \times 10^{-6} \text{ M}$ viene aggiunto solfato di potassio solido. Calcolare la massa di solfato di potassio da aggiungere a $8,5 \text{ L}$ di questa soluzione di cloruro di bario affinché precipiti il solfato di bario. $K_{ps} = 1,1 \times 10^{-10}$

Soluzione



$$\text{moli Ba}^{2+} = 2,30 \times 10^{-6}$$



$$K_{ps} = [\text{Ba}^{2+}] [\text{SO}_4^{2-}] = 1,1 \times 10^{-10}$$

$$1,1 \times 10^{-10} / 2,30 \times 10^{-6} = [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = [\text{BaSO}_4] = 4,8 \times 10^{-5} \text{ M}$$

Le moli di ione solfato sono numericamente uguali alle moli di solfato di sodio.

$$\text{In } 8,5 \text{ L di soluzione, saranno: } 4,8 \times 10^{-5} \text{ M} \times 8,5 \text{ L} = 4,1 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

$$\text{massa Na}_2\text{SO}_4: 4,1 \times 10^{-4} \text{ mol} \times 142 \text{ g/mol} = 0,058 \text{ g}$$

3. Il prodotto di solubilità del bromato d'argento è $5,2 \times 10^{-5}$. Stabilire se precipita il bromato d'argento quando 60 mL di nitrato d'argento $0,22 \text{ M}$ sono aggiunti a 80 mL di bromato di sodio $0,25 \text{ M}$. Calcolare, inoltre, la massa dell'eventuale precipitato che si forma e le concentrazioni degli ioni argento e bromato in soluzione.

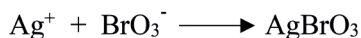
Soluzione

$$\text{moli AgNO}_3 = \text{moli Ag}^+ = 0,22 \text{ moli/l} \times 0,060 \text{ L} = 0,0132 \text{ mol}$$

$$\text{mol NaBrO}_3 = \text{moli BrO}_3^- = 0,25 \text{ mol/L} \times 0,080 \text{ L} = 0,02 \text{ mol}$$



Il bromato d'argento precipita.



I	0,0132 mol	0,02 mol	-
II	-	$6,8 \times 10^{-3}$ mol	0,0132 mol

L'equilibrio di solubilità del bromato d'argento è il seguente:



$$\text{moli Ag}^+ = 0$$

$$\text{moli BrO}_3^- = 6,8 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{BrO}_3^-] = 6,8 \times 10^{-3} \text{ mol} / 0,140 \text{ L} = 0,049 \text{ M}$$

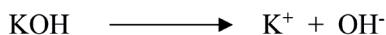
$$\text{massa AgBrO}_3 = 0,0132 \text{ mol} \times 236 \text{ gmol}^{-1} = 3,1 \text{ g}$$

4. Calcolare il volume minimo di una soluzione di idrossido di potassio $5,25 \times 10^{-3}$ moli/L che si deve aggiungere a 1,00 L di una soluzione 0,052 moli/L di cloruro di manganese affinché inizi la precipitazione dell'idrossido corrispondente ($K_{ps} = 2,1 \times 10^{-13}$). Trascurare la variazione di volume della soluzione dovuta all'aggiunta dell'idrossido di potassio.

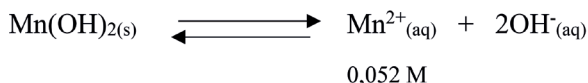
Soluzione



I	0,052 M	-	-
II	-	0,052 M	$2 \times 0,052 \text{ M}$



I	$5,25 \times 10^{-3}$ M	-	-
II	-	$5,25 \times 10^{-3}$ M	$5,25 \times 10^{-3}$ M



$$K_{ps} = [\text{Mn}^{2+}] [\text{OH}^{-}]^2$$

$$2,1 \times 10^{-13} = 0,052 [\text{OH}^{-}]^2$$

$$[\text{OH}^{-}] = 2,0 \times 10^{-6} \text{ M}$$

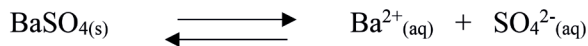
$$V = 2,0 \times 10^{-6} \text{ M} / 5,25 \times 10^{-3} \text{ mol} = 0,00038 \text{ L}$$

5. Ad 1 L di una soluzione 0,085 M di nitrato di bario e 0,350 M di nitrato di piombo, è aggiunto lentamente solfato di sodio solido. Determinare se precipita prima il solfato di bario o il solfato di piombo e quale è la concentrazione del sale che precipita per primo quando inizia a precipitare il secondo. $K_{ps} \text{ BaSO}_4 = 1,1 \times 10^{-10}$; $K_{ps} \text{ PbSO}_4 = 1,8 \times 10^{-8}$.

Soluzione

$$[\text{Ba}^{2+}] = 0,085 \text{ M}$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 0,350 \text{ M}$$



$$K_{ps} \text{ BaSO}_4 = 1,1 \times 10^{-10} = 0,085 \text{ M} \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 1,3 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$K_{ps} \text{ PbSO}_4 = 1,8 \times 10^{-8} = 0,350 \times [\text{SO}_4^{2-}]$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 5,1 \times 10^{-8} \text{ M}$$

Precipita per primo il solfato di bario.

$$K_{ps} \text{ BaSO}_4 = 1,1 \times 10^{-10} = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] = [\text{Ba}^{2+}] \times (5,1 \times 10^{-8})$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 2,2 \times 10^{-3} \text{ M}$$

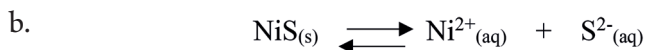
$$\text{moli in 225 mL} = 2,2 \times 10^{-3} \text{ moli/L} \times 0,225 \text{ L} = 4,9 \times 10^{-4} \text{ mol}$$

6. Una soluzione che contiene $2,8 \times 10^{-2} \text{ M}$ ioni Ni^{2+} e $2,8 \times 10^{-2} \text{ M}$ di ioni Co^{2+} viene saturata con acido solfidrico gassoso. Determinare a) quale solfuro precipita per primo; b) a quale pH; c) se è possibile

separare selettivamente i due solfuri. $K_{ps} \text{ NiS} = 1,1 \times 10^{-21}$; $K_{ps} \text{ CoS} = 5,0 \times 10^{-21}$; $K_{a1} \times K_{a2} = 1,1 \times 10^{-20}$; $[\text{H}_2\text{S}] = 0,10 \text{ moli/L}$.

Soluzione

a. A parità di concentrazione iniziale dei due ioni, precipita per primo il solfuro con valore di K_{ps} più basso, quindi NiS.



$$K_{ps} = 2,8 \times 10^{-2} [\text{S}^{2-}] = 1,1 \times 10^{-21}$$

$$[\text{S}^{2-}] = 3,9 \times 10^{-20} \text{ M}$$

La concentrazione dello ione solfuro dipende dalla concentrazione degli ioni H_3O^+ secondo la seguente relazione:

$$K_{a1} \times K_{a2} = 1,1 \times 10^{-20} = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 \times [\text{S}^{2-}] / [\text{H}_2\text{S}]$$

$$[\text{S}^{2-}] = 1,1 \times 10^{-20} \times [\text{H}_2\text{S}] / [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

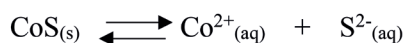
$$[\text{S}^{2-}] = 1,1 \times 10^{-21} / [\text{H}_3\text{O}^+]^2$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,168 \text{ M}$$

$$\text{pH} = 0,77$$

A questo valore di pH inizia a precipitare il solfuro di nichel

c. La precipitazione del solfuro di cobalto inizia quando la concentrazione dello ione solfuro è la seguente:



$$K_{ps} = 2,8 \times 10^{-2} [\text{S}^{2-}] = 5,0 \times 10^{-21}$$

$$[\text{S}^{2-}] = 1,8 \times 10^{-19} \text{ M}$$

Quando inizia a precipitare il solfuro di cobalto, la concentrazione di solfuro di nichel è la seguente:

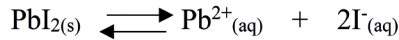
$$[\text{Ni}^{2+}] = K_{ps} / 1,8 \times 10^{-19} = 1,1 \times 10^{-21} / 1,8 \times 10^{-19} = 6,1 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\% \text{ NiS} = (6,1 \times 10^{-3} / 2,8 \times 10^{-2}) \times 100 = 22\%$$

Non è possibile separare selettivamente i due solfuri perchè quando inizia a precipitare il solfuro di cobalto (II) in soluzione è presente ancora il 22% di solfuro di nichel.

7. Calcolare la solubilità espressa come g/L dello ioduro di piombo in una soluzione $1,71 \times 10^{-3}$ M di ioduro di potassio. $K_{ps} = 8,5 \times 10^{-9}$.

Soluzione



$$K_{ps} = [\text{Pb}^{2+}] \times [\text{I}^{-}]^2$$

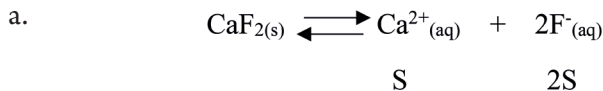
$$8,5 \times 10^{-9} = [\text{Pb}^{2+}] \times (1,71 \times 10^{-3})^2$$

$$[\text{Pb}^{2+}] = 2,9 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$\text{massa PbI}_2 = 2,9 \times 10^{-3} \text{ moli/L} \times 293 \text{ g mol}^{-1} = 0,85 \text{ g}$$

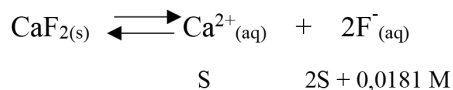
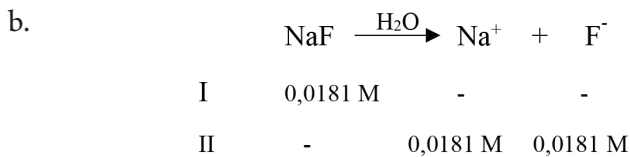
8. Il prodotto di solubilità del fluoruro di calcio è $1,5 \times 10^{-10}$. Calcolare la sua solubilità in acqua pura ed in una soluzione $0,0181$ M di fluoruro di sodio. Trascurare l'idrolisi dello ione fluoruro.

Soluzione



$$K_{ps} = 1,5 \times 10^{-10} = [\text{Ca}^{2+}] \times [\text{F}^{-}]^2 = S \times (2S)^2 = 4S^3$$

$$S = \sqrt[3]{\frac{K_{ps}}{4}} = 3,3 \times 10^{-4} \text{ M}$$



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}] \times [0,0181]^2 = 1,5 \times 10^{-10}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 1,5 \times 10^{-10} / 0,0181^2 = 4,6 \times 10^{-7} \text{ M}$$

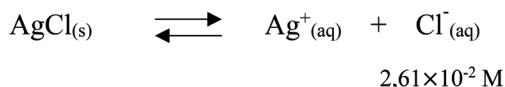
9. Ad una soluzione di cloruro di sodio $2,61 \times 10^{-2}$ M e cromato di potassio $5,44 \times 10^{-4}$ M, vengono aggiunti volumi crescenti di nitrato d'argento in modo che tutto lo ione cloruro e tutto lo ione cromato formino i rispettivi sali poco solubili. Determinare a) quale sale inizia a precipitare per primo; b) se è possibile separare selettivamente i due Sali. $K_{ps} \text{AgCl} = 1,8 \times 10^{-10}$; $K_{ps} \text{Ag}_2\text{CrO}_4 = 1,1 \times 10^{-12}$.

Soluzione



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+]^2 \times [\text{CrO}_4^{2-}] = 1,1 \times 10^{-12} = [\text{Ag}^+]^2 \times [5,44 \times 10^{-4}]$$

$$[\text{Ag}^+] = 4,5 \times 10^{-5} \text{ M}$$



$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = 1,8 \times 10^{-10} = [\text{Ag}^+] \times [2,61 \times 10^{-2}]$$

$$[\text{Ag}^+] = 6,9 \times 10^{-9} \text{ M}$$

Precipita per primo AgCl.

b.

Quando inizia a precipitare il cromato d'argento la concentrazione di cloruro di argento ancora presente in soluzione è la seguente:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \times [\text{Cl}^-] = 1,8 \times 10^{-10} = [4,5 \times 10^{-5}] \times [\text{Cl}^-]$$

$$[\text{Cl}^-] = 4,0 \times 10^{-6} \text{ M}$$

È possibile separare selettivamente i due sali poco solubili.

10. Calcolare il pH a cui bisogna saturare con acido solfidrico una soluzione acquosa di cloruro di manganese (II) 0,065 m ($d = 1,218$ g/mL) affinché inizi la precipitazione del sale poco solubile. $K_{ps} \text{AgCl} = 4,6 \times 10^{-14}$; $[\text{H}_2\text{S}] = 0,1\text{M}$; $K_{a1} \times K_{a2} = 1,1 \times 10^{-20}$.

Soluzione

$$\text{massa MgCl}_2 = 0,065 \text{ moli} \times 126 \text{ g/mol} = 8,2 \text{ g}$$

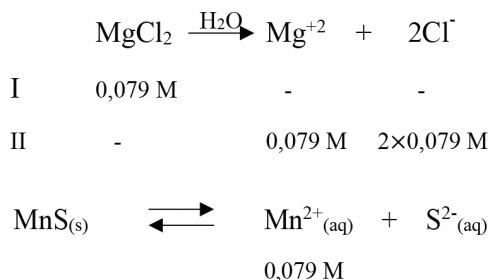
$$\text{massa totale soluzione (soluto + solvente)} = 1000 \text{ g} + 8,2 \text{ g} = 1008,2 \text{ g}$$

volume della soluzione:

$$d = 1,218 \text{ g/mL} \quad 1,218 \text{ g/mL} = 10008,2 \text{ g/mL}$$

$$\text{mL} = 828$$

$$M = 0,065 \text{ mol}/0,828 \text{ L} = 0,079 \text{ moli/L}$$



$$K_{ps} = [\text{Mn}^{2+}] \times [\text{S}^{2-}] = 4,6 \times 10^{-14} = [0,079] \times [\text{S}^{2-}]$$

$$[\text{S}^{2-}] = 5,8 \times 10^{-13} \text{ M}$$

$$[\text{S}^{2-}] = (K_{a1} \times K_{a2}) \times [\text{H}_2\text{S}] / [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 5,8 \times 10^{-13} \text{ M}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 4,35 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{pH} = 4,3$$

11. 175 mL di una soluzione acquosa di cloruro di bario 0,080 M sono aggiunti 150 mL di una soluzione acquosa di solfato di sodio 0,18 M. Calcolare la massa in grammi di solfato di bario che si solubilizza. $K_{ps} \text{BaSO}_4 = 1,1 \times 10^{-10}$.

Soluzione

La reazione di precipitazione che porta alla formazione del solfato di bario è la seguente:



$$\text{moli BaCl}_2 = \text{moli Ba}^{2+} = 0,175 \text{ L} \times 0,080 \text{ moli/L} = 0,014 \text{ mol}$$

moli $\text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{moli } \text{SO}_4^{2-} = 0,150 \text{ L} \times 0,18 \text{ moli/L} = 0,027 \text{ mol}$

BaCl_2 è il REAGENTE LIMITANTE

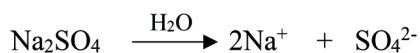
moli BaSO_4 formate = 0,014 mol

$[\text{BaSO}_4] = 0,014 \text{ mol}/0,325 \text{ L} = 0,043 \text{ M}$

È presente un eccesso di Na_2SO_4 pari a: $(0,027 - 0,014) \text{ mol} = 0,013 \text{ mol}$

$[\text{Na}_2\text{SO}_4]$ in eccesso = $[\text{SO}_4^{2-}] = 0,013 \text{ mol}/V_{\text{tot}} = 0,013 \text{ mol}/0,325 \text{ L} = 0,04 \text{ M}$

Dato che il solfato di sodio è molto solubile, in soluzione avremo 0,013 moli di SO_4^{2-} che non hanno reagito con BaCl_2 e che contribuiscono a spostare l'equilibrio di solubilità di BaSO_4 a sinistra.



Visto l'ordine di grandezza della K_{ps} del solfato di bario, la concentrazione di ione solfato che deriva dalla sua dissociazione si può trascurare rispetto a quella che deriva da Na_2SO_4 .

$$K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{2+}] \times [\text{SO}_4^{2-}] = 1,08 \times 10^{-10}$$

$$1,08 \times 10^{-10} = [\text{Ba}^{2+}] \times [0,04]$$

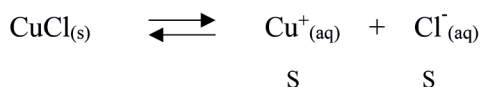
$$[\text{Ba}^{2+}] = [\text{BaSO}_4]_{\text{in soluzione}} = 2,7 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$\text{massa } \text{BaSO}_4 \text{ in soluzione} = 2,7 \times 10^{-9} \text{ moli/L} \times 233,4 \text{ g mol}^{-1} = 6,3 \times 10^{-7} \text{ g}$$

La quasi totalità di BaSO_4 è presente come precipitato.

12. Il prodotto di solubilità del cloruro di rame (I) è $1,9 \times 10^{-7}$. Calcolare la sua solubilità molare in acqua pura ed in una soluzione $1,22 \times 10^{-1} \text{ M}$ di cloruro di sodio.

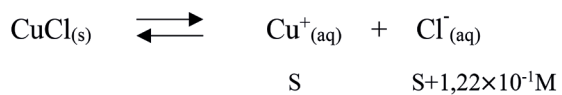
Soluzione



$$K_{\text{ps}} = [\text{Cu}^+] \times [\text{Cl}^-] = \text{S} \times \text{S} = 1,9 \times 10^{-7}$$

$$\text{S}^2 = 1,9 \times 10^{-7}$$

$$\text{S} = \sqrt{1,9 \times 10^{-7}} = 4,4 \times 10^{-4} \text{ M}$$



$$K_{ps} = [\text{Cu}^{+}] \times [1,22 \times 10^{-1}] = 1,9 \times 10^{-7}$$

$$S = 1,9 \times 10^{-7} / 1,22 \times 10^{-1} = 1,6 \times 10^{-6} \text{ M}$$

APPENDICE

Abbreviazioni e simboli usati nel testo

n.o.	numero di ossidazione
e^-	elettrone
MM	Massa Molare
ME	Massa Equivalente
Z^{eq}	numero di equivalenza
n^{eq}	numero di equivalenti
m	concentrazione molale
M	concentrazione molare
N	concentrazione normale
d	densità
χ	frazione molare
% m/m	% in massa
% m/v	% massa/volume
% v/v	% in volume
i	coefficiente Van't Hoff
f	rapporto moli/coefficiente stechiometrico
K_w	prodotto ionico dell'acqua
K_a, K_b, K_{ps}	costante acida, costante basica, prodotto di solubilità

FUP Best Practice in Scholarly Publishing (DOI 10.36253/fup_best_practice)

Stefania Lamponi, *Chimica generale: esercizi svolti. Raccolta di esercizi con soluzioni dettagliate per la preparazione alla prova scritta dell'esame di Chimica generale*, © 2024 Author(s), CC BY-SA 4.0, published by Firenze University Press and USiena PRESS, ISBN 979-12-215-0581-8, DOI 10.36253/979-12-215-0581-8

Unità di misura di riferimento

Grandezza	Unità di misura, simbolo
Lunghezza	metro, m
Massa	kilogrammo, kg
Temperatura	gradi Celsius, °C gradi Kelvin, K
Quantità di sostanza	mole, mol
Volume	litro, L, dm ³ m ³
Pressione	Pascal, Pa atmosfera, atm millimetro di mercurio, mm Hg bar
Differenza di potenziale	volt, V

Bibliografia

- Aschi, Massimiliano et al. 2021. *Stechiometria. Chimica generale attraverso gli esercizi*. Roma: A.L.E.
- Atkins, Peter, Johnes Loretta, e Leroy Laverman. 2018. *Principi di chimica*. Bologna: Zanichelli.
- Bertini, Ivano et al. 2020. *Stechiometria. Un avvio allo studio della chimica*. Milano: Casa editrice ambrosiana.
- Bertini, Ivano, Luchinat Claudio, e Fabrizio Mani. 2020. *Chimica*. Milano: Casa editrice ambrosiana.
- Borocci, Stefano et al. 2022. *Le basi della chimica*. Roma: A.L.E.
- Bruschi, Maurizio. 2023. *Stechiometria e laboratorio di chimica generale. Eserciziario*. Milano-Torino: Pearson.
- Caselli, Alessandro, Tessore Francesca, e Silvia Rizziato. 2015. *Stechiometria dal testo di M. Freni e A. Sacco*. Napoli: EdiSES.
- Giannoccaro, Potenzo, e Salvatore Doronzo. 2023. *Elementi di stechiometria*. Napoli: EdiSES.
- Kotz, John C. et al. 2021. *Chimica*. Napoli: EdiSES.
- Nobile, Franco, e Piero Mastrorilli. 2021. *La chimica di base, con esercizi*. Milano: Casa editrice ambrosiana.
- Petrucci, Ralph H. et al. 2018. *Chimica generale. Principi ed applicazioni moderne*. Padova: Piccin.
- Speranza, Maurizio. 2013. *Chimica generale e inorganica*. Milano: Edi-Ermes.
- Tro, Nivaldo J. 2022. *Chimica. Un approccio molecolare*. Napoli: EdiSES.
- Vaglio, G. Angelo e Paola Michelin Lausarot. 2005. *Stechiometria per la chimica generale*. Padova: Piccin.

UNIVERSI
Ricerca e Didattica all'Università di Siena

TITOLI PUBBLICATI

DIDATTICA

Francesco P. Vetere, *Elementi di petrologia sperimentale*

Stefania Lamponi, *Chimica generale: esercizi svolti. Raccolta di esercizi con soluzioni dettagliate per la preparazione alla prova scritta dell'esame di Chimica generale*

RICERCA

Lara Lazzeroni, *Responsabilità sociale d'impresa 2.0 e sostenibilità digitale. Una lettura giuslavoristica*

Il testo presenta una ricca collezione di esercizi svolti sugli argomenti fondamentali della Chimica Generale, partendo dalla nomenclatura e classificazione dei composti inorganici fino agli equilibri in soluzione acquosa. Gli esercizi sono organizzati in modo tale da offrire una progressione graduale della difficoltà, partendo da problemi più semplici e avanzando verso quelli di complessità crescente. Nei vari esercizi proposti vengono inoltre richiamati i concetti di chimica di base necessari per la loro risoluzione. Questo approccio rende il libro adatto sia per l'uso in aula che per lo studio individuale, fornendo un allenamento completo e approfondito. Il testo rappresenta una risorsa preziosa per chiunque desideri approfondire questa materia o prepararsi all'esame di Stechiometria.

Stefania Lamponi è professoressa associata di Chimica Generale e Inorganica presso il Dipartimento di Biotecnologie, Chimica e Farmacia dell'Università di Siena, dove insegna Chimica Generale e Inorganica e Stechiometria nel corso di Laurea Magistrale a ciclo unico in Chimica e Tecnologia Farmaceutiche.

ISBN 979-12-215-0580-1 (Print)
ISBN 979-12-215-0581-8 (PDF)
ISBN 979-12-215-0582-5 (ePUB)
ISBN 979-12-215-0583-2 (XML)
DOI 10.36253/979-12-215-0581-8

www.fupress.com