

Indice generale

Prefazione XI

CAPITOLO 1

Leggi fondamentali della chimica 1

1.1 Il metodo scientifico 1

1.2 Esecuzione di un esperimento e presentazione dei risultati:
interpolazione ed estrapolazione 2

1.3 Misura di una grandezza 4

1.3.1 Dimensioni e unità di misura di una grandezza: sistemi di unità di
misura 4

1.3.2 Sistema Internazionale di Unità di Misura (SI) 5

1.3.3 Fattori per la conversione da altri sistemi nelle corrispondenti unità SI 5

1.4 Cifre significative e arrotondamento 9

1.5 Stati di aggregazione e passaggi di stato 9

1.6 Proprietà fisiche e proprietà chimiche. Grandezze intensive ed
estensive 12

1.7 Sistemi omogenei ed eterogenei. Fasi 13

1.8 Separazione dei componenti di un sistema 13

1.9 Elementi e composti 14

1.10 Leggi fondamentali della chimica 16

1.10.1 Leggi ponderali 16

1.10.2 Leggi volumetriche 19

CAPITOLO 2

Atomo, molecola, mole. Composizione percentuale, formula minima e molecolare 23

2.1 Simboli degli elementi e formule di elementi e composti 23

2.2 Numero atomico e numero di massa. Isotopi 23

2.3	Massa atomica, massa molecolare, peso formula	25
2.4	Difetto di massa	26
2.5	Grammo-atomo, grammo-molecola e mole	27
2.6	Determinazione della massa molecolare di sostanze volatili da misure di densità relativa	30
2.7	Composizione percentuale in peso degli elementi in un composto	32
2.8	Tipi di formule	35
2.9	ESERCIZI	43

CAPITOLO 3

Natura elettrica della materia	46
3.1 Le particelle elementari	46
3.1.1 Il decadimento di materiale radioattivo	46
3.1.2 Scarica elettrica nei gas rarefatti	46
3.1.3 Effetti termoelettrico e fotoelettrico	48
3.2 Determinazione della massa e della carica dell'elettrone	49
3.2.1 Esperienza di Thomson	49
3.2.2 Esperienza di Millikan	51
3.3 La mole di elettroni, di protoni e di neutroni	53

CAPITOLO 4

Struttura atomica	54
4.1 Il modello di Thomson e l'esperienza di Rutherford	54
4.2 Onde luminose. Spettro continuo, a bande e a righe	55
4.3 La quantizzazione dell'energia	58
4.4 Lo spettro di emissione dell'idrogeno	60
4.5 Il modello atomico di Bohr	61
4.6 Interpretazione dello spettro di emissione dell'idrogeno alla luce della teoria di Bohr	65
4.7 Limiti del modello atomico di Bohr	66
4.8 Elementi di meccanica ondulatoria	66
4.8.1 Principio di indeterminazione di Heisenberg e orbitale	66
4.8.2 Ipotesi di de Broglie	67
4.8.3 Onde stazionarie. L'equazione d'onda di Schrödinger	68
4.9 Orbitali atomici	70
4.10 Rappresentazione degli orbitali	74
4.11 Spin elettronico	76
4.12 ESERCIZI	77

CAPITOLO 5**Configurazione elettronica degli elementi e tavola periodica**

5.1	Configurazione elettronica degli elementi	78
5.2	Tavola periodica	81
5.3	Proprietà periodiche degli elementi	85
5.3.1	Raggio atomico	86
5.3.2	Energia di ionizzazione	87
5.3.3	Affinità elettronica	89
5.3.4	Elettronegatività	90
5.4	ESERCIZI	91

CAPITOLO 6**Legame chimico**

6.1	Il legame ionico. L'energia reticolare	92
6.2	Il legame covalente	96
6.2.1	Distanza ed energia di legame	97
6.2.2	Teoria del legame di valenza	97
6.2.3	Legame semplice e legame doppio	98
6.2.4	Legame covalente polare e polarità	102
6.2.5	Orbitali ibridi, doppietti direzionati e geometria delle molecole	105
6.2.6	Teoria della repulsione delle coppie elettroniche di valenza (VSEPR) e geometria delle molecole	115
6.2.7	Mesomeria o risonanza	120
6.2.8	Numero di ossidazione	128
6.2.9	Teoria degli orbitali molecolari	136
6.3	Legame metallico	141
6.4	Forze secondarie di legame	146
5.4	ESERCIZI	151

CAPITOLO 7**Proprietà degli elementi. Formule e nomenclatura chimica**

7.1	Nomi e simboli degli elementi	154
7.2	Composti binari	155
7.2.1	Composti binari dell'idrogeno e dell'ossigeno	156
7.3	I prodotti di idratazione di ossidi basici: idrossidi	157
7.4	I prodotti di idratazione di ossidi acidi: ossoacidi	159
7.4.1	Altri ossoacidi del fosforo e dello zolfo	160
7.5	I sali	160
7.5.1	Sali semplici	160

7.5.2	Sali basici	161
7.5.3	Sali acidi	161
7.5.4	Sali multipli	162
7.6	Radicali contenenti ossigeno	162
7.7	I complessi	163
7.7.1	I leganti	163
7.7.2	Complessi neutri o cationici	163
7.7.3	Complessi anionici	163
7.7.4	Composti salini in cui l'anione o il catione è un complesso	164
7.8	Suggerimenti per l'apprendimento delle formule chimiche	164
7.9	ESERCIZI	165

CAPITOLO 8

Reazioni chimiche	167	
8.1	Acidi e basi	168
8.1.1	Acidi e basi secondo Arrhenius	168
8.1.2	Formule di struttura degli ossoacidi	170
8.1.3	Forza degli ossoacidi	173
8.1.4	Acidi e basi secondo Brønsted-Lowry	174
8.1.5	Acidi e basi secondo Lewis	175
8.2	Reazioni acido-base	176
8.2.1	Bilanciamento delle reazioni acido-base	178
8.3	Ossidanti e riducenti	179
8.4	Bilanciamento delle reazioni di ossidoriduzione	180
8.4.1	Metodo schematico	181
8.4.2	Metodo ionico-elettronico	183
8.4.3	Reagenti in quantità stechiometrica. Reagente in eccesso e in difetto	193
8.5	Equivalenti e massa equivalente	198
8.5.1	Equivalente e massa equivalente di acidi, basi e sali	199
8.5.2	Equivalente e massa equivalente di ossidanti e riducenti	204
8.6	Resa di reazione	207
8.7	ESERCIZI	209

CAPITOLO 9

Stati di aggregazione della materia: stato gassoso	219	
9.1	Lo stato gassoso: leggi dei gas	220
9.1.1	Legge di Boyle	222
9.1.2	Legge di Charles o prima legge di Volta Gay-Lussac. Temperatura assoluta	224
9.1.3	Seconda legge di Volta Gay-Lussac	227
9.1.4	Equazione di stato dei gas	229
9.1.5	Modi di esprimere il volume e la pressione e valori della costante universale R	231

9.1.6 La densità dei gas	234
9.2 Miscugli gassosi	236
9.2.1 Pressioni parziali. Legge di Dalton	236
9.2.2 Volumi parziali. Legge di Amagat	237
9.2.3 Massa molare media di un miscuglio gassoso	238
9.3 Determinazione della massa molecolare di gas e di sostanze volatili	241
9.4 I gas reali	242
9.5 Tensione di vapore di un liquido	246
9.5.1 Diagramma di Andrews: temperatura critica	251
9.6 ESERCIZI	252

CAPITOLO 10

Termochimica	256
10.1 Calore, energia interna ed entalpia	256
10.2 Stato di riferimento per i potenziali termodinamici: stato standard	263
10.3 Entalpia di formazione	264
10.4 Entalpia di reazione	265
10.5 Entalpia di combustione	265
10.6 Calcolo dell'entalpia di formazione	266
10.6.1 Legge di Hess	266
10.7 ESERCIZI	275

CAPITOLO 11

Termodinamica chimica: l'entropia e l'energia libera	277
11.1 Entropia e spontaneità dei processi	277
11.2 Variazione di entropia in processi irreversibili e reversibili	277
11.3 Reazioni chimiche ed entropia	278
11.4 L'energia libera	282
11.4.1 Energia libera e lavoro utile	282
11.5 Reazioni chimiche ed energia libera	284
11.5.1 Costante di equilibrio	286
11.6 ESERCIZI	290

CAPITOLO 12

Diagrammi di stato	292
12.1 Equilibri di fase e varianza	292
12.2 Equazione di Clapeyron	293
12.3 Diagrammi di stato a un componente	295

12.4	Diagrammi di stato a due componenti	298
12.5	Diagramma di stato di due sostanze completamente miscibili allo stato liquido e completamente immiscibili allo stato solido	298

CAPITOLO 13

Soluzioni e proprietà colligative	300	
13.1	Le soluzioni	300
13.2	Modi di esprimere la concentrazione	300
13.2.1	Rapporto massa a massa	301
13.2.2	Rapporto massa a volume	302
13.2.3	Rapporto volume a volume	303
13.3	Diluizione e calcolo della nuova concentrazione	309
13.3.1	Regola delle mescolanze	309
13.4	Ripartizione di un soluto tra due solventi immiscibili. Legge della ripartizione di Nernst	311
13.5	Solubilità dei gas nei liquidi. Legge di Henry	315
13.6	Proprietà colligative delle soluzioni. Determinazione della massa molecolare di sostanze non volatili	318
13.6.1	Legge di Raoult	318
13.6.2	Abbassamento relativo della tensione di vapore	319
13.6.3	Abbassamento del punto di congelamento e innalzamento del punto di ebollizione	319
13.6.4	Pressione osmotica	321
13.6.5	Proprietà colligative di soluzioni non diluite. Attività	323
13.6.6	Determinazione della massa molecolare di sostanze poco volatili. Crioscopia ed ebullioscopia	323
13.7	Dissociazione elettrolitica. Elettroliti forti e deboli	324
13.7.1	Proprietà colligative di soluzioni elettrolitiche	325
13.8	ESERCIZI	333

CAPITOLO 14

Cinetica chimica	338	
14.1	Velocità di reazione	338
14.2	Teoria delle collisioni: complesso attivato e intermedi di reazione	340
14.3	Dipendenza della velocità dalla concentrazione dei reagenti: ordine e moleolarità della reazione	343
14.3.1	Cinetica del primo ordine	345
14.3.2	Cinetiche del secondo ordine	348
14.4	Dipendenza della velocità di reazione dalla temperatura	349
14.5	Dipendenza della velocità di reazione dai catalizzatori	351
14.5.1	Catalisi omogenea	354
14.5.2	Catalisi eterogenea	355
14.5.3	Catalisi enzimatica	357
14.5.4	Reazioni fotochimiche con meccanismo a catena	358

CAPITOLO 15**Equilibrio chimico in sistemi omogenei** 360

- 15.1** Equilibri omogenei in fase gassosa 360
- 15.2** Costante di equilibrio in funzione delle concentrazioni, delle frazioni molari e del numero di moli 361
- 15.3** Fattori che influenzano l'equilibrio 362
 - 15.3.1** Influenza della quantità di un componente 362
 - 15.3.2** Influenza del volume, della concentrazione e della pressione 363
 - 15.3.3** Influenza della temperatura 364
- 15.4** ESERCIZI 379

CAPITOLO 16**Equilibri in soluzione: pH e prodotto di solubilità** 383

- 16.1** Autoprotolisi dell'acqua 383
 - 16.1.1** Soluzioni acide, basiche e neutre. pH 384
 - 16.1.2** Acidi e basi monovalenti 385
 - 16.1.3** Dissociazione di acidi poliprotici 386
- 16.2** Calcolo del pH di una soluzione diluita 388
 - 16.2.1** Acidi e basi 389
 - 16.2.2** Soluzioni di sali. Idrolisi 397
 - 16.2.3** Soluzioni tampone 400
- 16.3** Prodotto di solubilità 411
- 16.4** ESERCIZI 423

CAPITOLO 17**Elettrochimica: conducibilità, pile ed elettrolisi** 428

- 17.1** Conducibilità delle soluzioni elettrolitiche 428
 - 17.1.1** Grado di dissociazione di un elettrolita debole da misure di conduttanza 432
- 17.2** Pile 433
 - 17.2.1** Potenziale elettrodico e forza elettromotrice 434
 - 17.2.2** La funzione del ponte salino 436
 - 17.2.3** Schema degli elettrodi e delle pile 437
 - 17.2.4** Potenziali standard 438
 - 17.2.5** f_{em} e potenziali attuali: legge di Nernst 441
 - 17.2.6** Elettrodi di prima e seconda specie 444
 - 17.2.7** Ponte salino nelle pile con un elettrodo di seconda specie 452
 - 17.2.8** Pile di concentrazione 453
- 17.3** Elettrolisi 465
 - 17.3.1** Reazioni agli elettrodi. Potenziale di decomposizione 466

17.3.2	Processi elettrodi e potenziali	469
17.3.3	Sovratensione	471
17.3.4	Scelta del metallo per gli elettrodi	480
17.3.5	Reazioni elettrochimiche successive	483
17.3.6	Leggi di Faraday	483
17.4	ESERCIZI	491

CAPITOLO 18

Chimica organica	497	
18.1 La chimica del carbonio	497	
18.2 Perché il carbonio?	497	
18.2.1	Carbonio: un atomo unico e versatile	497
18.2.2	Rappresentazione dei composti organici: le formule di struttura, le formule condensate, le formule a scheletro e l'isomeria	500
18.3 Gli idrocarburi	505	
18.3.1	Alcani: proprietà fisico-chimiche, isomeria strutturale e nomenclatura	506
18.3.2	Alcheni e gli alchini	513
18.3.3	Idrocarburi aromatici	516
18.3.4	Fonti naturali di idrocarburi	519
18.4 I principali gruppi funzionali	520	
18.4.1	Alogenuri: alchilici (R-X) e arilici (Ar-X)	520
18.4.2	Gruppo funzionale O-H: gli alcoli e i fenoli	524
18.4.3	Eteri	526
18.4.4	Gruppo funzionale C=O: le aldeidi e i chetoni	527
18.4.5	Ammine	529
18.4.6	Acidi carbossilici	531
18.4.7	Derivati degli acidi carbossilici: gli esteri e le ammidi	535
18.4.8	Nitrili	538
18.5 I polimeri sintetici	539	

CAPITOLO 19

Preparazioni industriali	546
19.1 Preparazioni dell'idrogeno	546
19.2 Preparazione dei metalli alcalini e alcalino-terrosi	547
19.3 La soda caustica e la soda Solvay	548
19.4 L'ammoniaca e l'acido nitrico	550
19.5 L'acido solforico	551
19.6 Processi siderurgici	552
Indice analitico	555