

INDICE GENERALE

Capitolo 1 Concetti introduttivi

1.1 Il metodo scientifico e la Chimica	1
BOX 1.1 Esempio di sviluppo della conoscenza scientifica attraverso la sperimentazione	2
1.2 Strumenti di misura e unità di misura	3
1.3 Sistema Internazionale delle unità di misura	5
1.4 Precisione e accuratezza di una misura	7
1.5 Notazione scientifica e cifre significative	8
1.6 Strategia generale per risolvere i problemi	10
1.7 Richiami di Matematica e Fisica	12
1.7.1 Proporzioni e percentuali	12
1.7.2 Logaritmi	14
1.7.3 Equazione di secondo grado	14
1.7.4 Sistemi di equazioni	15
1.7.5 Funzioni e grafici	15
1.7.6 Vettori e operazioni vettoriali	17
1.7.7 Velocità istantanea e concetto di derivata	19
1.7.8 Interazione tra cariche. Legge di Coulomb	20

Capitolo 2 Introduzione alla Chimica

2.1 La Chimica: definizione e classificazione della materia	23
2.2 Proprietà della materia e processi fisici e chimici	26
2.3 Tecniche di separazione della materia	26
2.4 Il ruolo centrale della Chimica: tra realtà e pregiudizi	28

Capitolo 3 La struttura dell'atomo

3.1 Lo sviluppo della teoria atomica	31
3.2 Le particelle subatomiche	32
3.3 Atomi, isotopi, ioni	33
3.4 Massa atomica e peso atomico	34
3.5 La mole e la costante di Avogadro	37
3.6 La radiazione elettromagnetica	40
3.7 La quantizzazione dell'energia	43
3.8 Il modello planetario dell'atomo di idrogeno	44
3.9 Gli elementi chimici: genesi e distribuzione sulla Terra e nei sistemi viventi	46
BOX 3.1 Stabilità dei nuclei atomici e decadimento radioattivo	48
BOX 3.2 Il radon	51

Capitolo 4 Orbitali atomici e configurazione elettronica

4.1 Le basi della meccanica quantistica: dualismo onda-particella e principio di indeterminazione	53
4.2 L'equazione di Schrödinger e la funzione d'onda	54
4.3 Gli orbitali dell'atomo di idrogeno e i numeri quantici	55
4.4 La forma e la dimensione degli orbitali atomici	57
4.5 Lo spin dell'elettrone	59

4.6	Gli atomi polielettronici	60
4.7	Configurazione elettronica e principio dell'Aufbau	62
4.8	Proprietà magnetiche degli atomi	66
	BOX 4.1 I materiali magnetici e il ferromagnetismo	67
Capitolo 5 Tavola periodica degli elementi		
5.1	La tavola periodica tra passato e presente	69
	BOX 5.1 Elementi radioattivi e loro utilizzo	71
5.2	Configurazioni elettroniche e tavola periodica	73
5.3	Periodicità delle proprietà degli elementi	76
5.4	Dimensioni di atomi e ioni	77
5.5	Energie di ionizzazione.	82
5.6	Carattere metallico e formazione di composti ionici.	86
5.7	Energie di affinità elettronica.	86
5.8	Elettronegatività degli elementi	87
5.9	La tavola periodica della Natura	89
Capitolo 6 Il legame chimico		
6.1	Introduzione al legame chimico e notazione di Lewis	93
6.2	Il legame covalente secondo la teoria del Legame di Valenza	94
	6.2.1 Molecole e ioni biatomici. Lunghezze ed energie di legame, legami σ e π , cariche formali.	94
	BOX 6.1 Esempi di formule di Lewis di molecole e ioni biatomici, e definizione di radicale	101
	6.2.2 La risonanza	101
	6.2.3 Molecole e ioni poliatomici. Ibridazione degli orbitali e geometria	102
	6.2.4 Eccezioni alla regola dell'ottetto. Coinvolgimento di orbitali d nella forma- zione dei legami	110
	6.2.5 Esempi di determinazione delle formule di Lewis e delle geometrie di mole- cole e ioni	114
	6.2.6 Considerazioni critiche sulle ibridazioni	117
	BOX 6.2 La struttura delle molecole con più atomi centrali	118
6.3	Il legame covalente secondo la teoria dell'Orbitale Molecolare	119
	BOX 6.3 Approfondimento della teoria dell'Orbitale Molecolare	123
	BOX 6.4 Breve riassunto dei concetti chiave	124
6.4	Strutture covalenti continue	125
6.5	Il legame ionico e il modello delle sfere rigide	127
6.6	Il legame metallico	131
	6.6.1 Il modello del "mare di elettroni" e le leghe.	131
	6.6.2 La teoria delle bande: conduttori, semiconduttori e isolanti	133
Capitolo 7 Gli stati di aggregazione della materia		
7.1	Introduzione	137
7.2	Classificazione dei solidi in base al tipo di legame e al grado di ordine, cristallinità e amorfismo	138
	BOX 7.1 Il vetro siliceo	140
7.3	Alcune proprietà dei liquidi	141
	BOX 7.2 I cristalli liquidi	143
7.4	Lo stato gassoso: grandezze fondamentali	144
	7.4.1 I gas ideali	145
	7.4.2 Miscele gassose: pressioni parziali e legge di Dalton	148
	7.4.3 I gas reali e l'equazione di van der Waals	149
7.5	Le transizioni di stato.	150
	7.5.1 I diagrammi di stato	151

7.6	Le forze in gioco nei passaggi di stato delle sostanze	155
7.6.1	Le forze di van der Waals	158
7.6.2	Il legame idrogeno.	160
7.7	Il ruolo delle interazioni elettrostatiche nella dissoluzione delle sostanze in acqua	162
7.7.1	Solubilizzazione di un composto ionico (interazioni ione-dipolo)	162
7.7.2	Scioglimento di un composto polare (interazioni dipolo-dipolo o legami idrogeno).	163
7.7.3	Scioglimento di un composto apolare (interazioni dipolo-dipolo indotto)	164
BOX 7.3	Analisi critica di andamenti di temperature di ebollizione	165

Capitolo 8 Soluzioni e loro composizione. Proprietà colligative delle soluzioni

8.1	Le soluzioni	167
8.2	Formazione di una soluzione e processi correlati	169
BOX 8.1	Densità	172
8.3	Composizione di una soluzione: i diversi modi di esprimere la concentrazione.	174
8.3.1	Molarità	174
8.3.2	Molalità	175
8.3.3	Frazione molare	176
8.3.4	Massa di soluto per volume di soluzione	176
8.3.5	Percentuale in massa.	177
BOX 8.2	Altri modi di esprimere la concentrazione di una soluzione	177
8.4	Calcolo delle concentrazioni delle specie in soluzione	180
8.5	Proprietà colligative delle soluzioni	183
8.5.1	Abbassamento della tensione di vapore	185
8.5.2	Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico	187
8.5.3	Pressione osmotica	190
BOX 8.3	Le proprietà colligative nella realtà quotidiana	191

Capitolo 9 Formule e nomenclatura delle sostanze chimiche

9.1	Sostanze chimiche e formula bruta (o molecolare)	195
9.1.1	Numero (o stato) di ossidazione.	199
9.2	Formula minima e formula di struttura.	202
9.2.1	Formula minima	202
9.2.2	Formula di struttura	206
9.3	Nomenclatura delle principali classi di composti inorganici.	208
9.3.1	Composti binari	209
BOX 9.1	Nomenclatura di cationi e anioni	210
9.3.2	Idracidi e ossidi	212
9.3.3	Idrossidi, ossiacidi e specie derivate.	214
BOX 9.2	Formula molecolare estesa.	219

Capitolo 10 Reazioni chimiche, bilanciamento e relazioni ponderali

10.1	Reazioni ed equazioni chimiche	221
10.2	Classificazione delle reazioni chimiche	222
10.3	Bilanciamento delle reazioni chimiche.	226
10.3.1	Bilanciamento di reazioni che coinvolgono specie ioniche.	231
10.3.2	Bilanciamento di reazioni redox	233
10.3.3	Equazione ionica totale e netta	238
10.4	Relazioni ponderali, purezza e resa di reazione	240
10.5	Relazioni ponderali e reagente limitante	244

Capitolo 11 Termochimica

11.1	Concetti preliminari.	249
------	-------------------------------	-----

11.1.1	Sistema, ambiente e convenzione dei segni.	249
11.1.2	Funzioni di stato	250
11.1.3	Attività e stato standard.	251
	BOX 11.1 Attività, fugacità e stato standard.	252
	BOX 11.2 I principi della Termodinamica	252
11.2	L'entalpia di reazione: calcolo e legge di Hess	252
11.2.1	Previsioni qualitative basate sull'entalpia	255
11.3	L'entropia di reazione: calcolo e previsioni qualitative.	257
11.4	Spontaneità e analisi di possibili criteri di spontaneità.	258
11.5	Energia libera di Gibbs	259
11.6	Stabilità, spontaneità e fattibilità	261
11.7	Previsioni di spontaneità e stima della temperatura di ebollizione di un liquido.	261
11.7.1	Reazione esotermica e con aumento del disordine	261
11.7.2	Reazione endotermica e con diminuzione del disordine	262
11.7.3	Reazione endotermica e con aumento del disordine	262
11.7.4	Reazione esotermica e con diminuzione del disordine	263
11.7.5	Calcolo della temperatura di ebollizione di un liquido.	264
Capitolo 12 Equilibrio chimico: i fondamenti		
12.1	Quoziente di reazione.	265
12.2	Equilibrio chimico dinamico	267
12.3	La costante di equilibrio	268
12.3.1	Dipendenza della costante di equilibrio dalla temperatura	270
12.4	Equilibri in fase gassosa	270
12.5	Il principio di Le Châtelier	273
12.5.1	Effetto della variazione di concentrazione	274
12.5.2	Effetto della variazione della pressione in un sistema gassoso: il processo Haber-Bosch	275
	BOX 12.1 Riassunto dei concetti fondamentali del capitolo	278
Capitolo 13 Acidi e basi		
13.1	Acidità e basicità di una sostanza.	279
13.2	Teoria acido/base di Brønsted e Lowry, coppie coniugate	279
13.3	Equilibrio di autoprotolisi dell'acqua, K_w e scala di pH	282
13.4	Acidi forti e deboli, K_a	284
13.5	Basi forti e deboli, K_b	288
13.6	Acidi deboli poliprotici.	290
13.7	pH di soluzioni saline.	291
13.8	Soluzioni tampone	293
13.9	Titolazioni acido/base e indicatori cromatici	296
13.9.1	Titolazione di acidi e basi forti	297
13.9.2	Titolazione di acidi e basi deboli	298
13.9.3	Indicatori cromatici	299
	BOX 13.1 Teoria acido-base di Lewis	301
	BOX 13.2 Il pH del terreno	303
Capitolo 14 Sali poco solubili		
14.1	Solubilità dei sali	305
14.2	Equilibri di solubilità	306
14.3	Solubilità e principio di Le Châtelier.	310
14.3.1	Effetto di uno ione comune	310
14.3.2	Effetto del pH della soluzione	311
14.3.3	Formazione di ioni complessi.	314
14.4	Il caso del carbonato di calcio	315

Capitolo 15 Elettrochimica

15.1	Introduzione.	317
15.2	Le pile	318
15.3	I potenziali di riduzione.	321
15.4	L'equazione di Nernst.	325
15.5	Le pile e l'equilibrio chimico.	327
15.6	Pile a concentrazione	328
15.7	L'elettrolisi	329
	BOX 15.1 La corrosione dei metalli	333
	BOX 15.2 Batterie di uso comune	334
	BOX 15.3 Celle a combustibile	336
	BOX 15.4 Processi elettrolitici industriali	337

Capitolo 16 Cinetica chimica

16.1	Velocità di una reazione chimica	339
16.2	Legge cinetica.	341
16.3	Modelli teorici per la cinetica chimica	344
16.4	Costante di velocità ed equazione di Arrhenius	346
16.5	Parametri che influenzano la velocità di reazione	347
16.6	Catalisi e catalizzatori	348
	16.6.1 Catalisi omogenea ed eterogenea	349
	16.6.2 Catalisi enzimatica	351
	BOX 16.1 Determinazione sperimentale dell'ordine di reazione	352
	BOX 16.2 Velocità di una reazione multistadio.	354

Capitolo 17 Chimica degli elementi

17.1	Introduzione.	357
	BOX 17.1 Riepilogo delle principali caratteristiche degli elementi metallici	358
17.2	L'idrogeno	358
	17.2.1 L'idrogeno molecolare è un combustibile non inquinante?.	359
17.3	Gli elementi del gruppo 1.	360
	17.3.1 Distribuzione in Natura e implicazioni biologiche	361
	17.3.2 Sintesi e proprietà delle specie elementari	361
	17.3.3 Alcuni utilizzi.	363
17.4	Gli elementi del gruppo 2.	364
	17.4.1 Il carattere metallico	364
	17.4.2 Distribuzione in Natura e implicazioni biologiche	365
	BOX 17.2 I composti di coordinazione	367
	17.4.3 Sintesi e proprietà degli elementi	368
	17.4.4 Alcuni utilizzi.	368
17.5	Gli elementi del gruppo 13	368
	17.5.1 Distribuzione in Natura	369
	BOX 17.3 Da cosa dipende la solubilità degli ioni metallici in acqua?.	369
	17.5.2 Effetto di coppia inerte	370
	17.5.3 Proprietà e utilizzi degli elementi e dei relativi composti	370
17.6	Gli elementi del gruppo 14	372
	17.6.1 Le specie elementari	372
	17.6.2 Il ciclo del carbonio e le implicazioni ambientali	374
	BOX 17.4 L'effetto serra	375
	17.6.3 I composti del silicio in Natura	376
	BOX 17.5 Perché CO_2 è un gas mentre l'omologo SiO_2 è un solido?	378
	BOX 17.6 Un effetto dell'appartenenza al periodo nella reattività dei composti del gruppo 14	379
	17.6.4 Gli utilizzi e la criticità ambientale del piombo	380

17.7	Gli elementi del gruppo 15.	381
17.7.1	Il ciclo naturale dell'azoto e i composti dell'azoto	381
BOX 17.7	L'azoto e il fosforo nei fertilizzanti	384
17.7.2	Il fosforo elementare e i composti del fosforo	384
17.7.3	Andamenti di energie di legame e di temperature di ebollizione	387
17.7.4	La tossicità dell'arsenico.	388
17.8	Gli elementi del gruppo 16.	388
17.8.1	Le specie elementari, gli elementi in Natura e alcuni composti	389
17.8.2	L'ozono.	391
17.8.3	La produzione dell'acido solforico	392
17.9	Gli elementi del gruppo 17.	393
17.9.1	Le specie elementari e gli elementi in Natura	393
17.9.2	Alcuni composti e loro utilizzi.	394
BOX 17.8	La potabilizzazione dell'acqua.	396
17.10	Gli elementi del gruppo 18.	397
17.11	Gli elementi del blocco <i>d</i>	398
17.11.1	Il titanio	401
17.11.2	Il ferro	402
17.11.3	Il rame	403
17.11.4	Il mercurio	404

Capitolo 18 Introduzione alla Chimica Organica

18.1	Cos'è la Chimica Organica?	407
18.2	Idrocarburi alifatici e loro derivati	408
18.3	Idrocarburi aromatici e loro derivati	412
18.4	Gli isomeri	414
18.4.1	Isomeri di struttura	414
18.4.2	Stereoisomeri	414
18.5	Alcoli, eteri, fenoli e ammine.	417
18.6	I composti carbonilici.	419
18.6.1	Aldeidi e chetoni	419
18.6.2	Acidi carbossilici	420
18.6.3	Esteri	420
18.6.4	Ammidi	422
18.7	I polimeri	422
18.8	Molecole di importanza biologica	425
18.8.1	Lipidi	425
18.8.2	Glucidi	426
18.8.3	Amminoacidi e proteine	427
18.8.4	Acidi nucleici	431
BOX 18.1	Il petrolio	433
BOX 18.2	Oli, grassi e saponi	434
BOX 18.3	Molecole incatenate e incastrate	436

Appendici

A	Configurazioni elettroniche degli elementi chimici nel proprio stato fondamentale (Z da 1 a 103)	439
B	Peso atomico degli elementi (Z da 1 a 103).	442
C	Costanti fisiche fondamentali	445
D	Fattori di conversione di alcune unità di misura	445
E	Una selezione di valori dei parametri termochimici (riferiti alla temperatura di 298.15 K)	446

F	Valori di K_a e pK_a per acidi deboli monoprotici in soluzione acquosa, misurati a 25 °C	451
	Valori di pK_a per acidi deboli poliprotici in soluzione acquosa, misurati a 25 °C	451
	Valori di K_b e pK_b per basi deboli in soluzione acquosa, misurati a 25 °C	451
G	Valori di K_s per alcuni sali e idrossidi poco solubili (soluzione acquosa, $T = 298.15$ K)	453
H	Potenziale elettrochimico standard di riduzione (E°) di alcune coppie redox ($T = 298.15$ K)	455
I	Tensione di vapore di H_2O in funzione della temperatura	456
	Glossario	457
	Indice analitico	469