

INDICE

Capitolo	1	LE FORMULE	
	1.1.	Che cosa è la chimica?	1
	1.2.	La materia	2
	1.3.	La fase	2
	1.4.	L'energia	4
		1.4.1. <i>Il lavoro</i>	4
		1.4.2. <i>Il calore</i>	5
Capitolo	2	LA STRUTTURA DELL'ATOMO	
	2.1.	Le particelle che formano l'atomo	7
	2.2.	Il nucleo	7
		2.2.1. <i>Le particelle che formano il nucleo</i>	8
		2.2.2. <i>Gli isotopi e le trasformazioni nucleari</i>	10
		2.2.3. <i>Gli isotopi e il peso atomico</i>	11
		2.2.4. <i>Le molecole e le leggi della combinazione chimica</i>	12
		2.2.5. <i>Molecole, peso molecolare e mole</i>	12
	2.3.	L'elettrone	16
		2.3.1. <i>Le radiazioni elettromagnetiche: la loro doppia natura ondulatoria e corpuscolare</i>	16
		2.3.2. <i>L'atomo di Bohr e lo spettro atomico</i>	20
		2.3.3. <i>La natura dualistica dell'elettrone e la meccanica ondulatoria</i>	20
		2.3.4. <i>Le funzioni d'onda e gli orbitali atomici (OA)</i>	22
		2.3.5. <i>Gli orbitali atomici, OA, e i numeri quantici</i>	23
		2.3.6. <i>La scala energetica degli OA</i>	27
		2.3.7. <i>L'elettrone e lo spin: il principio di esclusione di Pauli</i>	29
		2.3.8. <i>La costruzione della struttura elettronica di un atomo</i>	31
		2.3.9. <i>Le dimensioni dell'atomo</i>	34

2.4.	Ionizzazione: il potenziale di ionizzazione, PI	36
2.4.1.	<i>Ionizzazione: l'affinità elettronica, AE</i>	39
2.4.2.	<i>L'elettronegatività</i>	40
2.4.3.	<i>La tavola periodica</i>	40
Capitolo 3	IL LEGAME CHIMICO	
3.1.	Il legame chimico	47
3.1.1.	<i>Che cosa è il legame chimico</i>	47
3.1.2.	<i>Il legame a due elettroni</i>	48
3.1.3.	<i>L'elettronegatività e il legame chimico</i>	51
3.2.	Il legame covalente	51
3.2.1.	<i>Quanti legami può formare un atomo? La valenza</i>	51
3.2.2.	<i>L'azoto (N₂) e il fluoro (F₂) molecolari: due semplici casi</i>	53
3.2.3.	<i>I composti di N, O e F con H: il legame covalente si complica</i>	54
3.2.4.	<i>I dipoli: interazioni dipolo-dipolo fra molecole dipolari</i>	58
3.2.5.	<i>La famiglia dei legami chimici si allarga: il legame a idrogeno</i>	60
3.2.6.	<i>Miscele di sostanze dipolari. Un nuovo tipo di legame covalente: il legame covalente dativo o di coordinazione</i>	63
3.3.	Il legame ionico	65
3.3.1.	<i>I metalli e il legame ionico</i>	65
3.3.2.	<i>I composti ionici e il reticolo cristallino</i>	66
3.3.3.	<i>I gas inerti e le forze di Van der Waals</i>	68
3.3.4.	<i>I metalli: il legame metallico</i>	70
3.3.5.	<i>Miscibilità fra sostanze polari e apolari. Solubilità dei solidi</i>	72
3.4.	Gli orbitali molecolari	74
3.4.1.	<i>Aumentano le difficoltà</i>	74
3.4.2.	<i>La molecola di H₂ secondo la teoria dell'orbitale molecolare (OM)</i>	75
3.4.3.	<i>Le molecole biatomiche omonucleari: gli OML ed il I periodo della tavola periodica</i>	79
3.4.4.	<i>Le molecole biatomiche eteronucleari</i>	85
3.5.	Gli orbitali atomici ibridi (OAI)	88
3.5.1.	<i>Gli OML non sono sufficienti</i>	88
3.5.2.	<i>Gli orbitali atomici ibridi (OAI): la ibridizzazione sp³</i>	89

3.5.3. <i>Gli OAi: la ibridizzazione sp^2 e i doppi legami</i>	93
3.5.4. <i>Gli OAi: la ibridizzazione sp e i legami tripli</i>	96
3.5.5. <i>Flessibilità della teoria OML. OM delocalizzati (OMd): la risonanza</i>	97
3.5.6. <i>Alcuni casi più complessi</i>	103

Capitolo 4 NOMENCLATURA

4.1. Principi generali	107
4.2. Gli ossidi	107
4.2.1. <i>Gli ossidi basici</i>	108
4.2.2. <i>Le anidridi o ossidi acidi</i>	109
4.2.3. <i>I perossidi</i>	110
4.2.4. <i>I superossidi</i>	110
4.3. Gli idrossidi e gli acidi	111
4.3.1. <i>Gli idrossidi</i>	111
4.3.2. <i>Gli ossidi acidi</i>	111
4.3.3. <i>Gli idracidi</i>	112
4.3.4. <i>Gli ioni degli acidi: gli anioni</i>	112
4.3.5. <i>Gli ioni dei metalli: i cationi</i>	113
4.4. I sali	113
4.4.1. <i>La nomenclatura dei sali</i>	113
4.4.2. <i>I sali acidi</i>	113
4.5. Gli idruri	114
4.5.1. <i>La nomenclatura degli idruri</i>	114
4.6. Come si scrive la formula di un composto chimico	114
4.6.1. <i>Gli ossidi e le anidridi</i>	115
4.6.2. <i>Gli idrossidi</i>	115
4.6.3. <i>I sali</i>	115

Capitolo 5 LA BIOINORGANICA

5.1. Considerazioni generali	117
5.2. Gli elementi del corpo umano	118
5.2.1. <i>L'idrogeno</i>	119
5.2.2. <i>Gli elementi alcalini di interesse biologico</i>	120
5.2.3. <i>Gli elementi alcalino terrosi di interesse biologico</i>	121

	5.2.4. <i>Gli elementi del sesto gruppo di interesse biologico</i>	122
5.3.	Gli elementi di transizione	127
	5.3.1. <i>Il ferro</i>	127
Capitolo 6	LE LEGGI DELLA CHIMICA	
6.1.	Generalità	131
6.2.	Il concetto di grammo-atomo e mole	134
6.3.	Calcolo del numero di moli	137
6.4.	I gas	138
6.5.	Applicazione del concetto di mole alle reazioni chimiche	140
6.6.	Moli e soluzioni	141
Capitolo 7	TERMODINAMICA Primo principio	
7.1.	Introduzione	147
7.2.	Misura del calore	148
7.3.	Il calorimetro	149
7.4.	Primo principio della termodinamica	151
7.5.	Entalpia	153
7.6.	Processi che coinvolgono calore	156
	7.6.1. <i>Processi chimici</i>	156
	7.6.2. <i>Processi fisici</i>	158
7.7.	Condizioni standard	159
7.8.	Equazioni termochimiche	159
7.9.	Altre variazioni di entalpia	165
Capitolo 8	TERMODINAMICA Secondo principio	
8.1.	Introduzione	169
8.2.	Il secondo principio della termodinamica	170
	8.2.1. <i>Fusione dell'acqua</i>	172
	8.2.2. <i>Evaporazione dell'etere</i>	172
	8.2.3. <i>Solubilizzazione del nitrato di ammonio</i>	172
8.3.	Entropia	173
8.4.	Energia libera	175

8.5.	Approccio meccanico all'entropia e all'energia libera	178
8.6.	Processi reversibili ed irreversibili	180
8.7.	Condizioni standard	182
8.8.	Il terzo principio della termodinamica	186
8.9.	Applicazione delle funzioni termodinamiche alle reazioni chimiche	189
	8.9.1. <i>Variazioni di entropia</i>	189
	8.9.2. <i>Variazioni di entalpia</i>	190
	8.9.3. <i>Variazioni di energia libera</i>	190

Capitolo 9 CINETICA CHIMICA

9.1.	Introduzione	193
9.2.	Effetto delle concentrazioni dei reagenti sulla velocità di reazione. Ordine di reazione	195
9.3.	Equazione cinetica per una reazione di primo ordine	197
9.4.	Equazione cinetica per una reazione di secondo ordine	199
9.5.	Equazione cinetica per una reazione di ordine zero	203
9.6.	Determinazione sperimentale dell'ordine di una reazione	204
9.7.	Effetto della temperatura sulla velocità di reazione	205
9.8.	Teoria delle collisioni	206
9.9.	Teoria dello stato di transizione	209
9.10.	Catalisi	210
9.11.	Approccio cinetico alla definizione della "costante di equilibrio"	211
9.12.	Cenni di cinetica enzimatica	214

Capitolo 10 EQUILIBRI

10.1.	Introduzione	219
10.2.	Equilibri dinamici	219
	10.2.1. <i>Tensione di vapore</i>	220
	10.2.2. <i>Soluzioni sature</i>	220
	10.2.3. <i>Pressione osmotica</i>	221

10.3.	L'equilibrio chimico	222
10.4.	Legge delle azioni di massa	225
10.5.	K_p e K_c	227
10.6.	Equilibri omogenei, eterogenei e in soluzione	229
10.7.	Reazioni di equilibrio e reazioni a completamento	231
10.8.	Principio di Le Chatelier	231
	<i>10.8.1. Modifica della concentrazione di una specie</i>	232
	<i>10.8.2. Variazione del volume o della pressione</i>	233
	<i>10.8.3. Variazioni di temperatura</i>	234
10.9.	Quoziente di reazione	236
10.10.	Come risolvere i problemi stechiometrici di equilibrio chimico	238

Capitolo 11 SOLUZIONI

11.1.	Soluzioni	243
11.2.	Concentrazioni delle soluzioni	244
	<i>11.2.1. Molarità</i>	245
	<i>11.2.2. Frazione molare</i>	246
	<i>11.2.3. Molalità</i>	246
	<i>11.2.4. Normalità</i>	247
11.3.	Solubilità dei solidi e liquidi	248
11.4.	Solubilità dei gas nei liquidi	250
11.5.	Proprietà colligative	252
	<i>11.5.1. Abbassamento della tensione di vapore</i>	253
	<i>11.5.2. Abbassamento crioscopico e innalzamento ebullioscopico</i>	254
	<i>11.5.3. Pressione osmotica</i>	255
11.6.	Osmolalità	256
	<i>11.6.1. Proprietà colligative di soluzioni acquose di un elettrolita forte</i>	257
	<i>11.6.2. Proprietà colligative di un elettrolita debole</i>	258

Capitolo 12 EQUILIBRI IONICI IN SOLUZIONE ACQUOSA

12.1.	Equilibri ionici in soluzione acquosa	259
12.2.	Definizione di acido e di base	260

	12.2.1. Acidi e Basi	266
12.3.	Calcolo di pH di soluzioni acquose diluite	272
	12.3.1. Acidi forti	272
	12.3.2. Basi forti	273
	12.3.3. Acidi deboli monoprotici	274
	12.3.4. Basi deboli	275
12.4.	Sali	278
	12.4.1. Potere tampone	287
12.5.	Acidi poliprotici	290
12.6.	Acido carbonico e suoi sali	291
12.7.	Acido fosforico e suoi sali	293
12.8.	Curve di titolazione acido-base	306
	12.8.1. Titolazione di un acido forte con una base forte.	309
	12.8.2. Curva di titolazione di un acido debole con una base forte	310
	12.8.3. Titolazione di acidi poliprotici con basi forti	311
12.9.	Curve di titolazione degli amminoacidi	314
12.10.	Prodotto di solubilità	318
12.11.	Ricapitolazione soluzioni acquose	320
	12.11.1. Acidi forti	321
	12.11.2. Basi forti	321
	12.11.3. Acidi deboli	321
	12.11.4. Basi deboli	321
	12.11.5. Sali	321

Capitolo 13 REAZIONI DI OSSIDORIDUZIONE

13.1.	Reazioni di ossidoriduzione	325
13.2.	Numero di ossidazione	327
13.3.	Bilanciamento di reazioni di ossidoriduzione	329
13.4.	Pila elettrochimica	330
13.5.	Potenziali normali o standard di riduzione	331
13.6.	Equazione di Nernst	335
13.7.	Potenziali e spontaneità di una reazione	336
13.8.	Relazione tra ΔE^0 e costanti di equilibrio	337
13.9.	Conduzione negli elettroliti e elettrolisi	337
13.10.	Relazioni quantitative nell'elettrolisi	339