



Chimica Generale e Inorganica

Principi, applicazioni, esempi svolti

Diego La Mendola

Maria Elisa Crestoni

Ivana Fenoglio

Aurore Fraix

Gemma Leone

Daniela Marasco

Nicola Margiotta

Tiziano Marzo

Alessio Orbelli Biroli

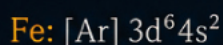
Concetta Pacifico

Salvatore Petralia

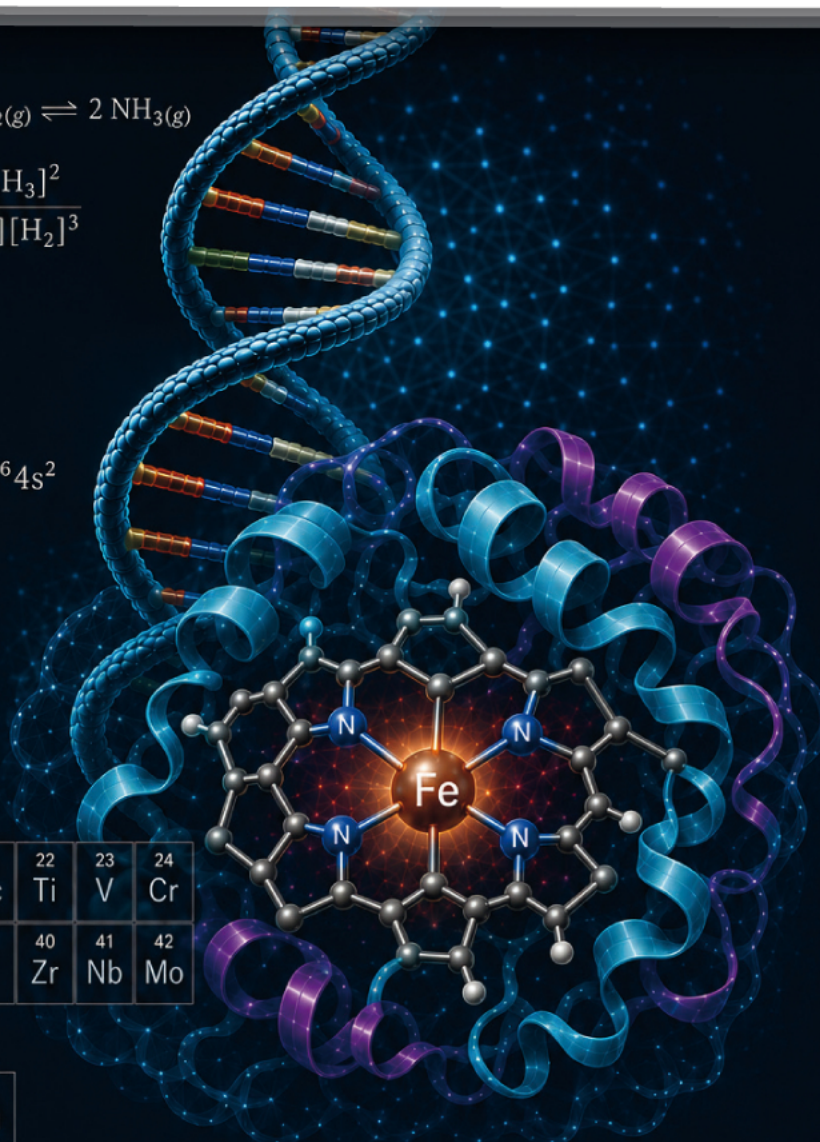
Valerio Voliani



$$K_c = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$$



1	H				
3	Li	4	Be		
11	Na	12	Mg		
19	K	20	Ca	21	Sc
37	Rb	38	Sr	39	Y
55	Cs	56	Ba		
				71	Lu
				71	
58	Ce	59	Pr	60	Nd
61	Pm	62	Sm	63	Eu
64	Gd	65	Tb	66	Dy
67	Ho	68	Er	69	Tm
70	Yb				



Accedi all'ebook e ai contenuti digitali

Espandi le tue risorse

un libro che **non pesa**
e si **adatta** alle dimensioni
del **tuo lettore!**



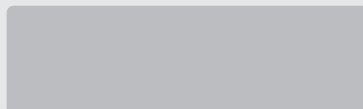
COLLEGATI AL SITO
EDISES.IT

ACCEDI AL
MATERIALE DIDATTICO

SEGUI LE
ISTRUZIONI

Utilizza il codice personale contenuto nel riquadro per registrarti al sito **edises.it** e attiva la tua **area riservata**. Potrai accedere alla **versione digitale** del testo e a ulteriore **materiale didattico**.

Scopri il tuo **codice personale** grattando delicatamente la superficie



Il volume NON può essere venduto, né restituito, se il codice personale risulta visibile.
L'**accesso al materiale didattico** sarà consentito **per 18 mesi**.

Per attivare i **servizi riservati**, collegati al sito **edises.it** e segui queste semplici istruzioni

Se sei registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- inserisci email e password
- inserisci le ultime 4 cifre del codice ISBN, riportato in basso a destra sul retro di copertina
- inserisci il tuo **codice personale** per essere reindirizzato automaticamente all'area riservata

Se non sei già registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- registrati al sito **edises.it**
- attendi l'email di conferma per perfezionare la registrazione
- torna sul sito **edises.it** e segui la procedura già descritta per *utenti registrati*



Ulteriori materiali e strumenti didattici sono accessibili dalla propria **area riservata** secondo la procedura indicata nel frontespizio.

Dalla sezione **materiali e servizi** della tua area riservata potrai accedere a:

- **Ebook:** versione digitale del testo in formato epub, standard dinamico che organizza il flusso di testo in base al dispositivo sul quale viene visualizzato. Fruibile mediante l'applicazione gratuita BookShelf, consente una visualizzazione ottimale su lettori e-reader, tablet, smartphone, iphone, desktop, Android, Apple e Kindle Fire. Sono qui forniti anche tutti i contenuti QR.
- **Software di simulazione** un vastissimo database di quesiti a risposta multipla per effettuare esercitazioni sull'**intero programma** o su **argomenti specifici**.
- **Tavola periodica interattiva:** tavola periodica che consente di conoscere in dettaglio le proprietà degli elementi con un clic.
- **Modelli molecolari interattivi:** libreria interattiva che permette di visualizzare e interagire con i modelli 3D delle molecole.
- **Risorse digitali integrate:** QR code per contenuti online supplementari. Lungo le pagine del testo sono presenti QR code che consentono di accedere a contenuti digitali di approfondimento. È sufficiente inquadrare con uno smartphone o un tablet il codice QR riportato nella pagina cartacea per visualizzare immediatamente il materiale correlato.

L'accesso ai contenuti digitali sarà consentito per **18 mesi**.

Chimica Generale e Inorganica

Principi, applicazioni, esempi svolti

Chimica Generale e Inorganica –
Principi, applicazioni, esempi svolti
Copyright © 2026 EdiSES Edizioni S.r.l. – Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0
2030 2029 2028 2027 2026

Le cifre sulla destra indicano il numero e l'anno dell'ultima ristampa effettuata

*A norma di legge è vietata la riproduzione,
anche parziale, del presente volume o parte di
esso con qualsiasi mezzo.*

L'Editore

*L'Editore ha effettuato quanto in suo potere
per richiedere il permesso di riproduzione del
materiale di cui non è titolare del copyright
e resta comunque a disposizione di tutti gli
aventi diritto.*

Copertina

Immagine generata con IA e successivamente ottimizzata per la stampa

Fotocomposizione

Fotocomposizione TPM S.a.s - Città di Castello (PG)

Stampato presso

A.C.M. S.p.A. – Via dei Velaioi 7, Torre del Greco (NA)

per conto della

EdiSES Edizioni S.r.l. – Piazza Dante, 89 - Napoli

www.edises.it

assistenza.edises.it

ISBN 978 88 3623 257 4

I curatori, l'editore e tutti coloro in qualche modo coinvolti nella preparazione o pubblicazione di quest'opera hanno posto il massimo impegno per garantire che le informazioni ivi contenute siano corrette, compatibilmente con le conoscenze disponibili al momento della stampa; essi, tuttavia, non possono essere ritenuti responsabili dei risultati dell'utilizzo di tali informazioni e restano a disposizione per integrare la citazione delle fonti, qualora incompleta o imprecisa.

Realizzare un libro è un'operazione complessa e, nonostante la cura e l'attenzione poste dagli autori e da tutti gli addetti coinvolti nella lavorazione dei testi, l'esperienza ci insegna che è praticamente impossibile pubblicare un volume privo di imprecisioni. Saremo grati ai lettori che vorranno inviarci le loro segnalazioni e/o suggerimenti migliorativi sulla piattaforma assistenza.edises.it.

Autori

MARIA ELISA CRESTONI	<i>Università di Roma Sapienza</i>
IVANA FENOGLIO	<i>Università di Torino</i>
AUORE FRAIX	<i>Università di Catania</i>
DIEGO LA MENDOLA	<i>Università di Pisa</i>
GEMMA LEONE	<i>Università di Siena</i>
DANIELA MARASCO	<i>Università di Napoli Federico II</i>
NICOLA MARGIOTTA	<i>Università di Bari Aldo Moro</i>
TIZIANO MARZO	<i>Università di Pisa</i>
ALESSIO ORBELLI BIROLI	<i>Università di Pavia</i>
CONCETTA PACIFICO	<i>Università di Bari Aldo Moro</i>
SALVATORE PETRALIA	<i>Università di Catania</i>
VALERIO VOLIANI	<i>Università di Genova</i>

Coordinamento e revisione a cura di

DIEGO LA MENDOLA	<i>Università di Pisa</i>
------------------	---------------------------

Prefazione

La chimica generale e inorganica costituisce uno degli insegnamenti di base nella formazione scientifica universitaria. Il suo studio fornisce gli strumenti per descrivere la materia, comprenderne la struttura e interpretarne le trasformazioni attraverso un insieme coerente di principi, modelli e relazioni quantitative. La chimica generale e la chimica inorganica si sviluppano lungo un unico percorso concettuale, nel quale i principi fondamentali trovano concreta applicazione nello studio degli elementi, dei loro composti e della loro reattività.

Questo testo nasce dall'esperienza dell'insegnamento universitario e dalla scelta di costruire un percorso progressivo per lo studente. Per questo motivo, i diversi argomenti sono presentati secondo una successione di concetti e strumenti necessari per la comprensione della materia.

Saper misurare una grandezza, esprimerla correttamente, stabilire relazioni tra quantità e valutare l'ordine di grandezza di un risultato rappresentano il punto di partenza dello studio della chimica. Gli elementi, la loro distribuzione, le loro combinazioni e la loro reattività costituiscono una componente fondamentale della storia della materia e della complessità che da essa ha avuto origine. La struttura dell'atomo, gli orbitali atomici e la configurazione elettronica forniscono gli strumenti necessari per comprendere le proprietà degli elementi. La tavola periodica assume così un ruolo fondamentale in quanto rappresentazione sintetica di regolarità che trova origine nella struttura elettronica degli atomi. Lo studio del legame chimico approfondisce ulteriormente questa prospettiva. La comprensione delle caratteristiche specifiche dei legami tra gli elementi, della distribuzione degli elettroni e delle geometrie che ne derivano permette di collegare la struttura microscopica alle proprietà osservabili delle sostanze. La geometria molecolare, la polarità e le interazioni tra particelle rappresentano pertanto strumenti per interpretare il comportamento della materia nei diversi stati di aggregazione e le proprietà di gas, liquidi e solidi. Inoltre, la scrittura corretta di una formula o di un'equazione chimica significa rappresentare in modo sintetico la composizione di una sostanza o la trasformazione della materia, rispettando contemporaneamente principi chimici e relazioni quantitative. Una parte del testo è dedicata alle trasformazioni chimiche e ai fattori che le governano. La termochimica consente di descrivere gli scambi energetici associati alle reazioni; la cinetica chimica introduce il concetto della velocità con cui una trasformazione avviene; l'equilibrio chimico permette di comprendere sistemi nei quali processi opposti coesistono e di prevederne la risposta alla variazione delle condizioni. Il concetto di equilibrio rappresenta uno strumento operativo nello studio delle soluzioni, degli acidi e delle basi e degli equilibri di solubilità. In questi capitoli principi generali e calcolo quantitativo sono strettamente connessi: concentrazioni, pH, costanti di equilibrio e solubilità acquistano significato quando sono utilizzati per descrivere il comportamento di un sistema chimico. L'elettrochimica introduce un ulteriore collegamento fondamentale, quello tra trasformazione chimica ed energia

elettrica, attraverso lo studio delle reazioni di ossidoriduzione e dei processi elettrochimici. Nella chimica degli elementi e dei composti di coordinazione, la struttura elettronica, la periodicità, il legame e l'equilibrio trovano una sintesi nella descrizione delle proprietà e della reattività delle specie inorganiche. La trattazione della chimica nucleare completa il quadro analizzando le trasformazioni che coinvolgono direttamente il nucleo atomico. La trattazione teorica è accompagnata, lungo tutto il volume, da esempi svolti che consentono di procedere dall'analisi del problema fino alla scelta delle relazioni appropriate, al calcolo e all'interpretazione del risultato. Il testo è arricchito da approfondimenti *online* che ampliano alcuni temi della trattazione e ne evidenziano connessioni e applicazioni, con l'obiettivo di stimolare la curiosità dello studente e favorire una visione più ampia della disciplina. Al termine della maggior parte dei capitoli sono presenti gli esercizi che permettono allo studente di verificare e consolidare le conoscenze acquisite e di sviluppare progressivamente autonomia nella risoluzione dei problemi. Le soluzioni degli esercizi di fine capitolo sono disponibili *online*. Sia gli approfondimenti sia le soluzioni degli esercizi sono accessibili mediante i QR codes presenti nel testo.

L'auspicio è che lo studio della chimica accompagni la comprensione dei suoi principi con una crescente curiosità verso la materia, le sue proprietà e le sue trasformazioni.

Gli Autori

Indice generale

CAPITOLO 1 Grandezze e unità di misura. Richiami di matematica

Introduzione	2
1.1 Metodo scientifico	2
1.2 Grandezze fondamentali, grandezze derivate e sistema internazionale di misura (SI)	5
Box 1.1 Osteoporosi e densità ossea	8
1.3 Strumenti di misura. Precisione e accuratezza di una misura	10
1.4 Cifre significative. Regole per arrotondare i risultati	12
1.5 Proporzioni e percentuali	13
1.6 Minimo comune multiplo (MCM) e massimo comune divisore (MCD)	14
1.7 Operazioni con le potenze	14
1.7.1 Operazioni con potenze aventi la stessa base	15
1.7.2 Operazioni con le radici	16
1.8 Logaritmi	16
1.8.1 Operazioni con i logaritmi	17
1.9 Equazioni di secondo grado	17
1.10 Sistemi di equazioni	18
1.11 Vettori	19
1.12 Rapporto incrementale e derivata	20
1.13 Integrale	20
1.14 Uso della calcolatrice scientifica	22

CAPITOLO 2 Introduzione alla chimica: la chimica inorganica dell'evoluzione

Introduzione	25
2.1 Composizione chimica dell'universo e della Terra	25
2.2 Dalle sostanze inorganiche alle basi della vita	26
2.3 Comparsa della vita	28
2.4 Evoluzione da un punto di vista chimico	30
2.5 Elementi chimici nei sistemi viventi	34
QR2.1 Batteri e complessi del ferro	

CAPITOLO 3 Struttura dell'atomo

Introduzione	40
3.1 Teoria atomica	40

3.2 Atomi, elementi e molecole	42
3.3 Modello nucleare dell'atomo	43
3.4 Ioni	46
3.5 Isotopi e massa atomica	46
3.6 Concetto di mole e costante di Avogadro	50

QR3.1 Definizione di un elemento

QR3.2 Allotropia

CAPITOLO 4 Formule e nomenclatura delle sostanze chimiche

Introduzione	56
4.1 Formula minima, formula bruta e formula di struttura	57
4.2 Numero di ossidazione	59
4.3 Nomenclatura delle molecole costituite da atomi dello stesso elemento	61
4.4 Nomenclatura dei composti binari	62
4.4.1 Composti binari dell'ossigeno	62
4.4.2 Composti binari dell'idrogeno	65
4.4.3 Altri composti binari	67
4.5 Composti ternari	67
4.5.1 Ossiacidi	67
4.5.2 Idrossidi	69
4.6 Sali	69
4.6.1 Nomenclatura dei cationi	70
4.6.2 Nomenclatura degli anioni	70
4.6.3 Nomenclatura dei sali	71

QR4.1 Numero CAS (Cas Registry Number®)

QR4.2 Sali idrati e sali doppi

CAPITOLO 5 Reazioni chimiche, bilanciamento e relazioni ponderali

Introduzione	77
5.1 Equazioni chimiche e reazioni chimiche	77
5.2 Reazioni senza variazione del numero di ossidazione	78
5.2.1 Reazioni acido-base	78
5.2.2 Reazioni di spostamento o di scambio	79
5.2.3 Bilanciamento delle reazioni senza variazione del numero di ossidazione	80

5.3	Reazioni con variazione del numero di ossidazione	81	7.3.3	Affinità elettronica	144
5.3.1	Bilanciamento delle reazioni redox	82	7.3.4	Carattere metallico	145
5.3.2	Dismutazioni o disproporzioni	89	7.3.5	Raggio ionico	147
5.3.3	Reazioni di combustione	93	7.3.6	Elettronegatività	147
5.4	Rapporti ponderali e agente limitante	94	7.4	Stato di ossidazione	150
5.5	Resa delle reazioni	95	7.4.1	Cationi	150
Box 5.1	Individuazione dei prodotti e ambiente di reazione	97	7.4.2	Ioni dei metalli di transizione	152
			7.4.3	Gli anioni	153
			7.5	Relazioni diagonali	153
			7.5.1	Litio-magnesio	153
			7.5.2	Berillio-alluminio	154
			7.5.3	Boro-silicio	154
CAPITOLO 6	Orbitali atomici e configurazione elettronica	103	QR7.1	Regole di Slater	
	Introduzione	104	CAPITOLO 8	Legame chimico	156
6.1	Materia, luce ed energia	104		Introduzione	157
6.1.1	Caratteristiche della radiazione elettromagnetica	104	8.1	Introduzione al legame chimico	157
6.1.2	Quantizzazione dell'energia	107	8.2	Legame ionico e proprietà dei solidi ionici	157
6.1.3	Dualismo onda-particella della materia	109	8.3	Legame covalente	159
6.2	Modello quanto-meccanico dell'atomo di idrogeno	110	8.4	Strutture di Lewis e regola dell'ottetto	161
Box 6.1	Luce caratteristica degli elementi	111	8.5	Modello di Lewis per sistemi poliatomici, ionici e carica formale	166
6.3	Principio di indeterminazione di Heisenberg	115	8.6	Energia di legame e forza del legame covalente	169
6.4	Equazione di Schrödinger e funzione d'onda	117	8.7	Risonanza	172
6.5	Orbitali dell'atomo di idrogeno e numeri quantici	118	8.8	Legame dativo	173
6.5.1	Validità del modello rispetto alla spettroscopia atomica	120	QR8.1	La Forza di Coulomb	
6.5.2	Rappresentazione grafica degli orbitali	122	QR8.2	Altro sul momento di dipolo elettrico	
6.5.3	Come si rappresentano gli orbitali	124	CAPITOLO 9	Legame chimico II: geometria e struttura delle molecole	175
6.6	Spin elettronico	126		Introduzione	176
6.7	Struttura degli atomi polielettronici ed energia dei loro orbitali	127	9.1	Ibridazione degli orbitali atomici e geometria molecolare	176
6.8	Principio dell'Aufbau	129	9.1.1	Ibridazione sp	176
QR6.1	Alcune proprietà delle onde		9.1.2	Ibridazione sp ²	177
CAPITOLO 7	Tavola periodica	133	9.1.3	Ibridazione sp ³	178
	Introduzione	134	9.1.4	Ibridazioni con coinvolgimento degli orbitali d: sp ³ d, sp ³ d ²	179
7.1	Nascita della tavola periodica	134	9.2	Modello delle repulsioni fra coppie elettroniche del guscio di valenza (VSEPR)	180
7.2	Attuale tavola periodica	135	9.3	Teoria degli orbitali molecolari	183
7.2.1	Periodi	135	9.3.1	Teoria degli orbitali molecolari per molecole biatomiche omonucleari	184
7.2.2	Gruppi	136	9.3.2	Teoria degli orbitali molecolari per molecole biatomiche eteronucleari	186
7.2.3	Suddivisione in blocchi	136	9.4	Legame metallico	189
7.3	Proprietà periodiche	138	QR9.1	Elementi semiconduttori	
7.3.1	Raggio atomico	138			
7.3.2	Energia di ionizzazione	141			

CAPITOLO 10 Gas	193	12.2 Lavoro	245
Introduzione	194	Box 12.1 Esempi di processi termodinamici	246
10.1 Pressione	194	12.3 Calore	246
10.2 Leggi empiriche dei gas e legge dei gas ideali	195	Box 12.2 Relazione tra la prima legge della termodinamica e il riscaldamento globale	248
10.3 Miscele gassose: pressione parziale e legge di Dalton	199	12.4 Energia interna	249
Box 10.1 Ossigenoterapia	202	12.5 Prima legge della termodinamica	249
10.4 Interpretazione molecolare del comportamento dei gas: la teoria cinetico-molecolare	203	Box 12.3 Esempi dell'applicazione della prima legge della termodinamica	250
10.4.1 Deviazioni dal comportamento ideale: i gas reali	205	12.6 Funzioni di stato	252
CAPITOLO 11 Forze intermolecolari e stati aggregati della materia	210	12.7 Entalpia	253
Introduzione	211	12.8 Entalpia dei cambiamenti fisici	253
11.1 Forze intermolecolari	211	12.9 Entalpia di reazione	256
11.1.1 Dipoli e momento di dipolo	211	12.10 Legge di Hess	259
11.1.2 Interazioni dipolo-dipolo	212	12.11 Entropia	261
11.1.3 Forze di dispersione	213	Box 12.4 Esempi di processi	261
11.1.4 Legame a idrogeno	215	12.12 Seconda legge della termodinamica	262
11.1.5 Energie in gioco	217	Box 12.5 Entropia	263
11.1.6 Forze intermolecolari nelle macromolecole	219	12.13 Energia libera	265
Box 11.1 L'interazione dipolo-dipolo indotto	220	12.14 Spontaneità di una reazione	266
11.1.7 Le forze intermolecolari nelle miscele	220	12.15 Lavoro utile	267
11.2 Liquidi	221	CAPITOLO 13 Cinetica chimica	270
11.2.1 Viscosità	222	Introduzione	271
11.2.2 Tensione superficiale e capillarità	222	13.1 Velocità di una reazione chimica	271
11.2.3 Tensione o pressione di vapore	224	Box 13.1 Alcuni esempi di reazioni chimiche	272
11.2.4 Ebollizione	225	13.2 Leggi cinetiche e ordini di reazione	275
Box 11.2 Prevedere la pressione di vapore: l'equazione di Clausius-Clapeyron	226	Box 13.2 Esempi di reazioni con ordine di reazioni diverso	279
11.3 Transizioni di stato	228	13.3 Costante di velocità ed equazione di Arrhenius	283
11.4 Diagrammi di stato	230	13.4 Modelli fisici per la cinetica chimica e meccanismi di reazione	284
11.5 Solidi	231	13.4.1 Teoria degli urti	284
Box 11.3 I vetri	232	13.4.2 Teoria del complesso attivato	285
11.5.1 Struttura dei solidi cristallini	232	13.4.3 Meccanismi di reazione	286
11.5.2 Tipi di solidi	233	13.5 Catalizzatori	287
Box 11.4 La silice	237	QR13.1 Metodi di misura della velocità di reazione	
Box 11.5 I nanomateriali: materiali con proprietà eccezionali	238	QR13.2 Calcolo delle leggi cinetiche integrate	
CAPITOLO 12 Termodinamica	242	QR13.3 Enzimi	
Introduzione	243	CAPITOLO 14 Equilibrio chimico	291
12.1 Sistemi e ambiente	243	Introduzione	292
		14.1 Fondamenti dell'equilibrio chimico	292
		14.2 Reversibilità delle reazioni	294
		14.3 Descrizione quantitativa dei processi di equilibrio, la costante di equilibrio e la legge di azione di massa	295

14.4	Relazione tra K_c , K_p e K_x	296	16.14	Sali di cationi debolmente acidi e di anioni debolmente basici ed anfotiti	382
14.5	Valutazione della costante di equilibrio	298	16.15	Soluzioni tampone	391
14.5.1	Unità di misura della costante di equilibrio	299	16.16	Titolazioni acido-base	400
14.5.2	Utilizzo della costante di equilibrio	300	CAPITOLO 17	Equilibri di solubilità	414
14.6	Principio di Le Châtelier	301	Introduzione		415
14.6.1	Variazione di volume	303	17.1	Solubilità ed equilibri di solubilità	415
14.6.2	Variazione di pressione	303	17.2	Relazione tra K_{ps} e solubilità	416
14.6.3	Variazione di temperatura	304	17.3	Effetto dello ione comune	422
14.7	Quoziente di reazione (Q)	307	17.4	Effetto del pH	425
14.8	Descrizione termodinamica dell'equilibrio	308	17.5	Effetto della formazione di complessi	430
QR14.1	Equilibri di solubilità e diagnostica clinica		QR17.1	Solubilità: effetto sale e coppie ioniche	
CAPITOLO 15	Soluzioni e loro composizione. Proprietà colligative delle soluzioni	312	QR17.2	Influenza del pH sulla solubilità di sali poco solubili che contengono anioni che sono basi coniugate di acidi deboli (il caso di CaF_2 e CaCO_3)	
Introduzione		313	QR17.3	Equilibri di complessazione e influenza sulla solubilità	
15.1	Soluzioni	313	CAPITOLO 18	Elettrochimica	436
15.2	Composizione di una soluzione (modi di esprimere la concentrazione)	314	Introduzione		437
15.3	Legge di Raoult	323	18.1	Pile chimiche	437
15.4	Proprietà colligative delle soluzioni	327	18.2	Potenziali di riduzione ed elettrodo ad idrogeno	440
Box 15.1	Esempio di osmosi	338	18.3	Equazione di Nernst	445
15.5	Colloidi	340	18.4	Elettrolisi	458
QR15.1	Leghe metalliche		QR18.1	Pile commerciali/focus	
QR15.2	Legge di Henry		QR18.2	Potenziali standard di riduzione	
CAPITOLO 16	Acidi e basi	344	CAPITOLO 19	Chimica degli elementi	469
Introduzione		345	Introduzione		470
16.1	Acidità e basicità	345	19.1	Gruppi principali	470
16.2	Teoria di Arrhenius	345	19.1.1	Idrogeno	470
16.3	Teoria di Brønsted e Lowry	347	19.1.2	Gruppo 1 – metalli alcalini	473
16.4	Teoria di Lewis	349	19.1.3	Gruppo 2 – metalli alcalino-terrosi	479
16.5	Equilibrio di autoprotolisi dell'acqua e la scala del pH	349	19.1.4	Gruppo 13 - terrosi	484
16.6	Acidi forti e deboli, basi forti e deboli	352	19.1.5	Gruppo 14 - cristallogeni	490
16.7	Struttura molecolare e forza acida. Forza degli idracidi e degli ossiacidi	354	19.1.6	Gruppo 15 - pniciogeni	498
16.8	Costanti di acidità e di basicità. L'altalena coniugata	356	19.1.7	Gruppo 16 - calcogeni	506
16.9	Come calcolare il pH della soluzione di un acido forte e di una base forte	358	19.1.8	Gruppo 17 - alogeni	513
16.10	Come calcolare il pH della soluzione di un acido debole e di una base debole	363	19.1.9	Gruppo 18 – aerogeni	518
16.11	Acidi poliprotici (calcolo del pH)	368	19.2	Blocco d – metalli di transizione	522
16.12	pH delle soluzioni acquose contenenti miscele di acidi o miscele di basi	372	19.2.1	Proprietà	523
16.13	pH delle soluzioni saline	375	19.2.2	Applicazioni	525
			19.3	Blocco f – metalli di transizione interna	526
			19.3.1	Proprietà	527
			19.3.2	Applicazioni	528

QR19.1	Disastro del dirigibile Hindenburg	
QR19.2	Idrogeno molecolare per le celle a combustibile	
QR19.3	Elettroni complessati e alcaluri	
QR19.4	Sale negli oceani	
QR19.5	Le ragazze del radio (o fantasma)	
QR19.6	Quando l'alluminio era più prezioso dell'oro	
QR19.7	Il generale inverno	
QR19.8	Nominare console un cavallo ed estro artistico	
QR19.9	Bismutia	
QR19.10	Verde mortale	
QR19.11	Buco nell'ozono	
QR19.12	Orrore in trincea	

CAPITOLO 20 Composti di coordinazione 529

	Introduzione	530
20.1	Complessi metallici	530
20.2	Nomenclatura dei composti di coordinazione	532
20.3	Struttura dei composti di coordinazione	532
	20.3.1 Stereochimica dei complessi	533
	20.3.2 Isomeri nei composti di coordinazione	534
20.4	Natura del legame coordinativo	537
	20.4.1 La teoria del campo cristallino	538
	20.4.2 Il colore dei complessi metallici	543
20.5	Complessi metallici in soluzione	546
	20.5.1 Stabilità dei complessi	546
	20.5.2 Teoria degli acidi e delle basi duri (hard) e soffici (soft)	549
	20.5.3 Stabilità cinetica dei complessi metallici	549
20.6	Leganti multidentati	550
20.7	Leganti macrociclici	553
	20.7.1 Macro cicli per la coordinazione degli ioni metallici del blocco s	554

QR20.1	Il cis-platino, un potente antitumorale
QR20.2	Il colore nei composti inorganici

CAPITOLO 21 Chimica nucleare 559

	Introduzione	560
21.1	Radioattività	560
21.2	Equazioni nucleari	562
	21.2.1 Energia di legame nucleare	563
21.3	Decadimento radioattivo	566
	21.3.1 Decadimento alfa	567
	21.3.2 Decadimento β	567
	21.3.3 Decadimento positronico e cattura elettronica	568
	21.3.4 Decadimento gamma	569
21.4	Stabilità nucleare	569
21.5	Serie radioattive naturali	570
21.6	Trasmutazioni nucleari	571
21.7	Acceleratori di particelle	572
21.8	Velocità di decadimento radioattivo	574
21.9	Radiodatazione	577
	21.9.1 Datazione geologica	577
	21.9.2 Datazione archeologica	574
21.10	Fissione nucleare	581
21.11	Fusione nucleare	585
21.12	Rivelatori di radioattività	586
21.13	Unità di misura e dosi delle radiazioni	587
21.14	Applicazioni della radioattività: studio dei meccanismi di reazione	589
	21.14.1 Applicazioni analitiche	589
21.15	Medicina nucleare	591
	21.15.1 Radiofarmaci per diagnosi	591
	Box 21.1 Fluorodesossiglucosio (^{18}F -FDG): un analogo del glucosio nell'imaging biometrico	593
	21.15.2 Radiofarmaci per terapia	595
	Box 21.2 BNCT e adroterapia: radiazioni di precisione contro i tumori	596

Indice analitico I-1

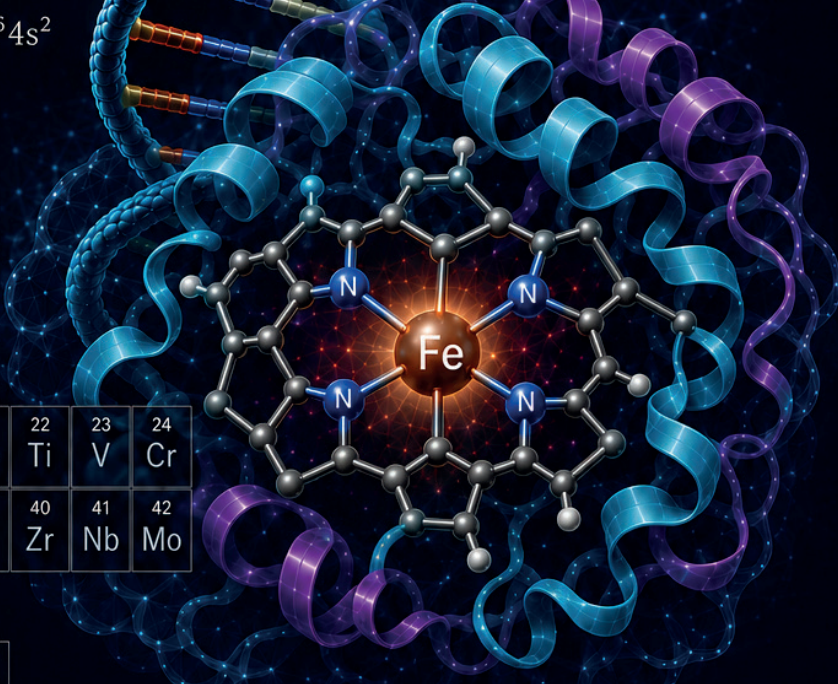


Soluzione degli esercizi

Fe: [Ar] 3d⁶4s²

16

1 H					
3 Li	4 Be				
11 Na	12 Mg				
19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr
37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo
55 Cs	56 Ba				
		71 Lu			



ACIDI E BASI

SOMMARIO

- 16.1** Acidità e basicità
- 16.2** Teoria di Arrhenius
- 16.3** Teoria di Brönsted e Lowry
- 16.4** Teoria di Lewis
- 16.5** Equilibrio di autoprotolisi dell'acqua e la scala del pH
- 16.6** Acidi forti e deboli, basi forti e deboli
- 16.7** Struttura molecolare e forza acida. Forza degli idracidi e degli ossiacidi
- 16.8** Costanti di acidità e di basicità. L'altalena coniugata
- 16.9** Come calcolare il pH della soluzione di un acido forte e di una base forte
- 16.10** Come calcolare il pH della soluzione di un acido debole e di una base debole
- 16.11** Acidi poliprotici (calcolo del pH)
- 16.12** pH delle soluzioni acquose contenenti miscele di acidi o miscele di basi
- 16.13** pH delle soluzioni saline
- 16.14** Sali di cationi debolmente acidi e di anioni debolmente basici ed anfotiti
- 16.15** Soluzioni tampone
- 16.16** Titolazioni acido-base

Introduzione

Prendiamo una nostra giornata tipo: ci svegliamo la mattina e facciamo colazione, laviamo i denti e magari facciamo un po' di pulizie a casa. Pranziamo con amici e, se abbiamo mangiato tanto, prendiamo una pastiglia contro il bruciore di stomaco ed in seguito andiamo a fare una corsetta stando molto attenti a respirare per bene per non affaticarci. Ebbene, nella vita di ogni giorno nel nostro organismo, o attraverso di esso, avvengono reazioni molto diverse tra loro: la digestione dei cibi nello stomaco, l'utilizzo di soluzioni di ammoniaca o di candeggina per la pulizia della casa, l'uso del bicarbonato per trattare il bruciore di stomaco o nel processo di panificazione o il legame dell'ossigeno all'emoglobina nei globuli rossi. Queste reazioni, così diverse fra loro, sono in realtà molto simili agli occhi di un chimico attento e, alla fine di questo capitolo, si riuscirà ad ottenere una visione "molecolare" d'insieme che permetterà di raggruppare tutte le reazioni sopra elencate nella famiglia comune delle reazioni acido-base.

16.1 Acidità e basicità

La classificazione delle sostanze come acide o basiche risale ai tempi in cui la chimica era ancora alchimia, quando le sostanze dotate di un sapore aspro o acre (ricordiamo che a quei tempi era prassi comune assaggiare le sostanze) o in grado di reagire con i metalli, producendo idrogeno, venivano classificate come acide mentre le sostanze dal sapore amaro o che al tatto risultassero viscidie venivano classificate come basiche. Era inoltre noto che le sostanze acide reagissero prontamente con quelle basiche, dando luogo a reazioni in cui le caratteristiche distintive di entrambe venivano "neutralizzate". Nel tempo, come spesso accade in ambito scientifico, si sono succedute numerose definizioni sempre più rigorose per la classificazione delle sostanze acide e basiche ed il concetto di acidità e basicità è diventato familiare anche per i non esperti di chimica. Oggi, infatti, si sente parlare spesso di argomenti come le piogge acide oppure si vedono spot pubblicitari in cui si esaltano le proprietà neutre in riferimento al pH di prodotti per la cura della persona (deodoranti, detergenti intimi) o ancora farmaci specifici per il trattamento, ad esempio, del reflusso gastroesofageo o dell'acidità di stomaco. In **TABELLA 16.1** sono riportate alcune sostanze acide o basiche di uso comune o farmaceutiche.

Nei paragrafi successivi verranno trattate le principali teorie che hanno definito, nel tempo ed in maniera incrementale, le proprietà necessarie per la classificazione di una sostanza come acida o come basica.

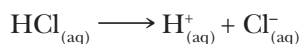
16.2 Teoria di Arrhenius

Nel 1887, il chimico e fisico svedese **Svante Arrhenius** (1859-1927) pubblicò un articolo sulla rivista tedesca *Zeitschrift für Physikalische Chemie* in cui fornì una prima definizione di acido e base. Il concetto di acidità e basicità era già noto, ma Arrhenius classificò come **acide** tutte quelle sostanze che, poste in acqua, sono capaci di dissociarsi o, meglio, ionizzarsi rilasciando ioni H^+ e come **basiche** tutte quelle sostanze che, poste in acqua, sono capaci di dissociarsi rilasciando ioni OH^- . Un classico esempio di

TABELLA 16.1 Esempi di sostanze acide o basiche di uso comune o farmaceutiche

Sostanza	Caratteristiche
Acido muriatico	Soluzione a base di acido cloridrico utilizzata per la pulizia
Calce da giardino	Sostanza basica che forma idrossido di calcio per reazione con acqua
Sgorganti per lavandini o prodotti pulizia forno	Soluzioni o pasticche basiche a base di idrossido di potassio
Agrumi (arance, limoni, ecc.)	Sapore acido a causa della presenza di acido citrico ed acido ascorbico
Aceto	Acidità dovuta ad acido acetico
Prodotti antiruggine	Soluzioni diluite a base di acido fosforico o di acido fluoridrico
Insetticidi	Soluzioni a base di acido borico
Detergenti per uso domestico	Soluzioni basiche a base di ammoniaca
Aspirina e farmaci FANS (farmaci antiinfiammatori non steroidei)	Farmaci con caratteristiche acide
Morfina ed altri alcaloidi	Farmaci con caratteristiche basiche

acido di Arrhenius è l'acido cloridrico che in acqua si ionizza (anche se ormai è accettato anche il termine “si dissocia”) completamente secondo la seguente reazione:



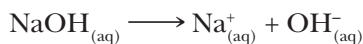
La definizione di acido secondo Arrhenius si concentra solo sul soluto, che deve già contenere nella sua struttura ioni idrogeno rilasciabili, e non sul solvente, generalmente acqua. In realtà, le molecole di acqua partecipano a tutti gli effetti alla reazione di dissociazione dell'acido, che dovrebbe essere quindi descritta dalla seguente reazione:



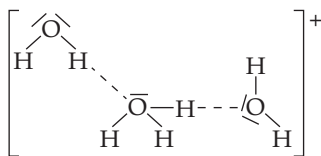
In soluzione acquosa, infatti, lo ione H^+ non esiste poiché, essendo molto piccolo ed avendo una densità di carica molto alta, è legato ad una molecola di acqua per formare lo ione idrossonio (o idronio) H_3O^+ , che a sua volta può formare legami ad idrogeno con altre molecole di acqua (**FIGURA 16.1**; vedi paragrafo 11.4.1 per legame a idrogeno).

Il protone idrato è rappresentato generalmente come $\text{H}_3\text{O}^+_{(\text{aq})}$ ma, successivamente in questo capitolo, per semplicità sarà preferito l'uso della dissociazione senza la presenza dell'acqua e l'uso della forma H^+ .

Un esempio di **base di Arrhenius** è l'idrossido di sodio che nella sua formula possiede già lo ione OH^- ed in acqua lo rilascia dissociandosi completamente:



Altre basi, come $\text{Ca}(\text{OH})_2$ contengono anche più di uno ione OH^- .



▲ **FIGURA 16.1** Lo ione idrossonio idratato. Il protone rilasciato da un acido di Arrhenius H^+ in acqua forma lo ione idrossonio H_3O^+ che, a sua volta, può formare legami idrogeno con altre molecole di acqua per generare specie di formula generale $\text{H}(\text{H}_2\text{O})_n^+$ come la specie H_7O_3^+ mostrata in questa Figura.

Arrhenius confermò anche che la reazione fra un acido ed una base, nelle opportune proporzioni, consentiva alle due specie di annullare vicendevolmente le proprietà acide e basiche.

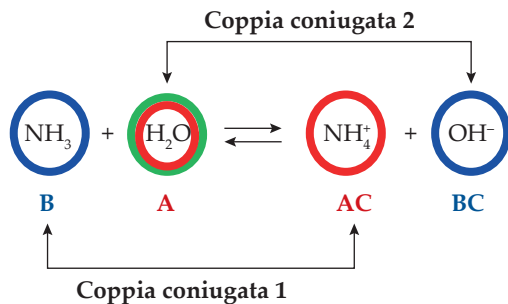
Le definizioni di acido e base di Arrhenius erano però limitate, perché erano valide solo se il solvente considerato era l'acqua e non consentivano di spiegare come mai alcune sostanze come CO_2 , NH_3 , SO_2 , CaO e MgO possedessero caratteristiche spiccatamente acide o basiche quando sciolte in acqua. Pertanto, altri studiosi continuarono ad approfondire l'argomento.

16.3 Teoria di Brønsted e Lowry

Gli studi successivi, condotti indipendentemente dal chimico-fisico danese **Johannes Nicolaus Brønsted** (1879-1947) e dal chimico-fisico inglese **Thomas Martin Lowry** (1874-1936), portarono nel 1923 ad una definizione più ampia di acido e base. Nella **definizione di Brønsted-Lowry** (che per semplicità indicheremo come B-L) un acido è una specie chimica che tende a donare un protone ad un'altra specie, detta base, in grado di accettarlo.

Secondo Brønsted e Lowry una sostanza si può comportare da acido solo in presenza di una sostanza che si comporta da base e viceversa. Inoltre, come nella teoria di Arrhenius, gli acidi devono già contenere nella loro formula gli ioni H^+ ceduti alle basi che, a loro volta, devono possedere atomi con almeno un doppietto solitario di elettroni in grado di accettare il protone (le basi di B-L non sono quindi basi di Arrhenius) ed una reazione acido-base secondo B-L non è altro che un trasferimento di un protone da una specie all'altra.

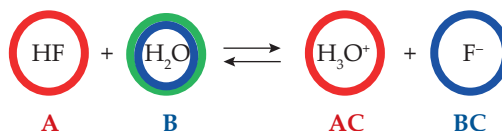
Mediante la definizione di B-L si può giustificare il comportamento basico dell'ammoniaca (B nella reazione riportata sotto), che non possiede gruppi OH^- ma, avendo una coppia solitaria di elettroni sull'atomo di azoto, può accettare un protone dall'acqua, che in questo caso si sta comportando da acido (A).



Al contrario di quanto visto con Arrhenius, in una reazione acido-base secondo B-L, l'attenzione non è concentrata solo sui reagenti poiché, osservando i prodotti, nella reazione inversa (da destra a sinistra) notiamo che lo ione ammonio si comporta da acido secondo B-L, poiché cede un H^+ allo ione idrossido, che di conseguenza si comporta da base. Nella teoria B-L le specie che differiscono semplicemente per un solo H^+ vengono definite *coppia coniugata acido-base*, dove l'acido è quella specie con lo ione H^+ aggiunto. Pertanto, nella reazione di sopra, secondo la teoria B-L lo ione ammonio è

l'acido coniugato (AC, cerchiato in rosso) dell'ammoniaca (B, cerchiata in blu) mentre lo ione idrossido è la base coniugata (BC, cerchiata in blu) dell'acqua (A, cerchiata in rosso). Una reazione acido-base di B-L, come quella sopra indicata, se vista in entrambi i sensi, avviene fra due coppie coniugate acido-base. Inoltre, una reazione acido-base secondo B-L può avvenire in solventi diversi dall'acqua come anche in fase eterogenea ed anche fra sostanze gassose.

Nel caso di un acido possiamo scrivere:



In questa reazione HF si comporta da acido secondo B-L (A) mentre l'acqua da base (B). Ancora una volta, osservando la reazione da destra, si nota che avviene una reazione acido-base secondo B-L in cui sono coinvolte le specie coniugate: lo ione fluoruro si comporta da base (BC, base coniugata di HF) poiché avendo ben quattro coppie solitarie di elettroni, ne può usare una per accettare un protone dallo ione idronio che si comporta da acido (AC, acido coniugato di H_2O). L'acido fluoridrico e lo ione fluoruro (cerchiati in rosso, acido, e blu, base coniugata) sono una coppia coniugata acido-base.

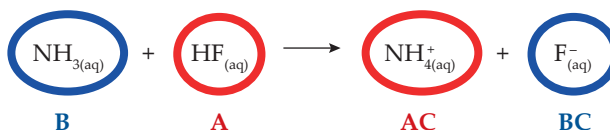
Si sarà notato che, nelle due reazioni precedenti, l'acqua è cerchiata anche in verde. Questo perché, come si può osservare, l'acqua si comporta da acido di B-L nei confronti di NH_3 e da base di B-L nei confronti di HF. Nella teoria di Brønsted-Lowry, tutte le sostanze in grado di comportarsi sia da acido che da base vengono definite *anfotili* (o sostanze anfotere o anfiprotiche), a seconda dell'ambiente in cui si trovano. In biologia, un esempio rilevante di anfotili sono le proteine.

Anche la reazione già vista nella teoria di Arrhenius:



è una reazione acido-base secondo B-L. Infatti, HCl è l'acido che cede il protone alla base H_2O generando la corrispondente coppia di coniugati: Cl^- base coniugata di HCl e H_3O^+ acido coniugato di H_2O . In realtà, lo ione cloruro è solo sulla carta una specie basica perché, come spiegato successivamente, la forza degli acidi, delle basi e dei corrispondenti coniugati dipende da alcuni fattori ed è inversamente correlata.

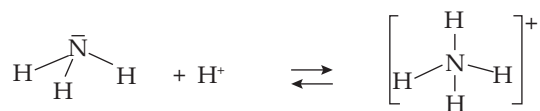
Anche la seguente reazione:



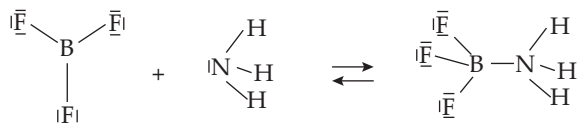
è una reazione acido-base secondo B-L. Se questa reazione avviene in solvente acquoso, come generalmente si ripete, abbiamo che un acido reagisce completamente con una base per dare un sale, che in soluzione è completamente dissociato.

16.4 Teoria di Lewis

Una terza teoria fu elaborata dal chimico e fisico americano **Gilbert Newton Lewis** (1876-1946) che, nello stesso periodo di Brønsted e Lowry, diede una definizione di acido e base molto più ampia, concentrandosi sulle coppie di elettroni piuttosto che sul protone H^+ . Secondo Lewis un acido è una specie capace di accettare una o più coppie di elettroni di non-legame, mentre una base è una specie che può donare almeno una coppia di elettroni di non-legame. Poiché nella **teoria di Lewis** non si parla più di protoni ceduti o acquistati ma solo di doppietti solitari, il concetto di acido e di base è esteso anche a reazioni che avvengono in fase gassosa o ai solidi. Una reazione acido-base secondo Lewis porta alla formazione di un legame fra le due specie; questo legame può essere covalente, in particolare di coordinazione (vedi Capitolo 20). Ad esempio, secondo Lewis la basicità dell'ammoniaca non è dovuta al fatto che può accettare un protone, ma piuttosto alla presenza del doppietto solitario presente sull'atomo di azoto. Pertanto, la reazione acido-base secondo Lewis dell'ammoniaca va interpretata come un protone che si stacca dall'acqua e si comporta da acido accettando il doppietto solitario dell'azoto formando così un nuovo legame covalente:



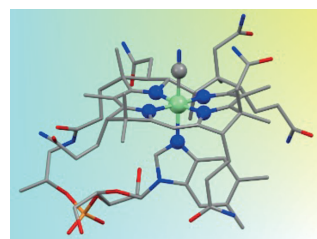
È curioso notare come tutti gli acidi secondo B-L donino un H^+ che è un acido secondo Lewis. Infatti, la teoria di Lewis, rispetto a B-L, non espande di molto la classe delle basi ma espande notevolmente la famiglia degli acidi: sostanze come CO_2 , SO_2 , AlCl_3 e alcuni ioni metallici sono tutte acidi di Lewis. Ad esempio, secondo Lewis si comporta da acido anche il BF_3 a causa dell'ottetto non completo del boro: nella reazione acido (BF_3) e base (NH_3) di Lewis si forma l'addotto di Lewis BF_3NH_3 .



Un altro esempio di reazioni acido-base di Lewis sono le **reazioni di complessazione**, in cui lo ione metallico, come già detto, è un acido di Lewis, mentre i leganti sono basi di Lewis. Molte biomolecole come l'eme presente nell'emoglobina, la vitamina B_{12} (FIGURA 16.2) e tanti altri metalloenzimi essenziali per la nostra vita contengono uno ione metallico centrale che forma addotti di Lewis accettando coppie di elettroni da basi di Lewis come, ad esempio, l'anello tetrapirrolico presente nell'eme. Le reazioni di complessazione e le proprietà dei complessi metallici verranno descritte in dettaglio nel capitolo 20.

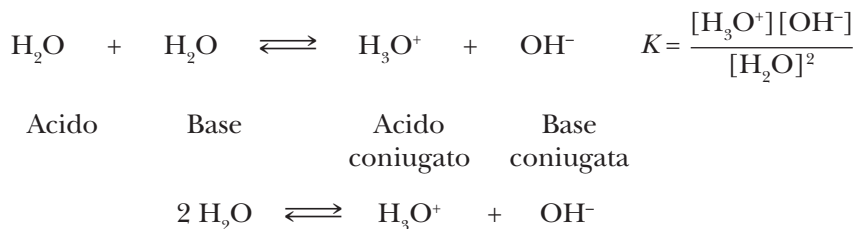
16.5 Equilibrio di autoprotolisi dell'acqua e la scala del pH

Nel paragrafo 16.3 si è osservato il comportamento anfotero dell'acqua; questo significa che l'acqua, anche quando è pura, può comportarsi sia da acido



▲ FIGURA 16.2 Struttura della vitamina B_{12} in cui è evidente lo ione Co^{3+} (sfera verde) legato mediante legami di coordinazione a cinque atomi donatori di azoto (sfere blu) ed un atomo donatore di carbonio (sfera grigia). Ciascun atomo donatore ha ceduto, agendo da base di Lewis, un proprio doppietto di non legame allo ione metallico (l'acido di Lewis). Legenda dei colori degli atomi: C, grigio; N, blu; O, rosso; P, arancione, Co, verde.

che da base formando ioni H_3O^+ e ioni OH^- in una reazione definita di autoprotolisi o autoionizzazione. La **reazione di autoprotolisi** è una reazione di equilibrio ed è regolata da una costante di equilibrio.

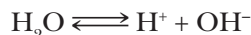


Come già visto nel paragrafo 14.5.1, l'attività dell'acqua è posta pari ad 1 o, in alternativa, ragionando sulle concentrazioni si può affermare che la concentrazione dell'acqua è costante per cui viene inglobata nella costante di equilibrio (lo studente può verificare, ragionando su 1,0 L di acqua pura con $d = 1,0 \text{ g/mL}$, che la sua concentrazione è pari a 55,55 M). Pertanto, nel caso dell'equilibrio di autoprotolisi dell'acqua, inglobando nella K la concentrazione dell'acqua al quadrato avremo:

$$K [\text{H}_2\text{O}]^2 = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = K_w$$

e la costante ottenuta (K_w) rappresenta il prodotto ionico dell'acqua con un valore pari a $1,0 \cdot 10^{-14}$ a 25°C (in realtà questo valore è ottenuto a $24,7^\circ\text{C}$, ma la variazione è minima e viene approssimato per semplicità). Di conseguenza, anche in acqua pura sono contenuti ioni H_3O^+ ed OH^- , sebbene in concentrazione molto bassa, come desumibile dal valore della K_w . Questo è il motivo per cui l'acqua pura è un debolissimo conduttore di corrente elettrica.

Molto spesso, per semplificare la scrittura, l'autoionizzazione dell'acqua viene scritta nella forma:



dove è sottinteso che in soluzione esiste solo la specie H_3O^+ o suoi addotti con ulteriori molecole di acqua.

Nell'acqua pura le concentrazioni degli ioni H_3O^+ ed OH^- sono uguali in quanto, come evidente dalla reazione di equilibrio, i due ioni si producono in rapporto 1:1. Ne consegue che:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-]$$

e sostituendo la concentrazione degli OH^- nel prodotto ionico dell'acqua si ottiene:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+]^2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$$

Possiamo ricavare la concentrazione degli ioni H_3O^+ (e di conseguenza degli ioni OH^-) nell'acqua pura:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{1,0 \cdot 10^{-14}} = 1,0 \cdot 10^{-7} \text{ mol/L} = [\text{OH}^-]$$

Queste concentrazioni uguali riscontrate in acqua pura corrispondono ad una condizione definita di neutralità. In realtà, per definire la neutralità,

basicità ed acidità di una soluzione, il biochimico danese **Søren Sørensen** propose di non usare la concentrazione degli ioni H_3O^+ ma il “**pH**” ovvero il “potenziale dello ione idrogeno”. La lettera “p” rappresenta l'operatore matematico “ $-\log$ ” (in base 10) applicato alla grandezza in esame; in questo caso pH è definito come:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log[\text{H}^+]$$

È ovvio che, essendo l'operatore p una scala di potenza in senso matematico, è possibile risalire alla $[\text{H}_3\text{O}^+]$ se si conosce il pH:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

L'operatore p può essere applicato anche ad altre grandezze come, ad esempio la $[\text{OH}^-]$ oppure la K_w ottenendo:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \quad \text{e} \quad \text{p}K_w = -\log K_w$$

Poiché nell'acqua pura le concentrazioni degli ioni H_3O^+ ed OH^- sono uguali a $1,0 \cdot 10^{-7}$ a 25 °C avremo che, nella condizione di neutralità

$$\text{pH} = -\log(1,0 \cdot 10^{-7}) = 7,0 = \text{pOH}$$

Applicando l'operatore $-\log$ al prodotto ionico dell'acqua si ottiene:

$$-\log K_w = -\log(1,0 \cdot 10^{-14}) = -\log([\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]) = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] + (-\log[\text{OH}^-])$$

che diventa:

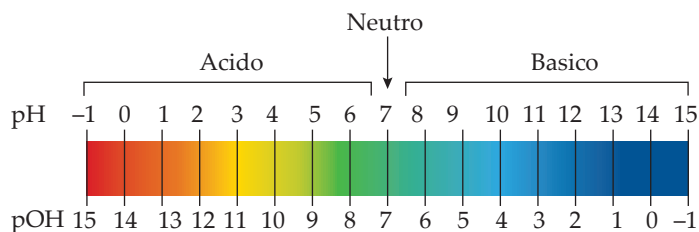
$$\text{pH} + \text{pOH} = \text{p}K_w = 14$$

Questa relazione è fondamentale per convertire il valore di pH in pOH e viceversa.

Dato che l'equilibrio di autoionizzazione dell'acqua si stabilisce non solo in acqua pura, ma in tutte le soluzioni acquose in cui vengano aggiunti acidi o basi, se ne deduce che il prodotto di $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e $[\text{OH}^-]$ è sempre uguale a $1,0 \cdot 10^{-14}$ a 25 °C e le due concentrazioni sono inversamente proporzionali. Questo significa che la relazione tra pH e pOH vale sempre e, ogni qualvolta il pH di una soluzione acquosa è 7, diremo che la soluzione è neutra. Bisogna infatti ricordare che il valore della costante di equilibrio rimane costante a temperatura costante (vedi capitolo 14). Se si aggiunge uno dei componenti presenti all'equilibrio, il sistema reagisce spostando l'equilibrio nella direzione che permetta di mantenere uguale il valore della costante di equilibrio (in questo caso K_w). Se si aggiungono ioni H_3O^+ , gli ioni OH^- diminuiranno in modo che il prodotto delle concentrazioni sia sempre $K_w = 1,0 \cdot 10^{-14}$, e viceversa.

In una soluzione in cui si aggiunge un acido, la concentrazione degli ioni H_3O^+ è più alta rispetto a quella dell'acqua pura ed è più alta della concentrazione degli OH^- : la soluzione viene definita acida. Viceversa, se si aggiunge una base all'acqua pura, aumenta la $[\text{OH}^-]$ e diminuisce la $[\text{H}_3\text{O}^+]$: la soluzione è basica.

► **FIGURA 16.3** Scala del pH e pOH.



In termini di pH una soluzione è acida quando il pH è minore di 7, basica quando il pH è maggiore di 7 (il viceversa vale per il pOH). In **FIGURA 16.3** si può riscontrare che la somma tra pH e pOH è sempre uguale a 14. Inoltre il pH più basso è -1 , che corrisponde ad $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10 \text{ M}$, un valore di concentrazione possibile da ottenere poiché la concentrazione dell'acqua è $55,55 \text{ M}$. Al contrario, $\text{pH} = -2$ è impossibile poiché la $[\text{H}_3\text{O}^+]$ dovrebbe essere 100 M , valore che prevede un numero di moli di soluto maggiore delle moli di acqua presenti in un litro di soluzione.

16.6 Acidi forti e deboli, basi forti e deboli

Gli acidi (come le basi) si possono dividere in due grandi categorie a seconda di come avviene la loro dissociazione (o più correttamente la loro ionizzazione): se la reazione è completa (cioè se è un elettrolita forte) l'acido viene definito forte; se la reazione è parziale (cioè se è un elettrolita debole) l'acido viene definito debole. Si può osservare la forza relativa di due acidi misurando il pH delle rispettive soluzioni a parità di concentrazione. Ovviamente l'acido forte darà, a parità di concentrazione, un pH più basso rispetto a quello della soluzione dell'acido debole.

Alcuni esempi di ionizzazione di acidi forti sono:



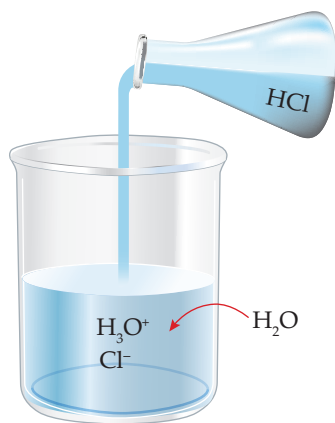
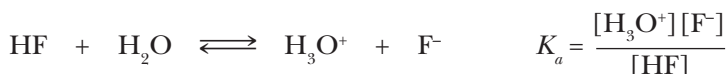
L'utilizzo di una freccia singola evidenzia la ionizzazione completa, a significare che *tutto* l'acido presente in soluzione si ionizza (**FIGURA 16.4**).

Gli acidi forti non sono tanti, e per essi, come visto nel paragrafo 16.2, si può usare una scrittura semplificata della dissociazione dove l'acqua viene omessa per semplicità:



Come vedremo nel paragrafo 16.9, per calcolare il pH delle soluzioni degli acidi forti basta conoscere la concentrazione della soluzione.

Gli acidi deboli invece, hanno una ionizzazione parziale, come evidenziato dalla presenza della doppia freccia dell'equilibrio. Nel caso dell'equilibrio dell'acido fluoridrico riportato sotto, alla costante di equilibrio K viene aggiunta l'etichetta "a" (K_a) proprio ad indicare che la reazione è acida e produce H^+ e la K_a viene definita **costante di dissociazione** (o **ionizzazione**) **acida**. Si può notare che anche per questa costante non viene scritta la concentrazione dell'acqua al denominatore.



▲ **FIGURA 16.4**
Dissociazione di un acido forte. Sciogliendo un acido forte in acqua si osserva la dissociazione completa e l'assenza, quasi totale, di molecole indissociate dell'acido.

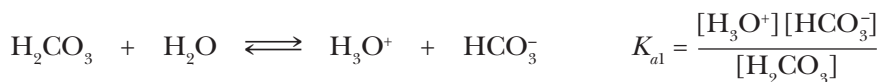
Anche nel caso degli acidi deboli si può usare una scrittura semplificata per l'equilibrio, omettendo l'acqua come nel caso dell'ossiacido riportato nell'esempio sottostante ed in **FIGURA 16.5**:



Al contrario delle soluzioni degli acidi forti, per poter calcolare il pH di una soluzione di un acido debole non è sufficiente conoscerne la concentrazione ma è necessario conoscerne anche la K_a , come avviene per determinare la composizione di un qualunque equilibrio chimico.

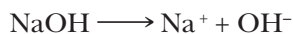
È opportuno fare una precisazione a proposito della differenza fra acidi forti ed acidi deboli: in linea teorica anche le reazioni di dissociazione degli acidi forti dovrebbero essere considerate di equilibrio, ma il valore della relativa K_a è molto maggiore di 1, quindi l'equilibrio è molto spostato verso destra, a tal punto che la ionizzazione si considera completa e la reazione, come visto, viene indicata con la freccia unica. Come si vedrà, nelle Tabelle che riportano i valori delle K_a degli acidi, in genere non vengono indicati i valori elevatissimi delle K_a degli acidi forti.

Nel caso di acidi deboli poliprotici come ad esempio H_2CO_3 , H_2S , H_3PO_4 etc., che sono in possesso di più di un protone acido, le reazioni di dissociazione vanno scritte per stadi successivi ed ogni dissociazione è regolata da una propria costante di equilibrio. Sotto sono riportati i due equilibri di dissociazione dell'acido carbonico e le relative costanti di ionizzazione acida:



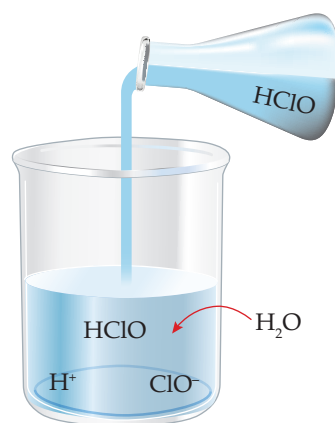
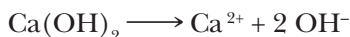
Per gli acidi poliprotici deboli, generalmente, la prima costante (K_{a1}) è molto più grande della seconda (K_{a2}) e così di seguito. Il motivo è che nella prima dissociazione H^+ viene rimosso da una specie neutra (nel caso di sopra H_2CO_3) mentre nella seconda il protone viene rimosso da un anione carico -1 (sopra è HCO_3^-), energeticamente più difficile.

Anche le basi possono essere degli elettroliti forti o deboli. Le basi forti sono generalmente degli idrossidi di metalli del primo e secondo gruppo della tavola periodica e si dissociano completamente (**FIGURA 16.6**). Ad esempio:



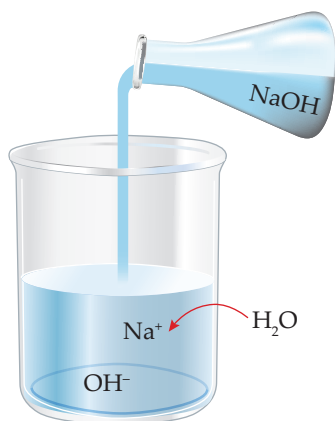
Come nel caso degli acidi forti, è sufficiente la concentrazione iniziale della soluzione della base forte per calcolare il pH.

Nel caso delle basi polifunzionali forti, in grado di rilasciare più di uno ione ossidrile, possiamo direttamente scrivere la dissociazione completa ed eventualmente passare al calcolo del pH (come si vedrà nei prossimi paragrafi):



▲ **FIGURA 16.5**

Dissociazione di un acido debole. Sciogliendo un acido debole in acqua si osserva la dissociazione parziale e la presenza in soluzione di molecole indissociate dell'acido.



▲ **FIGURA 16.6**

Dissociazione di una base forte. Aggiungendo una base forte all'acqua si osserva la dissociazione completa e l'assenza, quasi totale, di base indissociata in soluzione.



Chimica Generale e Inorganica

Principi, applicazioni, esempi svolti

Accedi all'ebook e ai
contenuti digitali

> Espandi le tue risorse >

con un libro che **non pesa** e si **adatta**
alle dimensioni del tuo **lettore**



All'interno del volume il **codice personale** e le istruzioni per accedere alla versione **ebook** del testo e agli ulteriori servizi.

L'accesso alle risorse digitali è **gratuito** ma limitato a **18 mesi dalla attivazione del servizio**.


EdiSES
EDIZIONI

