

A03

---

3



Bruno Crociani

# Appunti di Chimica

*Con domande di autovalutazione*



Copyright © MMVI  
ARACNE editrice S.r.l.

[www.aracneeditrice.it](http://www.aracneeditrice.it)  
[info@aracneeditrice.it](mailto:info@aracneeditrice.it)

via Raffaele Garofalo, 133 A/B  
00173 Roma  
(06) 93781065

ISBN 88-548-0788-4

*I diritti di traduzione, di memorizzazione elettronica,  
di riproduzione e di adattamento anche parziale,  
con qualsiasi mezzo, sono riservati per tutti i Paesi.*

*Non sono assolutamente consentite le fotocopie  
senza il permesso scritto dell'Editore.*

I edizione: 1996  
II edizione: 1999  
III edizione: 2000  
IV edizione: 2000  
V edizione: 2001  
VI edizione: settembre 2006

# INDICE

Premessa . . . . .	10
<b>Capitolo 1. Teoria atomica . . . . .</b>	<b>13</b>
1.1. Leggi fondamentali della chimica . . . . .	13
1.1.1 Legge di conservazione della massa (Lavoisier) . . . . .	13
1.1.2 Legge delle proporzioni definite (Proust) . . . . .	13
1.1.3 Legge delle proporzioni multiple (Dalton) . . . . .	13
1.2. Ipotesi atomica di Dalton . . . . .	14
1.2.1 Interpretazione atomica delle leggi fondamentali . . . . .	14
1.2.2 Modifiche successive . . . . .	16
1.3. Particelle fondamentali . . . . .	16
1.4. Isotopi . . . . .	17
1.5. Masse atomiche . . . . .	18
1.5.1 Massa atomica media . . . . .	18
1.5.2 Scala relativa delle masse atomiche . . . . .	19
1.6. Grammoatomo o mole di un elemento . . . . .	20
1.7. Difetto di massa . . . . .	21
1.8. Primi modelli atomici . . . . .	23
1.8.1 Modello atomico di Thompson . . . . .	23
1.8.2 Modello atomico planetario di Rutherford . . . . .	23
<b>Capitolo 2. Configurazione elettronica degli atomi . . . . .</b>	<b>27</b>
2.1. Cenni sulle radiazioni elettromagnetiche . . . . .	27
2.1.1 Generalità . . . . .	27
2.1.2 Natura ondulatoria e natura corpuscolare delle radiazioni elettromagnetiche . . . . .	29
2.1.3 Spettro di emissione del corpo nero ed effetto fotoelettrico . . . . .	29
2.1.4 Spettri atomici di emissione . . . . .	31
2.2. Spettro di emissione dell'idrogeno . . . . .	32
2.3. Atomo di idrogeno secondo Bohr . . . . .	34
2.3.1 Orbite stazionarie circolari . . . . .	34
2.3.2 Modifiche all'atomo di Bohr . . . . .	37
2.4. Principio di indeterminazione di Heisenberg . . . . .	37
2.5. Superamento del modello di Bohr . . . . .	39
2.5.1 Principio di De Broglie . . . . .	39
2.5.2 Onde stazionarie unidimensionali . . . . .	40
2.5.3 Equazione d'onda di Schrödinger . . . . .	41

2.5.4	Numeri quantici e orbitali . . . . .	42
2.5.5	Significato fisico dei numeri quantici . . . . .	44
2.5.6	Simboli degli orbitali . . . . .	45
2.6.	Orbitali dell'atomo di idrogeno ( $Z = 1$ ) . . . . .	46
2.7.	Orbitali dell'atomo di idrogeno in coordinate polari . . . . .	47
2.8.	Rappresentazione degli orbitali . . . . .	48
2.8.1	Funzione densità di probabilità . . . . .	48
2.8.2	Funzione probabilità radiale . . . . .	48
2.8.3	Superficie di equidensità elettronica . . . . .	48
2.8.4	Orbitale $1s$ dell'atomo di idrogeno . . . . .	49
2.8.5	Orbitale $2s$ dell'atomo di idrogeno . . . . .	50
2.8.6	Orbitale $3s$ dell'atomo di idrogeno . . . . .	51
2.8.7	Orbitali $2p$ e $3p$ dell'atomo di idrogeno . . . . .	52
2.9.	Superfici di contorno degli orbitali . . . . .	54
2.9.1	Orbitali di tipo $s$ ( $l = 0, m = 0$ ) . . . . .	54
2.9.2	Orbitali di tipo $p$ ( $l = 1, m = -1, 0, +1$ ) . . . . .	55
2.9.3	Orbitali di tipo $d$ ( $l = 2, m = -2, -1, 0, +1, +2$ ) . . . . .	55
2.10.	Atomi polielettronici . . . . .	56
2.10.1	Numero quantico di spin . . . . .	57
2.10.2	Principio di esclusione (Pauli) . . . . .	58
2.10.3	Principio della massima molteplicità (Hund) . . . . .	58
2.11.	Configurazione elettronica degli atomi polielettronici nel loro stato fondamentale . . . . .	58
2.11.1	Metodo di "Aufbau" . . . . .	59
2.11.2	Configurazioni elettroniche degli elementi . . . . .	59
<b>Capitolo 3. Tavola periodica e proprietà periodiche . . . . .</b>		<b>65</b>
3.1.	Tavola periodica estesa . . . . .	65
3.2.	Proprietà periodiche . . . . .	68
3.2.1	Raggi atomici . . . . .	68
3.2.2	Energie di ionizzazione . . . . .	71
3.2.3	Affinità elettronica . . . . .	74
3.2.4	Elettronegatività . . . . .	75
3.2.5	Numeri di ossidazione . . . . .	77
3.2.6	Carattere metallico . . . . .	79
<b>Capitolo 4. Legame chimico . . . . .</b>		<b>81</b>
4.1.	Definizione . . . . .	81
4.2.	Parametri di legame . . . . .	82
4.2.1	Energia e distanza di legame . . . . .	82

4.2.2	Angolo di legame . . . . .	85
4.3.	Classificazione dei legami chimici . . . . .	86
4.4.	Legame ionico . . . . .	86
4.4.1	Descrizione del legame ionico nel cloruro di sodio NaCl . . . . .	87
4.5.	Legame covalente . . . . .	92
4.6.	Teoria del legame di valenza . . . . .	92
4.6.1	Legame covalente omopolare . . . . .	93
4.6.2	Legame covalente polare . . . . .	99
4.6.3	Formule di struttura di Lewis . . . . .	102
4.6.4	Promozione e Ibridizzazione. Stati di valenza . . . . .	103
4.6.5	Diversi stati di valenza del carbonio nei suoi composti . . . . .	113
4.6.6	Ammoniaca ( $\text{NH}_3$ ) . . . . .	117
4.6.7	Acqua ( $\text{H}_2\text{O}$ ) . . . . .	119
4.6.8	Legame dativo o di coordinazione . . . . .	120
4.6.9	Mesomeria o Risonanza . . . . .	123
4.6.10	Previsione della struttura molecolare in base alla teoria della repul- sione tra coppie elettroniche del guscio di valenza . . . . .	128
4.7.	Teoria degli orbitali molecolari . . . . .	132
4.7.1	Combinazione di orbitali $1s$ . . . . .	133
4.7.2	Combinazioni di orbitali $2s$ e $2p$ . . . . .	138
4.7.3	Molecole biatomiche eteronucleari . . . . .	144
<b>Capitolo 5. Forze attrattive intermolecolari . . . . .</b>		<b>149</b>
5.1.	Forze di Van der Waals . . . . .	149
5.1.1	Forze dipolo–dipolo in molecole polari . . . . .	149
5.1.2	Forze dipolo istantaneo–dipolo indotto in molecole apolari . . . . .	150
5.2.	Legame a idrogeno . . . . .	151
<b>Capitolo 6. Stati di aggregazione della materia . . . . .</b>		<b>155</b>
6.1.	Stato aeriforme o gassoso . . . . .	155
6.1.1	Variabili che influenzano lo stato gassoso . . . . .	155
6.1.2	Modello del gas ideale . . . . .	157
6.1.3	Leggi dei gas ideali . . . . .	157
6.1.4	Principio di Avogadro . . . . .	159
6.1.5	Equazione di stato . . . . .	159
6.1.6	Miscela di gas ideali . . . . .	161
6.1.7	Cenni sulla teoria cinetica dei gas . . . . .	163
6.1.8	Determinazione del peso molecolare di una sostanza gassosa . . . . .	166
6.1.9	Dissociazione gassosa . . . . .	169
6.1.10	Gas reali . . . . .	171

6.1.11	Liquefazione degli aeriformi: parametri critici . . . . .	173
6.2.	Stato liquido . . . . .	176
6.2.1	Viscosità . . . . .	177
6.2.2	Tensione superficiale . . . . .	177
6.2.3	Volatilità . . . . .	178
6.3.	Stato solido . . . . .	181
6.3.1	Classificazione in base alla simmetria del reticolo cristallino . . . . .	181
6.3.2	Classificazione in base alla natura delle particelle costituenti . . . . .	183
<b>Capitolo 7. Cenni di termodinamica . . . . .</b>		<b>201</b>
7.1.	Generalità . . . . .	201
7.2.	Trasformazioni reversibili ed irreversibili. Criteri di equilibrio e di spontaneità . . . . .	202
7.3.	Energia interna. Calore e lavoro . . . . .	203
7.4.	Primo principio della termodinamica . . . . .	203
7.4.1	Trasformazioni in un sistema chiuso costituito da una mole di gas ideale . . . . .	206
7.4.2	Entalpia . . . . .	206
7.5.	Termochimica . . . . .	207
7.5.1	Calcolo dell'entalpia molare standard di formazione di un composto, la cui misura diretta non è sperimentalmente accessibile . . . . .	211
7.5.2	Calcolo del $\Delta H^0$ di una generica reazione dai valori di entalpie molari standard di formazione dei reagenti e dei prodotti . . . . .	212
7.6.	Entropia. Secondo principio della termodinamica . . . . .	213
7.6.1	Significato statistico dell'entropia . . . . .	215
7.7.	Terzo principio della termodinamica . . . . .	216
7.8.	Criterio di equilibrio e di spontaneità di una trasformazione in un sistema chiuso a pressione e temperatura costanti. Energia libera . . . . .	219
7.8.1	Energia libera di reazione . . . . .	222
7.8.2	Calcolo dell'energia libera standard di reazione a 25°C . . . . .	223
7.8.3	Dipendenza dell'energia libera dalla pressione e dalla temperatura in un sistema chiuso a composizione costante . . . . .	225
7.8.4	Attività e stati standard di riferimento . . . . .	226
<b>Capitolo 8. Equilibri di fase in un sistema ad un solo componente</b>		<b>229</b>
8.1.	Diagramma di stato dell'acqua . . . . .	230
8.1.1	Determinazione analitica (termodinamica) delle funzioni $p = f(T)$ per le curve di equilibrio . . . . .	231



8.1.2	Determinazione sperimentale mediante curve di riscaldamento o raffreddamento . . . . .	234
8.2.	Diagramma di stato dell'anidride carbonica CO <sub>2</sub> . . . . .	236
<b>Capitolo 9.</b>	<b>Soluzioni</b> . . . . .	<b>237</b>
9.1.	Generalità . . . . .	237
9.2.	Vari modi di esprimere la concentrazione . . . . .	238
9.2.1	Concentrazioni basate su rapporti di massa: . . . . .	238
9.2.2	Concentrazioni basate su rapporti massa/volume . . . . .	239
9.2.3	Concentrazioni basate su rapporti di volume . . . . .	240
9.3.	Soluzioni ideali . . . . .	240
9.3.1	Calcolo della variazione di energia libera, $\Delta G$ , e di entropia, $\Delta S$ , del processo di soluzione (a $p$ e $T$ costanti). . . . .	241
9.3.2	Energia libera molare di una sostanza in soluzione . . . . .	244
9.4.	Proprietà colligative . . . . .	245
9.4.1	Abbassamento della tensione di vapore del solvente. . . . .	246
9.4.2	Abbassamento del punto di congelamento ed innalzamento del punto di ebollizione del solvente . . . . .	247
9.4.3	Pressione osmotica . . . . .	248
9.5.	Solubilità . . . . .	251
9.5.1	Fattori che influenzano la solubilità . . . . .	251
9.6.	Principio dell'equilibrio mobile (Le Chatelier) . . . . .	253
9.7.	Regola della fasi . . . . .	254
9.8.	Equilibrio liquido-vapore in un sistema a due componenti completamente miscibili in fase liquida. . . . .	256
9.8.1	Soluzioni ideali . . . . .	257
9.8.2	Soluzioni non ideali . . . . .	264
<b>Capitolo 10.</b>	<b>Equilibrio Chimico</b> . . . . .	<b>269</b>
10.1.	Costanti di equilibrio . . . . .	269
10.1.1	Legge dell'azione chimica di massa (Gulbert-Waage) . . . . .	271
10.1.2	Relazione tra $K_p$ e $K_c$ per equilibri gassosi . . . . .	271
10.2.	Applicazione del principio dell'equilibrio mobile agli equilibri chimici . . . . .	272
10.2.1	Effetto delle variazioni di temperatura . . . . .	272
10.2.2	Effetto della variazione di concentrazione . . . . .	273
10.2.3	Effetto della variazione di pressione . . . . .	274
10.2.4	Effetto della presenza di gas inerti . . . . .	276

---

10.3.	Equilibri omogenei gassosi . . . . .	278
10.3.1	Dissociazione gassosa . . . . .	278
10.4.	Equilibri eterogenei in cui sono presenti sostanze gassose . . . . .	280
10.4.1	Dissociazione termica del cloruro d'ammonio . . . . .	280
10.4.2	Dissociazione termica del carbonato di calcio . . . . .	281
10.5.	Equilibri omogenei in soluzione . . . . .	283
10.5.1	Dissociazione elettrolitica . . . . .	283
10.5.2	Grado di dissociazione e costante di dissociazione . . . . .	284
10.5.3	Conducibilità elettrica nelle soluzioni elettrolitiche . . . . .	287
10.5.4	Peso equivalente e grammoequivalente di un elettrolita. Normalità di una soluzione elettrolitica . . . . .	288
10.5.5	Conducibilità equivalente . . . . .	290
10.5.6	Legge della migrazione indipendente degli ioni . . . . .	293
10.5.7	Proprietà solventi e dissocianti dell'acqua verso gli elettroliti . . . . .	295
10.6.	Equilibri eterogenei in cui sono presenti elettroliti . . . . .	298
10.6.1	Elettroliti poco solubili . . . . .	298
<b>Capitolo 11.</b>	<b>Acidi e basi . . . . .</b>	<b>305</b>
11.1.	Definizione secondo Brönsted e Lowry . . . . .	305
11.2.	Forza di un acido e di una base . . . . .	306
11.2.1	Forza degli acidi . . . . .	306
11.2.2	Forza delle basi . . . . .	307
11.2.3	Effetto livellante del solvente . . . . .	307
11.3.	Prodotto ionico dell'acqua e pH . . . . .	308
11.4.	Relazione tra la forza di un acido ( $K_a$ ) e la forza della sua base coniugata( $K_b$ ) . . . . .	310
11.5.	pH di soluzioni di acidi e basi . . . . .	312
11.5.1	Acido forte . . . . .	312
11.5.2	Base forte . . . . .	314
11.6.	pH di soluzioni di acidi e basi deboli . . . . .	315
11.6.1	Acido debole . . . . .	315
11.6.2	Base debole . . . . .	317
11.7.	pH di soluzioni saline . . . . .	318
11.7.1	Sali formati da un acido forte ed una base forte . . . . .	318
11.7.2	Sali formati da un acido forte ed una base debole . . . . .	319
11.7.3	Sali formati da una acido debole ed una base forte . . . . .	321
11.7.4	Sali contenenti uno ione anfolita . . . . .	322
11.8.	Soluzioni tampone . . . . .	324
11.9.	Acidi e basi poliprotici . . . . .	327
11.9.1	Acido carbonico (diprotico) . . . . .	327

11.9.2	Esempi di calcolo di pH . . . . .	330
11.9.3	Acido fosforico (triprotico) . . . . .	333
11.9.4	Esempi di calcolo di pH . . . . .	334
11.10.	Indicatori di pH . . . . .	337
11.11.	Neutralizzazione . . . . .	338
11.11.1	Reazione di un acido forte con una base forte . . . . .	339
11.11.2	Reazione di un acido debole con una base forte . . . . .	339
11.11.3	Reazione di un acido forte con una base debole . . . . .	340
11.12.	Peso equivalente e grammoequivalente di un acido e di una base . . . . .	341
11.13.	Titolazioni acido-base . . . . .	342
11.13.1	Titolazione di un acido forte con una base forte . . . . .	343
11.13.2	Titolazione di un acido debole con una base forte . . . . .	344
11.13.3	Titolazione di una base debole con un acido forte . . . . .	346
11.14.	Solubilità in funzione del pH . . . . .	348
11.14.1	Idrossidi poco solubili . . . . .	348
11.14.2	Idrossidi poco solubili a carattere anfotero . . . . .	350
11.14.3	Sali poco solubili di acidi monoprotici deboli . . . . .	353
11.14.4	Sali poco solubili di acidi diprotici deboli . . . . .	354
<b>Capitolo 12.</b>	<b>Pile . . . . .</b>	<b>359</b>
12.1.	Generalità . . . . .	359
12.2.	Relazione tra $\Delta G$ della reazione redox e lavoro elettrico massimo. Equazione di Nernst . . . . .	361
12.3.	Definizione di potenziale di una semipila o elettrodo. Elettrodo normale a idrogeno. Scala dei potenziali normali . . . . .	364
12.4.	Rappresentazione convenzionale degli elettrodi e delle pile . . . . .	369
12.5.	Classificazione degli elettrodi . . . . .	370
12.5.1	Elettrodi di I <sup>a</sup> specie . . . . .	370
12.5.2	Elettrodi di II <sup>a</sup> specie . . . . .	371
12.5.3	Elettrodi a gas . . . . .	373
12.5.4	Elettrodi ad ossidoriduzione . . . . .	374
12.6.	Previsioni sul decorso spontaneo di una reazione di ossidoriduzione e calcolo della relativa costante di equilibrio . . . . .	374
12.6.1	Reazioni di spostamento . . . . .	374
12.6.2	Reazione tra un metallo e lo ione H <sub>3</sub> O <sup>+</sup> . . . . .	376
12.6.3	Calcolo della costante di equilibrio di una reazione di ossidoriduzione generica . . . . .	378
12.7.	Pile a concentrazione . . . . .	380
12.8.	Alcune applicazioni delle pile . . . . .	382
12.8.1	Misura potenziometrica del pH . . . . .	382

---

12.8.2	Pile commerciali . . . . .	384
12.8.3	Pile a combustibile . . . . .	386
<b>Capitolo 13. Elettrolisi . . . . .</b>		<b>389</b>
13.1.	Generalità . . . . .	389
13.2.	Leggi di Faraday . . . . .	391
13.2.1	Definizione di peso-equivalente e di equivalente per una sostanza che partecipa ad una reazione redox . . . . .	391
13.2.2	Leggi di Faraday . . . . .	392
13.2.3	Rendimento di corrente o faradico . . . . .	394
13.3.	Potenziale di decomposizione . . . . .	395
13.3.1	Legge di Ohm per conduttori di II <sup>a</sup> specie . . . . .	395
13.3.2	Potenziale reversibile di decomposizione . . . . .	396
13.3.3	Sovratensione . . . . .	398
13.3.4	Calcolo del potenziale di decomposizione $E_D$ e del potenziale reversi- bile di decomposizione $E_R$ . . . . .	400
13.4.	Ordine di scarica nei processi elettrolici . . . . .	402
13.4.1	Processi catodici . . . . .	402
13.4.2	Processi anodici . . . . .	403
13.5.	Alcune applicazioni dell'elettrolisi . . . . .	408
13.5.1	Preparazione di metalli per riduzione catodica dei rispettivi cationi . . . . .	408
13.5.2	Purificazione elettrolitica del rame . . . . .	409
13.5.3	Preparazione di soluzioni acquose di ipoclorito sodico o di idrato so- dico per elettrolisi di soluzioni concentrate di NaCl . . . . .	410
13.6.	Accumulatori . . . . .	411
13.6.1	Accumulatore acido al piombo . . . . .	412
13.6.2	Accumulatore alcalino al nichel-ferro . . . . .	413
13.6.3	Accumulatore alcalino al nichel-cadmio . . . . .	414
13.7.	Corrosione dei metalli . . . . .	415
13.7.1	Generalità . . . . .	415
13.7.2	Passivazione . . . . .	415
13.7.3	Meccanismi di corrosione del ferro . . . . .	416
13.7.4	Protezione contro la corrosione . . . . .	417
<b>Capitolo 14. Cenni di cinetica chimica . . . . .</b>		<b>419</b>
14.1.	Generalità . . . . .	419
14.1.1	Velocità di reazione . . . . .	419
14.1.2	Equazione cinetica e ordine di reazione . . . . .	421
14.2.	Reazioni del primo ordine . . . . .	421

---

14.3.	Reazioni del secondo ordine . . . . .	423
14.4.	Equazione di Arrhenius . . . . .	424
14.5.	Teoria delle collisioni ed energia di attivazione . . . . .	425
14.6.	Catalisi . . . . .	429
14.6.1	Catalisi omogenea . . . . .	430
14.6.2	Catalisi eterogenea . . . . .	431
14.7.	Scelta delle condizioni ottimali di reazione . . . . .	432
14.7.1	Fattori termodinamici . . . . .	432
14.7.2	Fattori cinetici . . . . .	433
 <b>Domande di autovalutazione . . . . .</b>		 435

## PREMESSA

Quasi certamente, ogni studente di Ingegneria si sarà chiesto perché ci sia un corso di Chimica in tutti i piani di studio dei vari corsi di Laurea della sua Facoltà ed anche perché questo insegnamento sia inserito tra le discipline propedeutiche del primo anno.

“A cosa serve questa materia, sentita un po’ come un “corpo estraneo” nell’ambito del curriculum di studi?” La risposta è semplice: serve ad acquisire le conoscenze elementari delle sostanze, che costituiscono il mondo in cui viviamo, e delle trasformazioni più importanti che tali sostanze subiscono spontaneamente o per opera dell’uomo. Serve perciò a completare la formazione culturale di un tecnico moderno e serve inoltre allo studente del primo anno, forse un po’ troppo portato all’astrazione dai corsi di Matematica e Fisica, a mantenere il necessario contatto con la realtà materiale in cui siamo immersi.

Questi Appunti di Chimica non pretendono di costituire un trattato di questa disciplina, di cui esistono già numerosi e pregevoli esempi in circolazione. Essi sono intesi essenzialmente ad offrire un aiuto didattico allo studente riportando in forma sintetica gli argomenti delle lezioni svolte.

In tal modo lo studente avrà la possibilità di seguire con maggiore profitto il corso, senza distogliere la sua attenzione a prendere appunti frettolosi e spesso incomprensibili e senza dispendere tempo ed energie durante il periodo di studio e di approfondimento.

Bruno Crociani

## INTRODUZIONE

La Chimica è la scienza che studia *la natura* delle sostanze che costituiscono la materia, le *trasformazioni* che tali sostanze subiscono e le *leggi* che regolano tali trasformazioni.

In genere, i fenomeni che avvengono in natura si distinguono in fenomeni fisici e fenomeni chimici:

*Fenomeni fisici* sono le trasformazioni che avvengono senza variazione della natura delle sostanze che vi partecipano.

### ESEMPIO

Riscaldando un filo di *platino* in presenza di aria, si osserva solo *dilatazione termica*, senza variazione della natura del metallo. □

*Fenomeni chimici* sono le trasformazioni che avvengono con variazione della natura delle sostanze che vi partecipano.

### ESEMPIO

Riscaldando un filo di *magnesio* in presenza di aria, si osserva la reazione  $\text{Mg}_{(s)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{MgO}_{(s)}$ , in cui le sostanze magnesio ed ossigeno si trasformano in una nuova sostanza: l'ossido di magnesio. □

L'indagine scientifica ha dimostrato che la materia ha *natura discontinua*, essendo costituita da *particelle elementari*, gli *atomi*, legati tra loro in vari modi per formare le *strutture molecolari* delle sostanze.

Le sostanze si distinguono in due tipi.

*Sostanze semplici o elementi*

Sono quelle la cui struttura molecolare è formata da atomi *identici*, appartenenti alla stessa specie chimica:

---

Ne, Ar	molecola monoatomica
H <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub>	molecole biatomiche
P <sub>4</sub>	molecola tetraatomica
S <sub>8</sub>	molecola ottoatomica
C (grafite o diamante)	macromolecola
Fe (e tutti i metalli)	macromolecola

---

*Sostanze composte o composti*

Sono quelle la cui struttura molecolare è formata da atomi *diversi*, appartenenti a specie chimiche diverse: Esempi: HCl, CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>.

Si definisce come **atomo** *la più piccola porzione di un elemento che mantiene le proprietà fisiche e chimiche dell'elemento stesso.*



## Capitolo 1

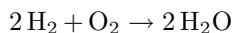
### Teoria atomica

## 1.1 Leggi fondamentali della chimica

### 1.1.1 Legge di conservazione della massa (Lavoisier)

La somma delle masse delle sostanze che si formano in una reazione chimica (*prodotti*) è uguale alla somma delle masse delle sostanze che reagiscono (*reagenti*);

#### ESEMPIO



Dalla reazione di 4 g di idrogeno con 32 g di ossigeno si ottengono sempre 36 g di acqua. □

### 1.1.2 Legge delle proporzioni definite (Proust)

In ogni composto gli elementi costituenti stanno tra loro in un rapporto ponderale definito e costante, indipendentemente dal metodo di preparazione;

#### ESEMPIO

Nel composto  $\text{H}_2\text{O}$ , in qualsiasi modo preparato, il rapporto tra le quantità in grammi degli elementi costituenti è sempre  $g_{\text{H}} : g_{\text{O}} = 1 : 8$  □

### 1.1.3 Legge delle proporzioni multiple (Dalton)

Quando due elementi si combinano per formare diversi composti, le masse di un elemento, che si combinano con una massa fissa dell'altro elemento, stanno tra loro come numeri interi e piccoli;

ESEMPIO

L'azoto e l'ossigeno si combinano in diversi rapporti per dar luogo a cinque ossidi:

	N + O	$g_N$	$g_O$
protossido di azoto	$N_2O$	14	8
ossido di azoto	$NO$	14	16
andride nitrosa	$N_2O_3$	14	24
ipoazotide	$NO_2$	14	32
anidride nitrica	$N_2O_5$	14	40

Tenendo fissa la quantità di azoto ( $g_N = 14g$ ), le diverse quantità di ossigeno che reagiscono per formare i cinque ossidi, stanno tra loro secondo la proporzione

$$8 : 16 : 24 : 32 : 40 = 1 : 2 : 3 : 4 : 5$$

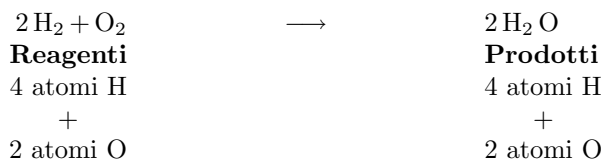
cioè secondo numeri interi e piccoli. □

## 1.2 Ipotesi atomica di Dalton

Le leggi fondamentali trovano una spiegazione razionale nell'ipotesi atomica di Dalton, secondo cui la materia è costituita da particelle infinitesime *indivisibili* (atomi), una per ogni elemento e diverse da elemento a elemento per massa e proprietà chimiche e fisiche. Inoltre, gli atomi non si creano né si distruggono.

### 1.2.1 Interpretazione atomica delle leggi fondamentali

1. – La legge della conservazione della massa trova spiegazione nel fatto che, gli atomi, essendo indistruttibili, passano inalterati dalle strutture molecolari dei reagenti alle strutture molecolari dei prodotti, per cui la massa globale dei prodotti risulta uguale a quella dei reagenti.

ESEMPIO

*È la base del bilanciamento delle equazioni chimiche.* □

2. – La legge delle proporzioni definite trova spiegazione nel fatto che il rapporto di combinazione tra gli atomi degli elementi che formano un composto è definito e costante.

ESEMPIO

In  $\text{H}_2\text{O}$ , il rapporto di combinazione  $n_{\text{H}} : n_{\text{O}}$  è sempre di 2 : 1, per cui il rapporto ponderale costante  $g_{\text{H}} : g_{\text{O}} = 1 : 8$  rappresenta il rapporto tra la massa dei due atomi di idrogeno e la massa dell'atomo di ossigeno, che costituiscono la molecola dell'acqua □

3. – La legge delle proporzioni multiple trova la sua spiegazione nel fatto che i rapporti ponderali espressi da numeri interi e piccoli riflettono i rapporti di combinazione tra gli atomi di un elemento ed un numero fisso di atomi del secondo elemento.

ESEMPIO

N + O	$n_{\text{N}}$	$n_{\text{O}}$
N <sub>2</sub> O	2	1
NO	2	2
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	2	3
NO <sub>2</sub>	2	4
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	2	5

I numeri di atomi di ossigeno ( $n_{\text{O}}$ ) che si combinano con 2 atomi di azoto ( $n_{\text{N}} = 2$ ) nei vari ossidi di azoto stanno tra loro nel rapporto 1 : 2 : 3 : 4 : 5. □

### 1.2.2 Modifiche successive

Alcune delle caratteristiche dell'atomo di Dalton furono successivamente modificate in seguito a nuove scoperte:

*Indivisibilità*: cadde quando si scoprì che i “raggi catodici” sono costituiti da particelle subatomiche, di massa molto inferiore alle masse atomiche, e dotati di carica elettrica negativa: gli *elettroni*;

*Massa unica e costante*: cadde con la scoperta degli “isotopi”;

*Indistruttibilità*: cadde con la scoperta delle reazioni nucleari di *fissione e di fusione*.

Nonostante tali modifiche, l'ipotesi della struttura atomica della materia ha ricevuto tali e tante evidenze sperimentali da essere accettata universalmente come teoria.

## 1.3 Particelle fondamentali

Oggi si conoscono *novanta elementi naturali e circa quindici elementi artificiali*. Per una soddisfacente descrizione dal punto di vista chimico, gli atomi di tutti questi elementi risultano da un'opportuna combinazione di **tre particelle fondamentali**:

	Simbolo	Massa	Carica elettrica
Elettrone	$e^-$	$9,1 \times 10^{-28}$ g	$-1,6 \times 10^{-19}$ coulomb ( $-4,8 \times 10^{-10}$ u.e.s.)
Protone	$p^+$	$1,6723 \times 10^{-24}$ g	$+1,6 \times 10^{-19}$ coulomb
Neutrone	$n$	$1,6745 \times 10^{-24}$ g	0

Ogni atomo è formato da un **nucleo**, costituito da Z protoni ed N neutroni “fusi” tra loro, e da un **guscio o mantello elettronico**, costituito da Z elettroni (Z ed N sono ovviamente numeri interi). Le particelle nucleari, protoni e neutroni, vengono chiamate anche *nucleoni*.

C'è una notevole differenza tra le dimensioni del nucleo e le dimensioni atomiche:

$$\begin{array}{lll}
 \text{Raggi nucleari} & \text{Raggi atomici} & \\
 10^{-5} - 10^{-4} \text{ \AA} & 1 - 2 \text{ \AA} & (1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm})
 \end{array}$$