

me
mo
RIX

AREA
scientifica

Chimica



memorix

Chimica



Memorix – Chimica

Copyright © 2018, 2010, EdiSES S.r.l. – Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0
2022 2021 2020 2019 2018

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 di parte di
esso con qualsiasi mezzo.*

L'Editore

Grafica di copertina:

 curvilinee

Progetto grafico:

ProMedia Studio di A. Leano – Napoli

Fotocomposizione:

 curvilinee

Stampato presso:

Vulcanica S.r.l. – Nola (NA)

per conto della

EdiSES - Piazza Dante, 89 – Napoli

ISBN 978 88 9362 172 4

www.edises.it
info@edises.it

Memorix

Chiari nell'esposizione, esaurienti nei contenuti, gradevoli nella grafica, i Memorix si propongono di agevolare – come il nome stesso suggerisce – il processo di memorizzazione, stimolando nel lettore sia l'attenzione visiva sia la capacità di associazione tra concetti, così da “trattenerli” più a lungo nella mente. Schemi, uso frequente di elencazioni e neretti, parole-chiave, curiosità, brevi raccordi interdisciplinari, test di verifica a fine capitolo: ecco le principali caratteristiche di questi tascabili.

Utili per apprendere rapidamente i concetti base di una disciplina o per ricapitarne gli argomenti principali, i libri della collana Memorix si rivolgono agli studenti della scuola superiore, a chi ha già intrapreso gli studi universitari, a quanti si accingono ad affrontare un concorso. Ma anche a tutti coloro che vogliono riappropriarsi di conoscenze che la mancanza di esercizio ha affievolito o semplicemente vogliono farsi un'idea su materie che non hanno fatto parte della propria esperienza scolastica o, ancora, vogliono avere a portata di mano uno strumento da consultare velocemente all'occorrenza.

Eventuali aggiornamenti o *errata corrige* saranno resi disponibili online (www.edises.it) in apposite sezioni della scheda del volume.

Potete segnalarci i vostri suggerimenti o sottoporci le vostre osservazioni all'indirizzo redazione@edises.it

Chimica

Questo volume si propone di rendere piacevole un primo incontro con la chimica, la scienza che studia la struttura, le proprietà e le trasformazioni della materia. Mediante un'esposizione semplice e sintetica vengono descritte le conoscenze della chimica inorganica, della chimica organica e della biochimica.

Ogni capitolo è stato pensato come valido strumento per lo studio dei principi-base di queste discipline, in quanto è arricchito con schemi e illustrazioni che facilitano l'apprendimento degli argomenti più complessi e con suggerimenti da usare come guida per risolvere gli esercizi più comuni.

Le soluzioni ai test di verifica per ciascuna delle tematiche affrontate sono espone in maniera chiara ed esauriente. Nel testo sono state riportate anche diverse curiosità in modo da permettere di riconoscere, nei tanti aspetti della vita quotidiana, fenomeni spiegabili con le conoscenze acquisite.

Gli autori, che hanno condiviso l'impostazione e l'articolazione del testo, hanno così ripartito il lavoro: Rocco Figliola ha scritto i capp. 2, 3, 4, 5, 8, 12; Martina Montuoro ha scritto i capp. 1, 6, 7, 9, 10, 11.

Sommario

PARTE PRIMA – CHIMICA INORGANICA

1. Metodi e misure

1.1. La materia e le sue proprietà	3
1.2. Grandezze e unità di misura	4
1.3. Grandezze fondamentali: la temperatura	7
1.4. Grandezze derivate: energia e calore	8
1.5. Notazione scientifica	10
1.6. Accuratezza, errore, incertezza e precisione delle misure	10
1.7. Cifre significative	11
1.8. Conversione tra unità di misura	13
<i>Test di verifica</i>	15

2. L'atomo

2.1. Le leggi ponderali	19
2.2. Le particelle elementari	21
2.3. I primi modelli atomici	22
2.4. Il modello atomico di Bohr	23
2.5. La meccanica quantistica	26
2.6. La configurazione elettronica	28
<i>Test di verifica</i>	32

3. La tavola periodica degli elementi

3.1. La tavola periodica	35
3.2. Gruppi e periodi	37
3.3. Grandezze che variano periodicamente	42
<i>Test di verifica</i>	46

4. I legami chimici

4.1. La regola dell'ottetto	49
4.2. Correlazione tra elettronegatività e legame chimico	51
4.3. Legame ionico	52
4.4. Legame covalente	54
4.5. Teoria di legame di valenza e ibridazione degli orbitali	59



4.6. Forma delle molecole	61
4.7. Legami intermolecolari	62
4.8. Legame metallico	64
<i>Test di verifica</i>	66

5. Gli stati della materia

5.1. Gli stati fisici della materia	69
5.2. Temperatura e pressione: due grandezze che regolano il passaggio di stato della materia	71
5.3. Passaggi di stato	72
5.4. La teoria cinetica molecolare	75
5.5. Lo stato solido	76
5.6. Lo stato liquido	78
5.7. Lo stato gassoso	78
5.8. Le leggi dei gas	79
<i>Test di verifica</i>	85

6. Stechiometria delle reazioni chimiche e soluzioni

6.1. Equazioni chimiche	89
6.2. La mole	91
6.3. Massa formula o massa molecolare	93
6.4. Miscela	95
6.5. Soluzioni	95
6.6. Concentrazione di una soluzione	98
6.7. Diluizioni	100
6.8. Calcoli stechiometrici	101
6.9. Reagente limitante	103
<i>Test di verifica</i>	104

7. Cinetica chimica

7.1. Le reazioni chimiche	109
7.2. La teoria delle collisioni	110
7.3. Fattori che influenzano la velocità di reazione	110
7.4. Energia di attivazione, E_a	111
7.5. Legge cinetica	112
7.6. Equilibrio chimico	114
7.7. Costante di equilibrio	114
7.8. Principio di Le Châtelier-Braun	116



7.9. Prodotto di solubilità	117
7.10. Effetto dello ione in comune	117
<i>Test di verifica</i>	119

8. La nomenclatura dei composti chimici

8.1. Il problema dell'uniformità nel linguaggio chimico: l'origine della nomenclatura	123
8.2. Il numero di ossidazione	124
8.3. La nomenclatura chimica	126
8.4. Composti binari	126
8.5. Composti ternari	129
8.6. I sali	131
8.7. Reazioni di ossidoriduzione (redox)	132
<i>Test di verifica</i>	136

9. Acidi e basi

9.1. Gli elettroliti	141
9.2. Definizioni di acidi e basi	142
9.3. Forza degli acidi e delle basi	144
9.4. Equazione ionica netta	145
9.5. Reazioni di neutralizzazione	146
9.6. Reazioni di doppia sostituzione	146
9.7. Prodotto ionico dell'acqua, K_w	147
9.8. pH	149
9.9. Costante di ionizzazione	151
9.10. Idrolisi	155
9.11. Soluzioni tampone	157
9.12. Normalità	158
9.13. Titolazioni acido-base	160
9.14. Indicatori	161
<i>Test di verifica</i>	164

PARTE SECONDA – CHIMICA ORGANICA

10. Gli idrocarburi

10.1. Definizioni di chimica organica	171
10.2. Caratteristiche strutturali dei composti organici	172

1. Metodi e misure

I punti-chiave

- La materia è qualunque cosa che abbia una massa e che occupi uno spazio.
- Una proprietà chimica differisce da una proprietà fisica in quanto la si può osservare soltanto trasformando una sostanza in un'altra diversa.
- Le grandezze fisiche sono le caratteristiche della materia che si possono misurare; esse si distinguono in estensive e intensive, scalari e vettoriali.
- L'unità di misura della temperatura più usata è il grado Celsius ma nel Sistema Internazionale è stato adottato il kelvin.
- L'energia chimica è una forma di energia potenziale che si trasforma solo durante una reazione.
- Accuratezza, errore, incertezza e precisione sono parametri fondamentali della misura.
- I fattori di conversione servono ad esprimere una stessa grandezza fisica in differenti unità di misura.

1.1. La materia e le sue proprietà

Tutti i corpi che ci circondano sono costituiti da materia. Per **materia** intendiamo qualunque cosa abbia una massa e occupi uno spazio: questo libro che stiamo leggendo, l'aria che respiriamo, l'acqua che scorre in un fiume, le piante, i pianeti ecc... A differenza, però, della molteplicità di forme che può assumere, la materia può presentarsi solo in tre stati: solido, liquido e aeriforme. Più generalmente, la materia può essere suddivisa in sostanze pure e in miscele.

Le **sostanze pure** hanno una composizione costante e possono essere riconosciute attraverso delle **proprietà** uniche e specifiche. Queste, a loro volta, possono essere divise in due categorie:

- le **proprietà chimiche** possono essere osservate soltanto trasformando la sostanza originaria in una diversa; tale trasformazione è chiamata reazione chimica (ad es. energia di ionizzazione, affinità elettronica e elettronegatività);

Con il termine **proprietà** si intende una qualsiasi caratteristica di una sostanza che può essere usata per identificarla.

- le **proprietà fisiche** possono essere osservate senza trasformare il corpo esaminato in qualcosa di diverso (ad es. colore, altezza, peso, sapore, densità, idrofilia).

Diversamente dalle sostanze pure, le **miscele** hanno una composizione variabile che cambia da campione a campione; conseguentemente, anche le proprietà delle miscele variano con il variare della loro composizione.

1.2. Grandezze e unità di misura

Le **grandezze fisiche** sono quelle caratteristiche della materia che possono essere misurate in riferimento ad una unità di misura. Ad esempio, se un libro pesa 1,3 kg, il kg sarà l'unità di misura e 1,3 sarà il valore numerico del peso.

Le unità di misura attualmente accettate dai fisici sono elencate nel cosiddetto **Sistema Internazionale delle unità di misura (SI)**, concepito nel 1960 durante la 11^a Conferenza Generale dei Pesi e delle Misure; tuttavia, la mole, ovvero l'unità di misura della quantità di sostanza, venne inserita nel SI solo nel 1971. Attualmente il SI è costituito da sette grandezze fondamentali (con le rispettive unità di misura), come mostrato in Fig. 1-1, a partire dalle quali vengono definite le grandezze derivate (e le relative unità di misura).

Ogni unità fondamentale è stabilita grazie ad un campione di misura primario, accettato universalmente, e conservato in un luogo apposito. Inoltre, il campione è utilizzato per costruire, mediante confronto, campioni secondari. Riprendendo l'esempio precedente,

Unità fondamentali del Sistema Internazionale			
Grandezza fisica fondamentale	Simbolo della grandezza	Nome dell'unità SI	Simbolo dell'unità SI
Lunghezza	l	metro	m
Massa	m	chilogrammo	kg
Intervallo di tempo	t	secondo	s
Intensità di corrente	I, i	ampere	A
Temperatura assoluta	T	kelvin	K
Quantità di sostanza	n	mole	mol
Intensità luminosa	I_v	candela	cd

Figura 1-1

1,3 kg è il valore con cui si esprime il peso del libro in riferimento al campione di misura primario (= 1 kg).

Il Sistema Internazionale è un *sistema coerente*, in quanto le grandezze e le unità derivate si ricavano come prodotto o rapporto delle grandezze ed unità fondamentali.

Alcuni esempi di grandezze derivate sono elencati in Fig. 1-2.

Grandezza fisica derivata	Simbolo della grandezza	Equivalenza in termini di unità fondamentali SI
Area	A	m^2
Volume	V	m^3
Velocità	v	$\text{m} \cdot \text{s}^{-1}$
Densità	ρ	$\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$
Molarità	M	$\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
Energia, calore	E, Q	$\text{kg} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{s}^{-2}$
Forza	F	$\text{kg} \cdot \text{m} \cdot \text{s}^{-2}$

Figura 1-2

Una grandezza derivata usata frequentemente in chimica è la **massa volumica** o **densità** che misura il rapporto tra la massa e il volume di una sostanza, ovvero la massa di una sostanza riferita all'unità di volume.

$\rho = \frac{m}{V}$ La densità si misura in kg/m^3 (S.I.) o in g/ml o g/cm^3 (CGS)

La densità non è costante, ma può variare col variare della temperatura visto che, generalmente, anche il volume di una sostanza cambia al modificarsi della temperatura.

Nei fluidi, inoltre, i corpi con densità minore galleggiano su quelli a densità maggiore, se sottoposti ad un campo gravitazionale.

Tutte le grandezze fisiche possono essere distinte in:

- **grandezze estensive:** quelle i cui valori dipendono dalla quantità della sostanza in esame (ad esempio, la massa e il volume);
- **grandezze intensive:** quelle i cui valori non dipendono dalla quantità della sostanza in esame, ma sono specifici e caratteristici di ciascun composto (ad esempio, la temperatura e la densità).

Descritta in questi termini, la densità è una grandezza intensiva che deriva dal rapporto tra due grandezze estensive.

Il SI, inoltre, definisce una sequenza di prefissi da premettere alle unità di misura per identificare i loro multipli e sottomultipli (Fig. 1-3).

Prefissi del Sistema Internazionale				
10ⁿ	Prefisso	Simbolo	Nome	Equivalente decimale
10 ²⁴	yotta	Y	Quadrilione	1 000 000 000 000 000 000 000 000
10 ²¹	zetta	Z	Triliardo	1 000 000 000 000 000 000 000
10 ¹⁸	exa	E	Trilione	1 000 000 000 000 000 000
10 ¹⁵	peta	P	Biliardo	1 000 000 000 000 000
10 ¹²	tera	T	Bilione	1 000 000 000 000
10 ⁹	giga	G	Miliardo	1 000 000 000
10 ⁶	mega	M	Milione	1 000 000
10 ³	kilo	k	Mille	1 000
10 ²	etto	h	Cento	100
10	deca	da	Dieci	10
10 ⁻¹	deci	d	Decimo	0,1
10 ⁻²	centi	c	Centesimo	0,01
10 ⁻³	milli	m	Millesimo	0,001
10 ⁻⁶	micro	μ	Milionesimo	0,000 001
10 ⁻⁹	nano	n	Miliardesimo	0,000 000 001
10 ⁻¹²	pico	p	Bilionesimo	0,000 000 000 001
10 ⁻¹⁵	femto	f	Biliardesimo	0,000 000 000 000 001
10 ⁻¹⁸	atto	a	Trilionesimo	0,000 000 000 000 000 001
10 ⁻²¹	zepto	z	Triliardesimo	0,000 000 000 000 000 000 001
10 ⁻²⁴	yocto	y	Quadrilionesimo	0,000 000 000 000 000 000 000 001

Figura 1-3

Ad esempio, per un cristallo di 2 mg si può scrivere l'equivalenza:
 2 mg = 2000 μg = 0,002 g.

Accanto a quelle ufficiali del SI, vengono accettate anche altre unità di misura, in virtù della loro ampia diffusione e uso quotidiano:

Grandezza fisica	Unità di misura		Equivalenza in termini di unità fondamentali SI
	Nome	Simbolo	
Tempo	minuto	min	1 min = 60 s
Capacità	litro	l, L	1 L = 1 dm ³ = 10 ⁻³ m ³

2. L'atomo

I punti-chiave

- Le leggi ponderali (legge della conservazione della massa, legge delle proporzioni definite, legge delle proporzioni multiple) costituiscono le prime leggi sperimentali della chimica. Permisero a Dalton di formulare la teoria atomica.
- L'atomo non è indivisibile; è costituito da protoni, elettroni e neutroni.
- I modelli atomici di Thomson, di Rutherford, di Bohr descrivono l'evoluzione delle conoscenze acquisite sulla struttura dell'atomo, completate successivamente con l'avvento della meccanica quantistica.
- La configurazione elettronica definisce la distribuzione degli elettroni all'interno degli orbitali di un atomo.
- Gli orbitali sono caratterizzati da diversi numeri quantici che ne descrivono il livello energetico, la forma e l'orientamento.

La Chimica (probabilmente dall'egiziano *khemeia*, con cui si indicava il caratteristico colore scuro del suolo fertile del delta del Nilo) rappresenta quella branca delle Scienze che studia le proprietà, la struttura e le trasformazioni della **materia**, intesa come tutto ciò che occupa spazio e che ha una massa. La parte più elementare di cui è costituita la materia e che conserva le caratteristiche chimiche della sostanza da cui proviene è conosciuta con il nome di **atomo**, dal greco *àtomos*, che vuol dire indivisibile.

2.1. Le leggi ponderali

Nel 1803, John Dalton formulò la teoria atomica basandosi su solidi dati sperimentali che trovavano la loro espressione nelle leggi della “conservazione della massa”, “delle proporzioni definite” e “delle proporzioni multiple”. Tutte queste leggi sono definite **ponderali**, in quanto rappresentano il risultato di esperimenti accurati in cui venivano pesate (dalla parola latina *pondus*: peso) le sostanze coinvolte in una reazione chimica, perciò in processi che prevedono la formazione di nuove sostanze (chiamate **prodotti** di reazione) a partire da altre (denominate **reagenti**), con proprietà chimiche differenti. L'osservazione non era qualitativa, cioè rivolta ad identificare i prodotti che si possono

ottenere a partire dai vari reagenti, ma era eseguita per identificare le quantità delle sostanze che partecipavano ad una particolare reazione.

Legge di Lavoisier o legge di conservazione della massa: “In una reazione chimica, la massa dei reagenti è esattamente uguale alla massa dei prodotti”. Questa legge indica che in una reazione chimica non si ha creazione né distruzione di materia. Antoine Laurent **Lavoisier**, con una mentalità rigorosamente sperimentale, facendo solo uso di uno strumento di misura come la bilancia, riuscì a pesare le sostanze coinvolte in un gran numero di reazioni chimiche e a tradurre i risultati ottenuti in una delle leggi fondamentali della chimica.

Legge di Proust o legge delle proporzioni definite: “Gli elementi che costituiscono un composto sono presenti secondo rapporti in peso costanti e definiti”. Questa legge indica che ogni **composto**, sostanza costituita da due o più elementi combinati insieme, ha una sua composizione definita e costante. Avvalendosi di molteplici analisi chimiche eseguite su composti ottenuti con svariati procedimenti, Joseph-Louis **Proust** dimostrò che, indipendentemente dalle proporzioni di partenza degli elementi, questi sono sempre contenuti nelle medesime proporzioni nei prodotti finali. Se uno dei reagenti è in eccesso rispetto a queste proporzioni, non reagisce, restando come impurezza nel prodotto finale.

Per **elemento** si intende una sostanza pura che non può essere trasformata, con mezzi chimici, in sostanze più semplici. Azoto, rame, idrogeno sono esempi di elementi.

Ad esempio, 1 g di idrogeno reagisce con 8 g di ossigeno per ottenere 9 grammi di acqua. Viene rispettata anche la legge di conservazione della massa in quanto la massa totale dei reagenti (1 g + 8 g) è uguale alla massa dei prodotti (9 g).

Il rapporto tra la quantità di idrogeno e quella di ossigeno è, quindi, di 1:8; per la legge delle proporzioni definite, in presenza di 10 grammi di idrogeno e di 40 grammi di ossigeno, si avranno come risultato finale 45 grammi di acqua. Infatti, 5 grammi di idrogeno reagiranno con 40 grammi di ossigeno, mantenendo costante la proporzione dei vari reagenti (1:8). I 5 grammi di idrogeno in eccesso, non coinvolti nella reazione, saranno rilevati come impurezza nel prodotto finale.

3. La tavola periodica degli elementi

I punti-chiave

- Il numero atomico (Z) indica il numero di protoni, e quindi anche di elettroni, presenti in un atomo neutro.
- Nella moderna tavola periodica, gli elementi sono ordinati secondo un ordine crescente del numero atomico.
- La tavola periodica è costituita da gruppi (colonne) e periodi (righe orizzontali).
- Il raggio atomico, l'energia di ionizzazione, l'affinità elettronica e l'elettronegatività sono delle proprietà chimiche che variano periodicamente tra i vari elementi.

3.1. La tavola periodica

L'**elemento** è quella sostanza che non può essere scissa in altre sostanze più semplici mediante reazioni chimiche. Elementi diversi, avendo un numero di elettroni diversi, hanno anche una configurazione elettronica diversa.

Tutti gli elementi noti, sia naturali che creati artificialmente in laboratorio, sono catalogati in maniera ordinata nella cosiddetta **tavola periodica**; in questo modo si può evidenziare la somiglianza nel comportamento chimico tra diversi gruppi di elementi.

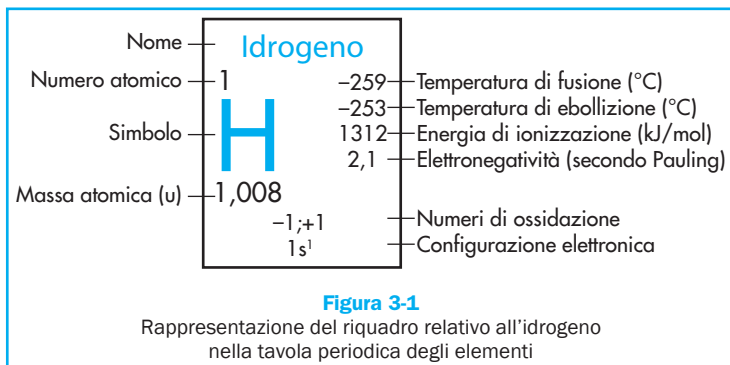
Dmitrij Ivanovic **Mendeleev** ordinò i 63 elementi conosciuti all'inizio del 1800 in modo che quelli con proprietà chimiche simili risultassero raggruppati nella stessa colonna. Indicò nella tabella alcuni spazi vuoti, ipotizzando la presenza di altri elementi ancora non identificati, ma prevedendo comunque le caratteristiche che avrebbero dovuto avere. Più tardi furono scoperti il gallio (Ga), il germanio (Ge) e lo scandio (Sc) che colmarono alcune di queste lacune, confermando ancora di più la periodicità fra gli elementi. Lothar **Meyer** ordinò, invece, gli elementi in base alla loro massa atomica, ottenendo una tavola periodica simile a quella di Mendeleev.

Nella moderna tavola periodica, invece, gli elementi sono posizionati secondo il **numero atomico (Z)**, cioè secondo il numero di protoni presenti in un atomo. Poiché l'atomo è neutro, le cariche positive dei protoni devono essere bilanciate da uno stesso numero di cariche

negative; perciò Z rappresenta anche il numero di elettroni presenti in quell'atomo. Ad esempio, un atomo di calcio (Ca), che ha un numero atomico Z uguale a 20, possiede 20 protoni e 20 elettroni.

In ogni casella della tavola periodica, un elemento è identificabile con:

- il **simbolo** (proposto per la prima volta da Jons Jacob **Berzelius**), costituito da una o due lettere, corrispondenti all'iniziale latina o latinizzata del nome dell'elemento. Ad esempio, K indica il potassio (*kalium*), Na indica il sodio (*natrium*) ed I è il simbolo dello iodio (*iodium*). Il simbolo composto da due lettere deve essere letto pronunciando singolarmente le due lettere. Ad esempio, il simbolo del bario, Ba, si legge “bi; a” e non “ba”; allo stesso modo, il simbolo del calcio, Ca, si legge “Ci; a” e non Ca;
- la **massa atomica media**, calcolabile mediante lo spettrometro di massa, è nota anche, seppur in modo errato, come “peso atomico”. Questo valore è una media ponderata in quanto tiene conto dell'abbondanza dei vari **isotopi** di quell'elemento. L'**unità di misura della massa atomica**, indicata con (u), corrisponde alla 12^a parte della massa dell'isotopo ^{12}C . Dire che l'azoto, N, ha una massa atomica pari a 14, vuol dire che l'azoto “pesa” 14 volte di più dell'unità di riferimento, cioè 14 volte di più della dodicesima parte della massa dell'isotopo ^{12}C .



Gli **isotopi** sono atomi di uno stesso elemento che differiscono tra di loro per la massa. Poiché si parla di uno stesso elemento, gli isotopi hanno lo stesso Z , quindi lo stesso numero di protoni (e di conseguenza di elettroni, in un atomo neutro), ma differendo per la massa, avranno un diverso numero di neutroni. Alcuni elementi, come O, He, H, C, hanno due o più isotopi. Questi vengono graficamente contraddistinti con un numero, corrispondente al **numero di massa (A)**, posto in apice anteriormente al simbolo.

Generalmente viene indicato anche Z , ma come pedice, sempre anteriormente al simbolo.

${}_Z^A$ Simbolo dell'elemento.

Il numero di massa rappresenta la somma delle masse dei protoni e dei neutroni presenti nel nucleo, in quanto la massa di un atomo è dovuta principalmente a queste particelle, considerando trascurabile la massa degli elettroni. Conoscendo il numero di massa ed il numero atomico di un elemento è possibile calcolare il numero di protoni, neutroni ed elettroni presenti in quell'elemento.

Numero di elettroni = numero dei protoni = numero atomico (Z)

Numero dei neutroni = Numero di massa - Numero atomico = $A - Z$

Ad esempio: nell'isotopo ${}_{6}^{13}\text{C}$, sono presenti 6 protoni, 6 elettroni e $13 - 6 = 7$ neutroni. Questi ultimi sono calcolabili sottraendo Z dal numero di massa A .

Inoltre, l'idrogeno è presente in natura sotto forma di tre isotopi:

Idrogeno (H): ${}_1^1\text{H}$, con 1 protone e nessun neutrone

Deuterio (D): ${}_1^2\text{H}$, con 1 protone e 1 neutrone

Trizio (T): ${}_1^3\text{H}$, con 1 protone e 2 neutroni

3.2. Gruppi e periodi

Le colonne (verticali) della tavola periodica degli elementi si chiamano **gruppi**. Nella successiva tavola periodica sono riportate sia la numerazione crescente dei gruppi (da 1 a 18), sia quella che prevedeva i gruppi suddivisi in due categorie, indicate con un numero romano seguito da una lettera, A o B (Gruppi IA-VIIIA e Gruppi IB-VIIIB). La serie dei Gruppi A corrisponde agli elementi più rappresentativi. Elementi appartenenti allo stesso gruppo presentano un comportamento chimico simile; in particolar modo, hanno lo stesso numero (indicato, tra l'altro,

1 Gruppo IA		18 Gruppo VIIIA																																	
Periodi ↓	2 Gruppo IIA		Gruppi ↓																																
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17																		
	H 1,01	He 4,00	Li 6,94	Be 9,01	Na 22,99	Mg 24,30	Al 26,98	Si 28,09	P 30,97	S 32,06	Cl 35,45	Ar 39,95	K 39,10	Ca 40,08	Sc 44,96	Ti 47,87	V 50,94	Cr 52,00	Mn 54,94	Fe 55,84	Co 58,93	Ni 58,69	Cu 63,55	Zn 65,41	Ga 69,72	Ge 72,64	As 74,92	Se 78,96	Br 79,90	Kr 83,80					
	Rb 85,47	Sr 87,62	Y 88,91	Zr 91,22	Nb 92,91	Mo 95,94	Tc (98)	Ru 101,07	Rh 102,91	Pd 106,42	Ag 107,87	Cd 112,41	In 114,82	Sn 118,71	Sb 121,76	Te 127,60	I 126,90	Xe 131,29	Fr (223)	Ra (226)	Ac (227)	Th 232,04	Pa 231,04	U 238,03	Np (237)	Pu (242)	Am (243)	Cm (248)	Bk (247)	Cf (251)	Es (252)	Fm (257)	Md (258)	No (259)	Lr (262)
	Lantanidi																Atinidi																		
	57 Ce 140,12	58 Pr 140,91	59 Nd 144,24	60 Pm	61 Sm 150,36	62 Eu 151,96	63 Gd 157,25	64 Tb 158,93	65 Dy 162,50	66 Ho 164,93	67 Er 167,26	68 Tm 168,93	69 Yb 173,04	70 Lu 174,97																					

Figura 3-2

Tavola periodica

Figura 3-2

Tavola periodica

Chimica

I principi base della chimica inorganica, della chimica organica e della biochimica vengono descritti in maniera semplice e sintetica, facendo ricorso a schemi e illustrazioni che facilitano l'apprendimento dei concetti più complessi e a valide indicazioni per risolvere gli esercizi più comuni.

Tra gli argomenti trattati:

- dall'atomo alla molecola: modelli atomici, proprietà periodiche degli elementi, legami chimici e nomenclatura dei composti;
- reazioni chimiche: cinetica di reazione, calcoli stechiometrici, reazioni di ossidoriduzione e acido-base;
- la chimica del carbonio;
- le macromolecole biologiche: glucidi, lipidi, proteine e acidi nucleici.

Gli autori

Rocco Figliola, dottore di ricerca in "Biologia umana: basi molecolari e cellulari", ha svolto attività di ricerca presso il Dipartimento di Biotecnologie cellulari ed Ematologia dell'Università di Roma La Sapienza.

Martina Montuoro, laureata in Biotecnologie molecolari e industriali presso l'Università di Napoli Federico II, ha conseguito master di approfondimento e svolto attività di ricerca presso laboratori universitari.



www.edises.it
info@edises.it



€ 9,50

ISBN 978-88-9362-172-4



9 788893 621724