

CHIMICA

Per il

SEMESTRE FILTRO

Teoria • Mappe concettuali • Quiz commentati

Medicina e Chirurgia

Odontoiatria e Protesi Dentaria

Medicina Veterinaria

Responsabile Redazione: Arianna Ribichesu

Responsabile Produzione: Eleonora Moroni

Editor: Duccio Canestri

Project Manager: Giada Freccero

Copertina: Ottavia Menzio

Impaginazione: DAMA di Flavio Cosentini

© 2026 Edra S.p.A.* – Tutti i diritti riservati

ISBN: 978-88-214- 6032-6

I diritti di traduzione, di memorizzazione elettronica, di riproduzione e adattamento totale o parziale con qualsiasi mezzo (compresi i microfilm e le copie fotostatiche), sono riservati per tutti i Paesi. Le fotocopie per uso personale del lettore possono essere effettuate nei limiti del 15% di ciascun volume dietro pagamento alla SIAE del compenso previsto dall'art. 68, commi 4 e 5, della legge 22 aprile 1941 n. 633.

Le fotocopie effettuate per finalità di carattere professionale, economico o commerciale o comunque per uso diverso da quello personale possono essere effettuate a seguito di specifica autorizzazione rilasciata da CLEARedi, Centro Licenze e Autorizzazioni per le Riproduzioni Editoriali, Corso di Porta Romana 108, 20122 Milano, e-mail autorizzazioni@clearedi.org e sito web www.clearedi.org.

L'Editore ha compiuto ogni sforzo per ottenere e citare le fonti esatte delle illustrazioni. Qualora in qualche caso non fosse riuscito a reperire gli aventi diritto è a disposizione per rimediare a eventuali involontarie omissioni o errori nei riferimenti citati.

La medicina è una scienza in continua evoluzione. La ricerca e l'esperienza clinica ampliano costantemente le nostre conoscenze, soprattutto in relazione alle modalità terapeutiche e alla farmacologia. Qualora il testo faccia riferimento al dosaggio o alla posologia di farmaci, il lettore può essere certo che autori, curatori ed editore hanno fatto il possibile per garantire che tali riferimenti siano conformi allo stato delle conoscenze al momento della pubblicazione del libro. Tuttavia, si consiglia il lettore di leggere attentamente i foglietti illustrativi dei farmaci per verificare personalmente se i dosaggi raccomandati o le controindicazioni specificate differiscano da quanto indicato nel testo. Ciò è particolarmente importante nel caso di farmaci usati raramente o immessi di recente sul mercato.

Edra S.p.A.

Via G. Spadolini, 7
20141 Milano
Tel. 02 881841
www.edizioniedra.it

Finito di stampare nel mese di agosto 2025 da "Kosmoprint" S.r.l. Rimini (RN)

(*) Edra S.p.A. fa parte di LSWRGRUP 

INDICE

Unità didattica 1

STRUTTURA DELL'ATOMO, TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI E LEGAMI CHIMICI

Introduzione allo studio della chimica	2
La materia: concetti fondamentali	2
I costituenti della materia: atomi, molecole e ioni	5
La tavola periodica.....	9
Formule e composti	12
Introduzione al calcolo stechiometrico	16
Esercizi: moli, masse molari, composizione percentuale, formula molecolare	18
Struttura atomica e configurazione elettronica	21
Introduzione allo studio della struttura atomica	21
La luce come onda elettromagnetica	21
La luce come corpuscolo	22
Il modello atomico di Bohr	23
Duplice natura dell'elettrone: onda e particella.....	24
Gli orbitali e i numeri quantici	25
Configurazione elettronica di un atomo	28
Trasformazioni nucleari	32
Le proprietà periodiche	37
Legami chimici	41
Legami chimici intramolecolari	41
Tipi di legame intramolecolare	43
Teorie degli orbitali di legame	46
Teoria del legame di valenza	47
Modello VSEPR e geometrie molecolari.....	47
Polarità	49
Legami intermolecolari	50

Unità didattica 2

STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA E PRINCIPI DI TERMODINAMICA

Stato solido e stato liquido	54
Proprietà generali dei solidi	54
Classificazione dei solidi	54
Liquidi	56

Stato aeriforme	60
Proprietà dei gas	60
Teoria cinetica dei gas	62
Equazione di stato dei gas ideali	66
Miscela gassosa: legge di Dalton	67
Legge di Graham	68
Gas reali	68
Principio di Avogadro	71
Termodinamica	72
Primo principio della termodinamica	72
Entalpia (H)	73
Secondo principio della termodinamica	76
Energia libera di Gibbs	76

Unità didattica 3

MISCELE, SOLUZIONI E PROPRIETÀ COLLAGATIVE DELLE SOLUZIONI

Soluzioni e concentrazioni	80
Le soluzioni e il loro comportamento	80
Concentrazioni	80
Processo di dissoluzione	85
Fattori che influenzano la solubilità	88
Equilibri di solubilità	90
Proprietà colligative	92
Particolari tipi di soluzioni	96
Calcolo delle concentrazioni	100
Solubilità	101
Pressione osmotica	102
Osmosi, liquidi intracellulari ed extracellulari	103

Unità didattica 4

GENERALITÀ SULLE REAZIONI CHIMICHE, CINETICA ED EQUILIBRIO CHIMICO

Reazioni chimiche e bilanciamento	110
Bilanciamento delle reazioni chimiche	110
Introduzione allo studio delle reazioni chimiche	114
Soluzioni acquose	115
Le reazioni chimiche	117
Reazioni di precipitazione	118
Reazioni che sviluppano gas	119
Reazioni acido-base	119
Reazioni di ossido-riduzione (o redox)	122

Ossidoriduzione nei sistemi biologici	123
Radicali liberi e stress ossidativo	124
Esercizio svolto: reazioni e bilanciamento	131
Pratica: bilanciamento e stechiometria	132
Bilanciamento di una reazione non redox	132
Bilanciamento di una reazione redox	134
Stechiometria	137
Cinetica chimica	144
Velocità delle reazioni chimiche	144
Effetto della concentrazione sulla velocità di reazione.....	146
Ordine di reazione.....	147
Velocità di reazione: punto di vista microscopico	149
Effetto della temperatura sulla velocità	149
Equazione di Arrhenius.....	150
Meccanismi di reazione	151
Equilibri chimici.....	152
Sistemi all'equilibrio	152
La costante di equilibrio: scrivere formule	153
Il quoziente di reazione Q	154
Calcolo e uso della costante di equilibrio.....	155
Perturbare un equilibrio chimico	157
 Unità didattica 5	
ACIDI, BASI, SALI, REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE ED ELETTROCHIMICA	
Chimica degli acidi e delle basi.....	160
Teorie acidi e basi	160
Forza degli acidi e delle basi	162
Il pH	164
Idrolisi salina.....	166
Tipi di reazioni acido-base	168
Soluzioni tampone e titolazioni acido-base.....	170
Soluzioni tampone	170
Principali sistemi tampone del sangue.....	172
Titolazioni acido-base	173
Esercizi svolti	177
Elettrochimica	182
Introduzione	182
Potenziali elettrochimici.....	184
Pile a concentrazione	186
Tipi di pile e loro utilizzi	187
Esercizi svolti	189

Unità didattica 6

PROPRIETÀ DEL CARBONIO, REATTIVITÀ DEI COMPOSTI ORGANICI, IDROCARBURI E DERIVATI

Proprietà generali dei composti organici	192
Composti organici	192
Il legame covalente nei composti organici	198
Orbitali ibridi	200
Isomeria	208
Chiralità	210
Isomeri geometrici cis-trans	222
Isomeria conformazionale	224
Idrocarburi	230
Idrocarburi alifatici	230
Alcani	230
Cicloalcani	234
Reazioni degli alcani e dei cicloalcani	235
Alcheni	237
Cicloalcheni	239
Reazioni degli alcheni	239
Alchini	243
Reazioni degli alchini	243
Idrocarburi aromatici	245
Regole di nomenclatura	246
Proprietà chimico-fisiche	247
Reazioni degli idrocarburi aromatici	248
Esercizi riepilogativi	250
Composti organici alogenati	253
Composti alifatici polialogenati	253
Sostituzione nucleofila	254
Deidroalogenazione	257
Competizione tra sostituzione nucleofila ed eliminazione	258

Unità didattica 7

GRUPPI FUNZIONALI E ISOMERIE

Alcoli, fenoli, tioli	260
Alcoli	260
Reazioni degli alcoli	262
Reazioni dei fenoli	267
Tioli	268
Reazioni dei tioli	268
Eteri ed epossidi	269

Eteri	269
Epossidi	272
Aldeidi e chetoni	274
Generalità	274
Acidi carbossilici e loro derivati	284
Generalità	284
Reazioni di sintesi	290
Reazioni principali	292
Derivati degli acidi carbossilici	293
Ammine e composti azotati	301
Generalità	301
Preparazione delle ammine	305
Reazioni delle ammine	306

Unità didattica 8

MACROMOLECOLE BIOLOGICHE

Glucidi	308
Definizione e classificazione	308
Amminoacidi, peptidi e proteine	320
Enzimi	329
Proprietà	329
Classificazione	329
Natura degli enzimi	330
Catalisi enzimatica	331
Cinetica enzimatica	332
Strategie catalitiche	334
Inibizione enzimatica	336
Lipidi	339
Acidi nucleici	350
Ormoni	358
Introduzione sulla funzione degli ormoni	358

MAPPE E QUIZ

Costituzione della materia	364
Quiz di verifica	366
Soluzioni commentate	367
Tavola periodica	368
Quiz di verifica	370
Soluzioni commentate	371
Fondamenti di chimica inorganica	372
Quiz di verifica	374

Indice

Soluzioni commentate	375
Legami chimici	376
Quiz di verifica	378
Soluzioni commentate	379
Le soluzioni	380
Quiz concentrazioni di specie chimiche	382
Quiz di verifica	384
Soluzioni commentate	385
Equilibrio chimico	386
Quiz di verifica	388
Soluzioni commentate	389
Cinetica e chimica	390
Quiz di verifica	392
Soluzioni commentate	393
Acidi e basi	394
Quiz calcolo Ph	396
Quiz di verifica.	398
Soluzioni commentate	399
Proprietà colligative	400
Quiz di verifica.	401
Soluzioni commentate	402
Verifica finale – Quiz	403
Verifica finale – Soluzioni	404

Unità didattica

1

STRUTTURA DELL'ATOMO, TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI E LEGAMI CHIMICI



INTRODUZIONE ALLO STUDIO DELLA CHIMICA

La materia: concetti fondamentali

Molti degli argomenti che verranno affrontati in questo capitolo sono probabilmente già stati affrontati durante la preparazione al test d'ammissione. Pertanto, il capitolo si prefigura come una sorta di ripasso e un'introduzione alle principali nozioni della chimica.

Tutta la materia è costituita da particelle di piccole dimensioni (atomi e molecole) in continuo movimento. Si riportano di seguito informazioni relative alla disposizione degli atomi nei diversi stati della materia (solido, liquido, gassoso).

- In un **solido** le particelle sono strettamente adese le une alle altre e presentano una disposizione regolare e ordinata. I solidi infatti presentano forma e volume propri.
- In un **liquido** la disposizione delle particelle è meno vincolante, esse hanno maggiore capacità di movimento rispetto a quanto si è visto nei solidi. I liquidi hanno un volume fisso, ma non hanno una forma propria: essi assumono la forma del recipiente che li contiene.
- In un **gas** le particelle sono distanti tra loro e hanno una grande capacità di movimento: esse si muovono in modo casuale, collidono tra loro e con le pareti del recipiente che le contiene. Data la velocità e la casualità del movimento delle particelle, le molecole dei gas occupano tutto il recipiente; pertanto, il volume di un gas coincide con il volume del recipiente che lo contiene.

Come si è avuto modo di vedere, esiste un'importante correlazione tra il mondo macroscopico delle sostanze e il mondo microscopico particellare: le caratteristiche e i comportamenti macroscopici di una determinata sostanza sono il riflesso di specifici fattori presenti a livello microscopico. Riprendendo l'esempio sopra riportato, un solido ha forma e volume propri *poiché* i suoi atomi hanno una disposizione ordinata e regolare.



La connessione tra i due mondi (macroscopico e microscopico) è ben rappresentata anche nei processi di cambiamento di stato. Si guardi, ad esempio, al processo di fusione. Si prenda un cubetto di ghiaccio. Esso sarà caratterizzato da molecole che occupano specifiche e determinate posizioni, che conferiscono un aspetto ordinato e regolare alla struttura complessiva del cubetto. Si aumenti ora la temperatura del cubetto di ghiaccio. Aumentare la sua temperatura significa aumentare la velocità delle particelle che lo costituiscono; infatti, gli atomi, dopo aver loro fornito calore, iniziano a vibrare. Si arriverà a un punto in cui questi vibreranno così tanto da sfuggire all'attrazione delle particelle vicine. Pertanto, vengono meno i vincoli di posizione tra i diversi atomi e il cubetto perde dunque l'ordine strutturale che lo caratterizzava all'inizio a favore della formazione di una struttura in cui le particelle presentano meno vincoli (lo stato liquido).

Sostanza pura e miscela

Un campione di materia può essere una sostanza pura o una miscela.

Una **sostanza pura** si definisce per due aspetti principali:

- presenta caratteristiche ben definite, come il punto di fusione e quello di ebollizione, che si rivelano costanti. L'acqua, a pressione atmosferica, fonde a 0 °C e bolle a 100 °C; non esiste altra sostanza che fonde e bolle esattamente a questi valori;
- una sostanza pura non può essere separata in due o più sostanze mediante tecniche *fisiche*.

Le sostanze pure possono essere ulteriormente suddivise in:

- sostanze pure costituite da un unico tipo di atomo, dette **elementi**;
- sostanze pure costituite da due o più elementi diversi, dette **composti**.

L'enorme numero di sostanze chimiche presenti in natura è generato dalla combinazione degli elementi chimici riportati nella tavola periodica. Gli elementi possono infatti unirsi in modi diversi e possono dunque originare un numero virtualmente infinito di composti.



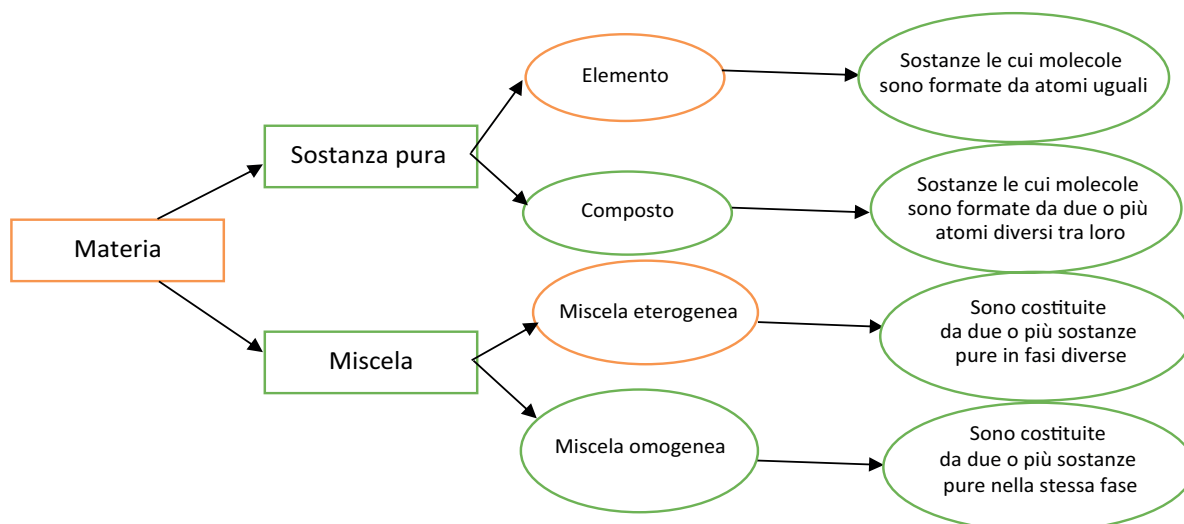
I composti **non** mantengono le proprietà fisiche e chimiche degli elementi che li costituiscono. Si prenda, ad esempio, una molecola di NaCl . Essa è costituita da sodio Na e cloro Cl : il sodio è un metallo che ha la capacità di reagire energicamente con l'acqua; il cloro è un gas fortemente irritante per i polmoni. Il composto risultante NaCl si presenta invece come un composto ionico solido con una caratteristica struttura (reticolo cristallino) costituito da ioni sodio positivi e ioni cloro negativi. Le caratteristiche chimico-fisiche del composto NaCl risultano essere completamente diverse dalle caratteristiche dei reagenti che portano alla sua formazione (Na e Cl).

Una **miscela** si definisce per un aspetto fondamentale:

- è composta da due o più sostanze pure che possono essere separate mediante tecniche *fisiche*.

Una miscela può essere suddivisa in:

- **miscela eterogenea**: è costituita da due o più sostanze pure in fasi¹ diverse. Pertanto, le proprietà di una regione della miscela sono diverse da quelle di un'altra regione;
- **miscela omogenea**: è formata da due o più sostanze nella stessa fase. Vi sono dunque le stesse proprietà a livello di qualsiasi regione della miscela. Una miscela omogenea è definita **soluzione**.



¹ Si definisce **fase** una porzione di materia fisicamente distinguibile e delimitata.

Trasformazioni chimiche e fisiche

Tutte le proprietà che possono essere osservate e determinate senza alterare la composizione della materia sono dette **proprietà fisiche**.

Si prenda, ad esempio, un cubetto di piombo. Osservandolo, è possibile elencare diverse caratteristiche: esso è un solido, fonde a una determinata temperatura, ha una specifica densità. Lo stato di aggregazione, il punto di fusione e la densità sono esempi di proprietà fisiche.

Si riporta di seguito un elenco di alcune proprietà fisiche di interesse:

- densità
- stato di aggregazione
- punto di fusione, ossia la temperatura alla quale fonde un determinato solido
- punto di ebollizione, ossia la temperatura alla quale bolle un determinato liquido
- conducibilità elettrica
- malleabilità²

Le proprietà fisiche possono essere intensive o estensive:

- **estensive:** dipendono dalla quantità di sostanza; si riportano alcuni esempi:
 - massa
 - volume
- **intensive:** non hanno alcuna dipendenza dalla quantità di sostanza; si riportano alcuni esempi:
 - temperatura di fusione; essa rimane sempre la stessa
 - densità; la densità dell'oro è sempre pari a $19,3 \text{ g/cm}^3$, indipendentemente dalla quantità che si prende in esame

Energia associata alle reazioni chimiche

L'energia viene definita come la capacità di compiere un lavoro. Si provi ad applicare questa definizione a un esempio di vita quotidiana: un uomo consuma energia, tirando una fune (compiendo quindi un lavoro). L'energia di cui necessita per compiere questo lavoro viene fornita mediante l'assunzione del cibo, che è una fonte di energia chimica. In particolare, l'energia è situata a livello dei legami dei composti chimici (carboidrati, grassi, proteine) presenti nel cibo; l'apparato metabolico dell'uomo svolge proprio la funzione di scindere questi legami, in modo da liberare energia da utilizzare per compiere un dato lavoro (in questo caso, il tiro della fune).

L'energia può essere classificata in energia cinetica e in energia potenziale:

- **energia cinetica:** è l'energia associata al movimento: un atomo o una molecola che si muove è dotata di una determinata energia cinetica, così come un elettrone che si muove in un conduttore;
- **energia potenziale:** associata invece alla posizione di un oggetto, ad esempio una palla posta sopra un tavolo possiede una determinata energia potenziale.

L'energia può convertirsi da una forma all'altra. Ad esempio, si ipotizzi di avere una sorgente d'acqua a un'altezza h rispetto al livello del mare. L'acqua, in questa posizione specifica, avrà una determinata energia potenziale. Nel momento in cui quest'acqua scende lungo una cascata, la sua energia potenziale si trasforma progressivamente in energia cinetica. L'energia cinetica dell'acqua che cade può essere sfruttata per far girare una turbina producendo energia elettrica. Ebbene, un principio fondamentale nello studio dei processi in cui si hanno scambi energetici è la **legge di conservazione dell'energia**, secondo cui l'energia totale dell'universo è

² È una proprietà che indica la capacità di un materiale di lasciarsi ridurre in lamine sottili. L'oro – ad esempio – ha un'elevata malleabilità.

costante e non può essere né creata né distrutta. Dunque, secondo questo principio, l'energia può *solo* trasformarsi da una forma all'altra.

Questa breve introduzione al concetto di energia è necessaria per comprendere appieno il funzionamento e la fisiologia di una reazione chimica, che verranno analizzati nei capitoli successivi.

I costituenti della materia: atomi, molecole e ioni

Gli atomi non sono particelle indivisibili, ma sono invece caratterizzate da tre costituenti subatomici: questi sono i **protoni**, i **neutroni** e gli **elettroni**. Comprendere e studiare la composizione atomica significa conoscere la disposizione di queste particelle subatomiche nello spazio.

I protoni e i neutroni sono i costituenti di un ammasso compatto posto al centro della struttura atomica che prende il nome di **nucleo**. Il nucleo risulta circondato da una nube diffusa, rappresentata dagli elettroni.

Protoni, neutroni ed elettroni

- Un **protone** è una particella subatomica dotata di *carica positiva*. Essa presenta una massa pari a $1.6726 \cdot 10^{-24} \text{ g}$. Essendo la massa di un protone un numero molto piccolo, per convenienza si utilizza un'altra unità di misura: l'unità di massa atomica (uma). $1 \text{ uma} = 1.6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$. Pertanto, un protone presenta una massa pari a 1.0073 uma.
- Un **elettrone** è una particella subatomica dotata di *carica negativa*. La massa di un elettrone è pari a $9.1094 \cdot 10^{-28} \text{ g}$. Convertendo il valore da grammi a uma, si ottengono $5.4858 \cdot 10^{-4} \text{ uma}$. Pertanto, sapendo che la massa di un protone è pari a circa 1 uma, si deduce che la massa di un elettrone risulta essere molto più piccola della massa di un protone.
- Un **neutrone** è una particella subatomica *priva di carica*. Pertanto, i neutroni non mostrano alcun tipo di interazione elettrostatica con le altre particelle costituenti l'atomo (protoni ed elettroni). La massa di un neutrone è pari a $1.6749 \cdot 10^{-24}$; convertendo il valore da grammi in uma, si ottengono 1.0087 uma. Si noti che la massa di un neutrone è quasi equivalente a quella di un protone e decisamente maggiore rispetto a quella di un elettrone.

Numero atomico e numero di massa



Si definisce **numero atomico Z** di un atomo il numero di protoni presenti nel suo nucleo.

$$\text{Numero atomico } Z = \text{numero di protoni presenti nel nucleo}$$



Si definisce **numero di massa A** di un atomo la somma del numero di protoni e di neutroni presenti nel nucleo.

$$\text{Numero di massa } A = \text{numero di protoni e neutroni presente nel nucleo}$$

- Un atomo di cloro presenta numero atomico 17, in quanto il suo nucleo contiene 17 protoni;
- un atomo di litio presenta numero atomico pari a 3, in quanto 3 è il numero di protoni presenti nel suo nucleo;
- un atomo di sodio presenta 11 protoni e 12 neutroni nel nucleo, quindi possiede numero di massa pari a 23;
- un atomo di cloro caratterizzato dalla presenza di 17 protoni e di 20 neutroni nel suo nucleo possiede un numero di massa pari a 37.

Solitamente, il numero atomico e il numero di massa di un dato elemento vengono riportati rispettivamente come apice e come pedice a sinistra del simbolo dell'elemento chimico. Ad esempio:



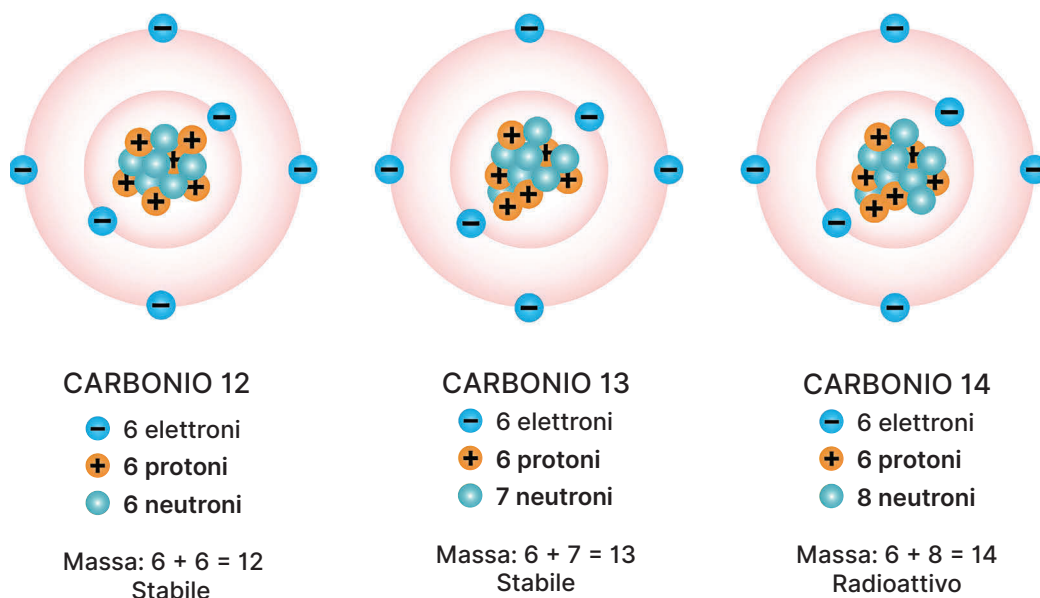
Gli isotopi

Non tutti gli atomi di uno stesso elemento presentano lo stesso numero di neutroni. Si prenda ad esempio un atomo di carbonio: esso esiste in natura in forme diverse. In particolare, si può riscontrare la presenza di:

- atomi di carbonio-12, ossia con 6 protoni e 6 neutroni
- atomi di carbonio-13, ossia con 6 protoni e 7 neutroni
- atomi di carbonio-14, ossia con 6 protoni e 8 neutroni

Si deduce che un atomo di carbonio neutro presenta *sempre* 6 protoni (e quindi 6 elettroni), ma può presentare un numero di neutroni variabile.

ISOTOPI DEL CARBONIO



Atomi che possiedono lo stesso numero di protoni (e dunque lo stesso numero atomico Z) ma un diverso numero di neutroni (e quindi un diverso numero di massa A) sono detti **isotopi**.

Identità di una specie chimica

Il numero atomico, e quindi il numero di protoni, definisce l'**identità** di un elemento: come si è potuto vedere con gli isotopi, una specie chimica può presentare un numero più o meno variabile di neutroni, ma il numero di protoni rimane sempre lo stesso.

Modificare il numero di protoni di una sostanza significherebbe modificare la sua natura. Per comprendere al meglio questo concetto si pensi, ad esempio, al processo di formazione degli ioni positivi e negativi: affinché un atomo di sodio diventi un catione³ è necessario che esso perda un elettrone; allo stesso modo, affinché un atomo di cloro diventi un anione⁴ è necessario che esso acquisisca un elettrone. Quindi, in entrambi i processi c'è stato un cambiamento del numero di elettroni, ma **mai** del numero di protoni. Modificando il numero di protoni si otterrebbe un atomo diverso: se si aumentasse di un protone il nucleo di un atomo di carbonio, non si avrà più un atomo di carbonio ma un atomo di azoto ($Z = 7$).

Abbondanza isotopica



L'abbondanza di un determinato isotopo è definibile come il rapporto tra il numero di atomi di quel determinato isotopo e il numero di atomi totale di tutti gli isotopi di quell'elemento.

La maggior parte degli elementi presenti sulla Terra è rappresentata in natura da diversi isotopi. Si prenda ad esempio in analisi un campione di cloro: a costituire il campione si hanno atomi di cloro-35 e atomi di cloro-37. In particolare, gli atomi di cloro-35 costituiscono il 75,77% del campione; gli atomi di cloro-37 invece costituiscono il 24,23% del campione.

Abbondanza isotopica =

$$\frac{\text{numero di atomi di un dato isotopo}}{\text{numero totale degli atomi di tutti gli isotopi di quell'elemento}} \cdot 100\%$$

Nel caso specifico, per calcolare l'abbondanza isotopica del cloro - 35:

$$\frac{\text{numero di atomi di cloro} - 35}{\text{numero di atomi di cloro} - 35 + \text{numero di atomi di cloro} - 37} \cdot 100\%$$

Le abbondanze percentuali dei diversi isotopi possono essere determinate sperimentalmente mediante uno specifico strumento noto con il nome di **spettrometro di massa**.

³ Ione dotato di carica positiva.

⁴ Ione dotato di carica negativa.



Il processo è piuttosto complesso. Sostanzialmente un campione di un qualsiasi atomo vaporizzato (si prenda ad esempio il neon) viene introdotto in una camera di ionizzazione e viene bombardato con elettroni ad alta energia, i quali strappano gli elettroni dagli atomi del campione. Le particelle positive risultanti (per esempio, 20Ne^+ , 21Ne^+ e 22Ne^+) verranno accelerate in direzione di un campo magnetico, il quale si occupa di deviare le particelle positive: l'entità della deviazione è *inversamente proporzionale* alla massa delle particelle. In particolare, gli ioni più leggeri subiscono una deviazione maggiore rispetto agli ioni più pesanti. A questo punto, si avranno tre scenari:

1. alcuni ioni giungeranno a livello di uno specifico detector. Mediante specifiche strumentazioni, è poi possibile misurare la massa isotopica di questi ioni;
2. gli ioni più pesanti verranno deviati molto poco e non raggiungeranno il detector;
3. gli ioni più leggeri verranno deviati troppo, anch'essi non riusciranno a raggiungere il detector.

Variando poi l'intensità del campo magnetico è possibile far sì che lo ione che raggiunge il detector – e quindi lo ione del quale verrà misurata la massa isotopica – cambi: se prima è giunto al detector 21Ne^+ , ora si modifica il campo magnetico di modo che giunga 22Ne^+ ; successivamente, si ripete il processo in modo da misurare la massa isotopica di 20Ne^+ .

In questo modo è possibile calcolare le masse di tutti i diversi isotopi di uno stesso elemento, in modo da ricavare poi le abbondanze percentuali.

Peso atomico

Il peso atomico di un dato elemento è la media ponderata delle masse dei suoi isotopi presenti in natura (espressi in uma). Il peso atomico di ogni elemento è riportato nella tavola periodica.

$$\begin{aligned} \text{Peso atomico} = & \left(\frac{\text{abbondanza percentuale isotopo 1}}{100} \cdot \text{massa isotopo 1} \right) \\ & + \left(\frac{\text{abbondanza percentuale isotopo 2}}{100} \cdot \text{massa isotopo 2} \right) \end{aligned}$$



Si riportano di seguito i diversi procedimenti da seguire per calcolare il peso atomico di una sostanza. In particolare, si procede con il calcolo del peso atomico del cloro.

Il cloro, come si è detto, è presente in natura sotto forma di due isotopi: cloro-35 e cloro-37. In particolare, il cloro-35 presenta una massa di 34.97 uma, il cloro-37 presenta una massa di 36.97 uma. Mediante queste informazioni è possibile procedere al calcolo del peso atomico del cloro:

$$\text{Peso atomico} = \left(\frac{75.77}{100} \cdot 34.97 \text{ uma} \right) + \left(\frac{24.23}{100} \cdot 36.97 \text{ uma} \right) = 35.45 \text{ uma}$$