



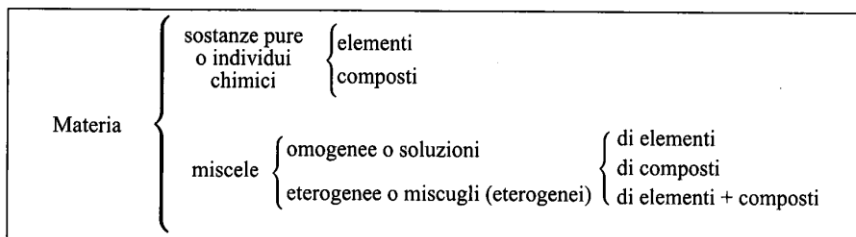
*Centro Studi  
Colombo*

*La materia*

# La materia, costituzione e proprietà

## 1.1 LA MATERIA

Per **materia** si intende qualsiasi oggetto o corpo dotato di massa e di volume. La materia è formata da sostanze pure (dette individui chimici e comprendenti gli elementi e i composti) e da miscele (di individui chimici) e viene identificata mediante le sue proprietà fisiche<sup>1</sup> e le sue proprietà chimiche (reazioni a cui una sostanza è in grado di partecipare). Quando un ricercatore studia una porzione di materia, la chiama sistema.



Per **massa** di un corpo, comunemente si intende la quantità di materia che costituisce il corpo. Più scientificamente la massa è la misura dell'inerzia di un corpo, ovvero della sua capacità di opporsi ad ogni cambiamento del suo stato di quiete o di moto rettilineo uniforme. L'unità di misura della massa nel sistema internazionale (SI) è il  $\text{kg}^2$ .

Il **peso di un corpo** (P) rappresenta la forza, corretta per gli effetti della rotazione terrestre, con cui il corpo è attratto dalla terra per la forza di gravità. Il peso è quindi una forza ed è misurato in newton (N), nel SI. Se ne deduce che la massa di un corpo è costante in ogni luogo, mentre il peso varia al variare della posizione del corpo, in quanto varia l'accelerazione di gravità.

### 1.1.1 STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA

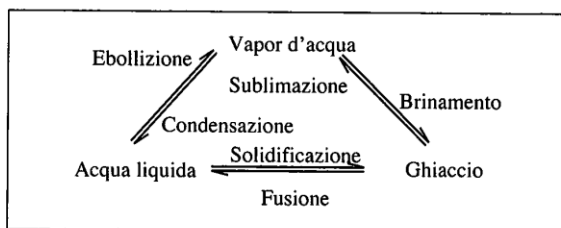
La materia si può presentare in tre diversi **stati di aggregazione** o **stati fisici** detti **stato gassoso**, **stato liquido** e **stato solido**.

Nello **stato gassoso** la materia è presente sotto forma di particelle in continuo movimento che occupano in modo omogeneo tutto il volume messo a loro disposizione. I gas non hanno quindi né volume né forma propri.

Nello **stato liquido** la materia si presenta sotto forma di particelle tra le quali si esercitano forze di coesione superiori a quelle che tendono ad allontanarle. I liquidi hanno perciò volume proprio ma non hanno forma propria.

Nello **stato solido** la materia si presenta sotto forma di particelle legate da forti forze di attrazione e di coesione, nettamente superiori a quelle che tendono ad allontanarle. I solidi hanno perciò volume e forma propri.

Quando una porzione di materia può esistere stabilmente nei tre stati fisici, essa può essere fatta passare da uno stato all'altro mediante una serie di processi fisici detti passaggi di stato della materia. Lo stato fisico può cambiare al cambiare della temperatura, come si comprende semplicemente pensando all'acqua. Per semplicità si riporta uno schema con i tre stati fisici della materia e il nome dei passaggi da uno stato all'altro e viceversa:



## 1.2 LE SOSTANZE PURE

Si è già detto che le sostanze pure che costituiscono la materia sono dette individui chimici. Essi si distinguono in elementi e composti che perciò sono sostanze pure e omogenee.<sup>3</sup>

### 1.2.1 GLI ELEMENTI

Gli elementi sono detti così perché non possono essere scomposti, con metodi chimici, in sostanze più semplici. Gli elementi sono costituiti da **atomi della stessa specie**, ovvero identificabili come appartenenti allo stesso elemento.<sup>4</sup> I chimici rappresentano gli elementi con simboli formati da lettere e li raggruppano in una tavola detta periodica che permette di riassumerne le proprietà in modo mirabilmente sintetico (vedi Capitolo 4). Gli elementi oggi noti con esattezza sono più di 110 e sono distinti in *metalli*, *non metalli*, *semimetalli* e *gas nobili*. Tutti sono individuabili facilmente nella

tavola periodica in quanto i metalli<sup>5</sup> si trovano a sinistra di una spezzata (a parte l'idrogeno) di elementi marcata in grassetto, a destra della quale si trovano invece i non metalli.<sup>6</sup> I semimetalli (B, Si, Ge, As, Sb, Te, Po, At) si trovano invece a cavallo della spezzata ed esistono in più forme, alcune con le proprietà dei metalli e altre dei non metalli. I gas nobili sono quelli che si trovano nella colonna di destra della tavola (gruppo 0 o 18). Sono detti gas nobili per la loro particolare stabilità che li porta ad essere poco reattivi, ma non possono più essere detti inerti perché oggi si conoscono varie reazioni specie di alcuni di loro. L'espressione gas inerte non va quindi oggi usata!

Si è già detto che *l'atomo è la più piccola particella caratteristica di un elemento, ovvero la più piccola particella di un elemento che conserva caratteri strutturali sufficienti per identificarlo* (la stessa carica positiva nel nucleo).

*L'atomo è anche la più piccola parte di un elemento con cui esso può entrare a far parte di un composto.*

**Attenzione però!** Gli atomi di uno stesso elemento non sono tutti eguali in quanto possono differire per la massa.<sup>7</sup> È quindi errato dire che gli atomi di un elemento sono tutti eguali! È invece corretto dire che sono della stessa specie!

Si cominci inoltre a fissare bene in mente alcuni punti spesso misconosciuti da testi delle secondarie superiori (e anche universitari!): *l'atomo di un elemento non conserva le proprietà chimiche e fisiche dell'elemento* (a parte i gas nobili aventi molecola monoatomica) e *non è mai capace di esistere libero* (a parte l'atomo che forma la molecola monoatomica dei gas nobili).

Infatti, la più piccola parte di un elemento capace di esistenza fisica indipendente è la molecola. Essa, nella stragrande maggioranza dei casi, è formata da due o più atomi (a parte i gas nobili che hanno molecola monoatomica). Più compiutamente: la molecola di un elemento è anche la più piccola parte di un elemento, capace di esistenza fisica indipendente, che conserva le proprietà chimiche e gran parte di quelle fisiche<sup>8</sup> che identificano l'elemento.

### 1.2.2 I COMPOSTI

I composti sono detti così perché sono *formati da due o più elementi legati in rapporto fisso e costante di atomi*. Sono indicati con formule costituite dai simboli degli elementi componenti e da indici, messi in basso, es.  $H_2SO_4$ . Sono scomponibili negli elementi per mezzo di processi chimici. I composti possono essere molecolari e ionici. Nei composti molecolari, la formula rappresenta anche la molecola del composto; nel caso dei composti ionici (es. NaCl,  $CaCl_2$ ,  $Na_2SO_4$ ,  $CaCO_3$  etc.), la formula usata per rappresentare il composto è solo una formula empirica, o formula minima o unità formula. In questo caso, essa mostra la natura degli ioni<sup>9</sup> presenti nel cristallo e il più semplice rapporto tra di loro espresso da numeri interi.

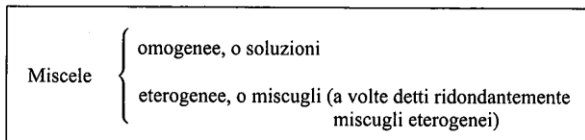
*Parlare di molecola per i composti ionici è errore grave!!*

È intuitivo che per i composti molecolari, la più piccola parte capace di esistenza fisica indipendente è la molecola, nei composti ionici si hanno cristalli formati da più coppie ioniche o gruppi di ioni (solo allo stato gassoso si può pensare a una coppia ionica simulante la molecola).

Le molecole degli elementi sono formate da due o più atomi, a parte quelle dei gas nobili che sono monoatomiche. Le molecole dei composti sono sempre formate da almeno due atomi diversi.

## 1.3 LE MISCELE

Le miscele sono porzioni di materia costituita da due o più sostanze pure mescolate in rapporti variabili. Le miscele possono essere *omogenee* o *soluzioni* ed *eterogenee* o *miscugli*.



### 1.3.1 LE MISCELE OMOGENEE O SOLUZIONI

Le soluzioni sono miscele omogenee di due o più specie chimiche (solide, liquide o gassose) le cui proporzioni possono *variare con continuità entro un campo definito di valori*. Le soluzioni più familiari sono quelle liquide, ma, come si vede dalla definizione, una soluzione è indipendente dallo stato fisico, anzi si tenga presente che le miscele tra gas sono sempre soluzioni (es. l'aria, formata per l'80% da  $N_2$  e per il 20% da  $O_2$ , oltre che da minori quantità di altri gas, ma non di idrogeno!).

Per convenzione, in una soluzione si distingue sempre: un solvente (il componente presente in maggior quantità) e almeno un soluto (l'altro o gli altri componenti presenti in minor quantità).

Per comprendere le espressioni: "*variare con continuità*" e "*campo definito di valori*" presenti nella definizione di soluzione, basta pensare al caso semplice di una soluzione acquosa di sale da cucina in acqua. Essa può contenere pochissimo sale (poco salata) ma la sua concentrazione può essere *variata con continuità* a piacere aggiungendo progressivamente quantità di NaCl comunque piccole. Ad un certo punto però si osserva che il sale non si scioglie più; in tal caso si è ottenuta una soluzione satura, ovvero si è ottenuta la concentrazione massima di sale in acqua (*limite superiore del campo definito*). La soluzione è satura alla temperatura T alla quale si trova. Variando la temperatura T, la soluzione può non essere più satura perché la solubilità varia (aumenta o diminuisce) con la T (vedi Capitolo 6).

I componenti di una soluzione possono essere separati mediante semplici cambiamenti di stato.

Le miscele eterogenee dette anche miscugli, o ridondantemente miscugli eterogenei, possono essere **dispersioni colloidali** o **sospensioni**.

I miscugli sono miscele eterogenee di composizione variabile a piacere in cui una o più specie chimiche, presenti in minor quantità, sono disperse nella massa di un'altra più abbondante (indipendentemente dallo stato fisico dei componenti). Esempi di miscugli sono: i fumi, dispersioni di solidi in gas, le nebbie, dispersioni di liquidi in gas, le emulsioni, dispersioni di liquidi in liquidi, le spugne, dispersioni di gas in solidi, le schiume, dispersioni di gas in liquidi. I componenti delle dispersioni possono essere separati mediante metodi meccanici. Un caso particolare di miscugli sono le dispersioni colloidali<sup>10</sup> formate da una fase disperdente, o continua, e da una fase dispersa, caratterizzata da particelle di dimensioni comprese tra 1 nm (o 3 nm secondo alcuni testi) e 1000 nm.<sup>11</sup> Le dispersioni colloidali sono caratterizzate da proprietà particolari quali l'incapacità di diffondersi attraverso alcune particolari membrane, dette membrane dializzanti<sup>12</sup> o colloidali. Inoltre esse danno luogo al moto browniano, per cui le particelle di una dispersione colloidale, osservate all'ultramicroscopio, si rivelano animate da un movimento rapido e continuo. Inoltre presentano l'effetto Tyndall, consistente nel fatto che quando le dispersioni colloidali sono attraversate da un fascio di luce, questo viene diffuso formando un cono caratteristico detto cono di Tyndall.

Le sospensioni si distinguono dalle dispersioni colloidali perché formate da miscugli con particelle solide di dimensioni superiori a 1000 nm sospese in una fase disperdente (perciò sono visibili con il microscopio o a occhio nudo). La delimitazione delle dimensioni delle particelle per poter distinguere una soluzione (< 1 nm, invisibili con mezzi ottici), una dispersione colloidale e una sospensione è per certi versi arbitraria in quanto le proprietà di questi sistemi variano in modo continuo. Test sulle dimensioni precise sono perciò poco prevedibili perché rischiano di essere contestati e annullati!

#### 1.4 LE FASI

In un sistema costituito da un miscuglio eterogeneo sono sempre individuabili due o più parti fisicamente omogenee a cui si dà il nome di fasi. Quindi per fase si intende ciascuna delle parti fisicamente omogenee che costituiscono un sistema eterogeneo. Ciascuna fase è individuabile perché delimitata da superfici di contatto (anche ideali), che chiaramente la delimitano dalle altre.

**Attenzione!** Riassumiamo alcuni punti base. In un sistema:

- tutti i componenti gassosi formano un'unica fase;
- i componenti allo stato liquido possono formare un'unica fase se miscibili (una soluzione è una sola fase) o più fasi se immiscibili.
- i componenti solidi formano più fasi a meno che non formino soluzioni solide, quali ad esempio, l'oro dei gioielli (leghe di oro e rame o platino o palladio) e la ghisa, soluzione solida di carbone nel ferro.

#### 1.5 LE TRASFORMAZIONI CHIMICHE

Elementi e composti danno luogo a trasformazioni chimiche, o reazioni chimiche, processi che mutano la natura chimica delle sostanze in quanto implicano la rottura e la formazione di legami tra atomi.

Le trasformazioni chimiche comuni, a differenza di quelle nucleari, comportano il coinvolgimento di basse energie e pertanto:

- non coinvolgono modifiche del nucleo degli elementi;
- non comportano variazioni di massa con trasformazione di massa in energia; al contrario, quelle nucleari comportano variazioni di massa e sviluppo di grande quantità di energia.

#### 1.6 LE TRASFORMAZIONI FISICHE

Le trasformazioni fisiche sono processi che modificano lo stato fisico delle sostanze, il contenuto e la distribuzione della loro energia, ma non mutano la loro natura chimica in quanto non implicano la rottura e la riformazione di legami chimici intramolecolari.

**Attenzione** a non confondere i concetti di sostanza (chimica) e materia, come fanno molti autori!

La farina è materia, non è una sostanza chimica, l'amido e l'oro sono sostanze chimiche, ovvero un composto e un elemento rispettivamente!

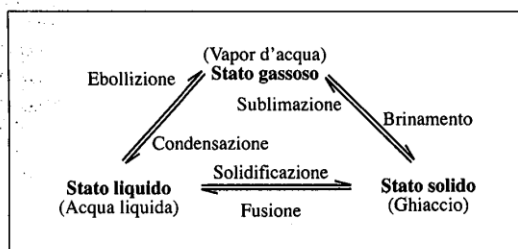
**VERIFICA**

- 1) **Una soluzione acquosa non satura di sale da cucina è un esempio di:**
  - A. individuo chimico
  - B. miscela eterogenea
  - C. emulsione
  - D. sistema omogeneo
  - E. sistema eterogeneo
  
- 2) **Indicare il numero di fasi presenti in un sistema contenuto in un bicchiere d'acqua contenente una soluzione acquosa satura di NaCl con il sale da cucina sul fondo e un cubetto di ghiaccio galleggiante.**
  - A. 6
  - B. 5
  - C. 4
  - D. 3
  - E. 7
  
- 3) **Gli atomi di uno stesso elemento:**
  - A. sono tutti della stessa specie
  - B. sono tutti uguali
  - C. hanno tutti la stessa massa
  - D. hanno tutti lo stesso peso
  - E. diffondono tutti alla stessa velocità
  
- 4) **La confezione spugnosa di polistirolo di una vaschetta per gelati è:**
  - A. una porzione di materia solida
  - B. una porzione di materia omogenea
  - C. una miscela eterogenea di più gas in un solido
  - D. una miscela omogenea di più gas in un solido
  - E. una soluzione di aria in un polimero
  
- 5) **L'aria atmosferica filtrata dalle particelle solide è:**
  - A. una miscela eterogenea di più gas
  - B. una soluzione di più gas
  - C. un miscuglio di più gas
  - D. una dispersione non colloidale di più gas
  - E. una dispersione colloidale di gas
  
- 6) **Una membrana dializzante è una membrana, spesso di origine vegetale:**
  - A. permeabile al solo solvente di una soluzione
  - B. permeabile al solvente, ai soluti salini in soluzione ma non ai colloidi dispersi
  - C. che permette di evidenziare il fenomeno osmotico delle soluzioni ideali
  - D. permeabile al solo soluto di una soluzione
  - E. non permeabile al soluto e al solvente di una soluzione
  
- 7) **Una membrana semipermeabile:**
  - A. è una membrana permeabile al solo solvente di una soluzione
  - B. permeabile al solvente, ai soluti salini ma non ai colloidi
  - C. che permette di evidenziare il fenomeno della dialisi di una dispersione colloidale
  - D. permeabile al solo soluto di una soluzione
  - E. permeabile al soluto e al solvente di una soluzione
  
- 8) **Un composto chimico:**
  - A. ha composizione fissa e costante
  - B. ha composizione variabile entro limiti definiti
  - C. ha proprietà diverse se ottenuto per via naturale o per sintesi
  - D. ha proprietà che sono la somma di quelle degli elementi che lo compongono
  - E. è una sostanza eterogenea formata da almeno due elementi diversi
  
- 9) **La massa di una palla da biliardo:**
  - A. varia da luogo a luogo e con l'altitudine
  - B. è sempre costante indipendentemente dal luogo e dall'altitudine
  - C. dipende dal valore dell'accelerazione di gravità
  - D. si misura in newton
  - E. varia con la velocità con cui il giocatore la spinge
  
- 10) **L'acido solforico  $H_2SO_4$  è:**
  - A. un composto chimico
  - B. una sostanza acida elementare
  - C. una miscela omogenea di idrogeno solforato e ossigeno
  - D. una soluzione di idrogeno e zolfo (soluti) in ossigeno (solvente)
  - E. una miscela eterogenea di H, S e O in rapporto volumetrico di 2 a 1 a 4
  
- 11) **L'aria atmosferica non inquinata è formata principalmente da:**
  - A. ossigeno sciolto in azoto
  - B. azoto e ossido di carbonio sciolti in ossigeno
  - C. un miscuglio (eterogeneo) di ossigeno (20%) e azoto (circa 20%)
  - D. idrogeno, ossigeno e azoto
  - E. ossigeno, azoto e idrogeno
  
- 12) **Una reazione chimica:**
  - A. è un processo che trasferisce le proprietà dei reagenti in quelle dei prodotti
  - B. modifica spesso la natura delle specie chimiche che reagiscono
  - C. non modifica mai la natura delle specie chimiche che reagiscono
  - D. modifica solo la natura delle specie elementari che reagiscono
  - E. modifica sempre la natura delle specie chimiche coinvolte nella reazione
  
- 13) **In una reazione chimica non nucleare, la massa totale dei reagenti, misurata con le bilance di precisione di un laboratorio di chimica:**
  - A. risulta sempre maggiore di quella dei prodotti se questi sono solidi
  - B. risulta sempre minore di quella dei prodotti
  - C. risulta sempre maggiore di quella dei prodotti se questi sono gassosi
  - D. risulta sempre uguale a quella dei prodotti se nessuno dei prodotti è un gas
  - E. risulta sempre uguale a quella dei prodotti

- 14) **La molecola di un individuo chimico (elemento o composto) possiede tutte le proprietà:**
- A. chimiche ma non quelle fisiche dell'individuo chimico
  - B. chimiche e la maggior parte di quelle fisiche dell'individuo chimico
  - C. fisiche ma non tutte quelle chimiche dell'individuo chimico
  - D. chimiche e una minima parte di quelle fisiche dell'individuo chimico
  - E. degli atomi degli elementi che la compongono
- 15) **Se in un bicchiere d'acqua galleggia un cubetto di ghiaccio, nel sistema:**
- A. è presente una sola fase
  - B. sono presenti due fasi
  - C. (che è omogeneo) non ci sono fasi
  - D. (che è eterogeneo) non ci sono fasi
  - E. (che ha la stessa composizione chimica) c'è un'unica fase
- 16) **I globuli rossi sono:**
- A. sostanze pure presenti nel sangue
  - B. una miscela eterogenea (o miscuglio) di sostanze presenti nel sangue
  - C. una dispersione colloidale
  - D. un miscuglio di sostanze con una sola fase
  - E. un miscuglio omogeneo di sostanze presenti nel sangue
- 17) **Una soluzione acquosa satura del soluto B alla temperatura T è una soluzione nella quale non si può più sciogliere:**
- A. un altro soluto C alla stessa temperatura
  - B. un altro soluto B, pur variando la temperatura
  - C. un altro soluto B se non si varia la temperatura
  - D. un altro soluto C pur variando la temperatura
  - E. qualsiasi altro soluto alla stessa temperatura
- 18) **Una membrana semipermeabile posta tra due soluzioni:**
- A. permette al soluto di passare da una soluzione all'altra
  - B. permette al solvente di passare da una soluzione all'altra
  - C. permette al solvente, al soluto e ai soluti salini ma non ai colloidi di passare da una soluzione all'altra
  - D. permette al solvente, al soluto e ai colloidi ma non ai soluti salini di passare da una soluzione all'altra
  - E. lascia passare solo il solvente della meno concentrata
- 19) **I componenti di una soluzione salina si possono separare mediante:**
- A. cambiamenti di stato
  - B. filtrazione
  - C. solo metodi chimici
  - D. elettrolisi
  - E. osmosi diretta
- 20) **Se una dispersione colloidale in acqua pura viene rinchiusa in un budello di una membrana dializzante e immersa in una soluzione di sale da cucina:**
- A. il colloide si diffonde attraverso la membrana e va verso la soluzione salina
  - B. il colloide non può diffondersi attraverso la membrana e andare verso la soluzione salina
  - C. il colloide e il sale da cucina si diffondono liberamente nel budello e nella soluzione ad esso esterna
  - D. il solo solvente (acqua) si diffonde liberamente attraverso la membrana
  - E. il colloide si diffonde solo se è di natura molecolare

# GLI STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA

Gli stati di aggregazione della materia, detti stati fisici della materia, sono tre: *stato gassoso*, *stato liquido* e *stato solido*. Le sostanze capaci di esistere nei tre stati fisici passano da uno all'altro di essi mediante i passaggi di stato già visti al Capitolo I e qui riportati in uno schema riassuntivo per poi discuterli in dettaglio.



## 6.1 LO STATO GASSOSO

Le sostanze allo stato gassoso sono caratterizzate da molecole capaci di esercitare debolissime forze di attrazione, e perciò non hanno né volume né forma propri. I gas hanno le seguenti proprietà comuni:

- si espandono spontaneamente e occupano tutto il volume del recipiente che li contiene
- possono essere compressi
- hanno densità minore di quella dei liquidi e comunque variabile con il volume del recipiente
- sono sempre miscibili in tutti i rapporti e si mescolano spontaneamente se messi a contatto
- esercitano una pressione contro le pareti del recipiente che li contiene
- si espandono per riscaldamento e si contraggono per raffreddamento.

Per ricavare leggi generali per i gas è stato definito il gas ideale o perfetto,<sup>1</sup> per definizione, caratterizzato da molecole assimilabili a masse puntiformi in continuo movimento caotico e incapaci di interazioni reciproche. I gas reali, pur discostandosi dal comportamento ideale,<sup>2</sup> ne seguono con buona approssimazione il comportamento ad elevate temperature (tale è considerata la temperatura ambiente, 25°C) e a basse pressioni (tale è considerata la pressione atmosferica).

Per lo studio dei gas sono state definite le condizioni normali o condizioni standard di temperatura e pressione di un gas (c.n. o STP): esse si riferiscono alla pressione di  $1 \times 10^5$  Pa (ca. 1 atmosfera standard) e alla temperatura di 273,15 K (0°C)<sup>3</sup>.

Il comportamento dei gas reali non compressi (a elevate temperature e basse pressioni) è descritto con buona approssimazione dall'equazione di stato del gas ideale o perfetto:

$$PV = nRT$$

dove:  $P$  è la pressione;  $V$  è il volume;  $n$  è la quantità di sostanza chimica (misurata in moli di molecole);  $R$  è la costante universale del gas perfetto, il cui valore dipende dalle unità di misura utilizzate per le altre grandezze;  $T$  è la temperatura assoluta (misurata in K, kelvin, non gradi kelvin!). Questa equazione è stata ricavata teoricamente dalla **teoria cinetica del gas perfetto**. Essa permette anche di spiegare:

che la pressione di un gas è il risultato del continuo impatto delle molecole del gas sulle pareti del recipiente che lo contiene;  
che la temperatura assoluta di un gas è una misura dell'energia cinetica media delle sue molecole che ad essa è proporzionale.

Nel SI,  $P$  si misura in pascal (Pa);  $V$  si misura in  $m^3$ ; perciò  $R$  vale  $8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ . Se, come avviene ancora frequentemente,  $P$  è espressa in atm, e  $V$  in L,  $R$  vale  $0,08206 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ .

L'equazione di stato del gas ideale o perfetto in verità riassume alcune singole leggi riguardanti il gas ideale e applicabili a quelli reali. Le ricordiamo brevemente:

La **legge di Boyle** studia i gas a temperatura costante e stabilisce che: per  $T = K$ , la pressione di una quantità definita di gas è inversamente proporzionale al volume:

$$PV = K; P_1 V_1 = P_2 V_2$$

La **legge di Charles e Gay-Lussac** studia i gas a pressione costante e stabilisce che: il volume di una quantità definita di gas è direttamente proporzionale alla temperatura espressa in kelvin:

$$V = KT \quad V_t = V_0 (1 + \alpha t) \quad \text{dove} \quad \alpha = 1/273,15^\circ\text{C}^{-1}$$

Una legge analoga vale per la pressione in funzione della  $T$  e  $V = \text{costante}$ :

$$\text{legge di Gay-Lussac II: } P = KT : P_t = P_0 (1 + \alpha t) \quad \text{dove} \quad \alpha = 1/273,15^\circ\text{C}^{-1}$$

Il **principio di Avogadro** sancisce che: volumi uguali di gas diversi nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione contengono un egual numero di molecole.

Ciò significa che il volume di un campione di gas, a una data temperatura e a una data pressione, è proporzionale al numero di molecole del gas presenti nel campione<sup>4</sup> e non dipende dalla natura del gas.

$$V = K n \quad (\text{a } T \text{ e } P \text{ costanti})$$

Ciò significa anche che si può stabilire il volume molare standard di un qualsiasi gas.

**Volume molare standard di un gas** è il volume occupato, in condizioni normali o standard, da una mole di un qualsiasi gas che si comporti idealmente (o quasi). Tale volume corrisponde a 22,4 L.

**Miscela di gas.** La legge di Dalton delle pressioni parziali stabilisce che la pressione totale  $P_1$  di una miscela di gas è uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli componenti:

$$P_1 = p_1 + p_2 + p_3 + p_4 + \dots + p_n$$

Per pressione parziale di uno dei componenti una miscela di gas si intende: la pressione che ciascun componente di una miscela gassosa eserciterebbe se occupasse da solo l'intero recipiente occupato dalla miscela, alla stessa temperatura.

## 6.2 LO STATO LIQUIDO

Le sostanze allo stato liquido hanno volume ma non forma propria e sono poco comprimibili. Tra le molecole di un liquido si esercitano forze di attrazione superiori a quelle presenti nei gas. Esse possono essere interazioni di van der Waals, legami a idrogeno, interazioni tra molecole apolari e molecole polari, interazioni tra ioni e molecole polari. I liquidi hanno proprietà fisiche peculiari di ciascun liquido. Qui si ricordano:

### 6.2.1 LA TENSIONE DI VAPORE

La tensione di vapore è la pressione del vapore che, a una temperatura definita, è in equilibrio con il liquido. La tensione di vapore è una caratteristica di ciascun liquido, aumenta con la temperatura e quando raggiunge la pressione esterna il liquido entra in ebollizione. Quando un liquido evapora, solo le molecole dello strato superficiale passano dallo stato liquido a quello di vapore. In seguito a tale processo, si verifica un raffreddamento del liquido residuo, infatti l'espansione del vapore corrisponde al compimento di un lavoro contro la pressione esterna e a un dispendio di energia da parte del liquido (e del sistema). Nell'ebollizione il passaggio liquido-vapore interessa tutta la massa del liquido.

Perciò, strettamente collegato alla tensione di vapore è il **punto di ebollizione**, in quanto rappresenta la temperatura alla quale la tensione di vapore di un liquido raggiunge la pressione esercitata sulla sua superficie. Il valore del punto di ebollizione di un liquido è funzione dell'intensità delle forze intermolecolari (Capitolo 5), così, in una serie di composti omologhi (ad esempio, gli idrocarburi saturi), la presenza di attrazioni di van der Waals tra le molecole giustifica l'aumentare del punto di ebollizione con le dimensioni della molecola.

### 6.2.2 LA TENSIONE SUPERFICIALE

La tensione superficiale è la proprietà per cui i liquidi si comportano come se la loro superficie fosse avvolta da una membrana elastica che tende a far assumere loro la minor superficie a parità di volume. La tensione superficiale è dovuta all'attrazione delle molecole poste in seno al liquido esercitata su quelle poste in superficie.

## 6.3 LO STATO SOLIDO

Le sostanze allo stato solido hanno volume e forma propri e non sono comprimibili. In linguaggio scientifico si definiscono solidi solo quelle sostanze caratterizzate dall'aver un reticolo cristallino<sup>5</sup>. I solidi cristallini sono anisotropi.<sup>6</sup> Nel linguaggio comune sono considerate solidi anche sostanze che non presentano struttura cristallina (es. il vetro). Esse spesso sono denominati solidi amorfi anche se in realtà sono liquidi molto viscosi e isotropi.<sup>7</sup>

Nei solidi si individua la cella elementare che rappresenta la più piccola porzione del reticolo cristallino che conserva tutte le proprietà geometriche del solido e che per spostamento nelle tre direzioni genera l'intero reticolo.

I solidi cristallini noti possono essere distinti in:

- *solidi ionici se nei nodi del reticolo sono presenti ioni di carica opposta*
- *solidi molecolari se i nodi del reticolo cristallino sono occupati da molecole*
- *solidi covalenti se ogni nodo del reticolo è occupato da un atomo legato covalentemente con atomi di nodi circostanti*
- *solidi metallici se i nodi reticolari sono occupati da ioni carichi positivamente avvolti da una nube elettronica mobile*

## 6.4 I CAMBIAMENTI DI STATO

Con l'espressione cambiamento di stato si intende il passaggio di una sostanza da uno stato di aggregazione ad un altro. Durante tale trasformazione in un senso e nell'altro, la temperatura resta costante finché l'ultima porzione di sostanza non ha cambiato stato.

L'effetto della pressione sulla temperatura di fusione di una sostanza varia a seconda che la sostanza fondendo aumenti o diminuisca di volume. Per le sostanze che fondendo aumentano di volume (la maggior parte), un aumento della pressione provoca un innalzamento del punto di fusione, in quanto ostacola il passaggio. Per le sostanze che, come l'acqua, fondendo diminuiscono di volume, un aumento di pressione provoca un abbassamento del punto di fusione.



# GLI STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA

## VERIFICA

- 1) Le particelle di un solido (vero) cristallino:**
  - sono immobili nel reticolo cristallino
  - possono vibrare attorno ai nodi del reticolo cristallino
  - si scambiano continuamente posizione nel reticolo dando luogo ad un equilibrio dinamico
  - sono libere di muoversi purché al di sopra di 0°C
  - sono legate con legame ionico
- 2) Le particelle di un liquido hanno forze di attrazione intermolecolari:**
  - maggiori di quelle presenti nello stato solido
  - minori di quelle presenti nello stato solido
  - minori di quelle presenti nello stato gassoso
  - esclusivamente di van der Waals
  - esclusivamente dovute al legame di idrogeno
- 3) Le sostanze allo stato gassoso:**
  - sono più ordinate che allo stato liquido e allo stato solido
  - sono meno ordinate che allo stato solido ma più ordinate che allo stato liquido
  - sono meno ordinate che allo stato liquido e allo stato solido
  - oscillano attorno a posizioni fisse
  - sono più leggere che allo stato liquido
- 4) Il passaggio di una sostanza dallo stato liquido allo stato solido:**
  - avviene con assorbimento o cessione di energia termica a seconda della natura della sostanza
  - avviene con assorbimento di calore
  - avviene con cessione di energia termica
  - avviene con assorbimento di energia termica
  - si chiama sublimazione
- 5) Alla temperatura di 273,15 K (0°C) e alla pressione di  $10^5$  Pa due moli di  $N_2$  ( $M_r = 28$ ) occupano un volume:**
  - maggior di quello di due moli di  $Cl_2$  ( $M_r = 70$ )
  - di circa 20 L
  - di circa 45 L
  - maggior di quello di due moli di  $H_2$
  - doppio di quello di due molecole di elio (He)
- 6) Il diossido di silicio  $SiO_2$  è un solido:**
  - molecolare
  - ionico
  - covalente
  - amorfo
  - isotropo
- 7) Indicare, tra le seguenti, l'espressione che non rappresenta la legge di Boyle.**
  - $PV = K$  (a  $T = \text{cost.}$ )
  - $P = K/V$  (a  $T = \text{cost.}$ )
  - $V = K/P$  (a  $T = \text{cost.}$ )
  - $P/V = K$  (a  $T = \text{cost.}$ )
  - $V_1P_1 = P_2V_2$  (a  $T = K$ )
- 8) La pressione totale di una miscela gassosa è:**
  - di poco minore della somma delle pressioni parziali dei singoli componenti
  - di poco maggiore della somma delle pressioni parziali dei singoli componenti
  - esattamente uguale alla somma delle pressioni parziali dei singoli componenti
  - esattamente uguale alla somma delle pressioni parziali dei componenti a molecola monoatomica
  - è leggermente inferiore alla somma delle pressioni parziali dei componenti per il difetto di pressione
- 9) Un fluido (gas o liquido) passa sempre:**
  - da una posizione a pressione maggiore a una posizione a pressione minore
  - da una posizione a pressione minore a una posizione a pressione maggiore
  - da una posizione a temperatura maggiore a una posizione a temperatura minore
  - da una posizione a temperatura minore a una posizione a temperatura maggiore
  - dallo stato fluido allo stato solido senza variazione di energia
- 10) Il parametro che indica la direzione di flusso di materia nei fluidi (gas e liquidi) è:**
  - la densità
  - la viscosità
  - la pressione
  - la temperatura
  - la tensione di vapore
- 11) Il prodotto della pressione per il volume di un gas ( $PV$ ) ha le dimensioni:**
  - di una forza divisa per una lunghezza
  - di un lavoro
  - non ha dimensioni, è adimensionale
  - ha le dimensioni di un lavoro diviso per una superficie
  - di un lavoro diviso per un tempo
- 12) L'ossigeno presente nell'aria atmosferica fluisce negli alveoli polmonari con un meccanismo fisico:**
  - perché attratto dall'anidride carbonica contenuta in essi
  - perché la sua pressione parziale nell'aria è maggiore che negli alveoli
  - nonostante la sua pressione parziale nell'aria sia maggiore che negli alveoli
  - perché negli alveoli la temperatura è maggiore
  - di natura elettrostatica
- 13) Quando il sudore evapora dalla fronte dello studente sotto esame, la fronte:**
  - perde alcuni amminoacidi del collagene della pelle
  - si riscalda
  - perde sali
  - rimane a temperatura costante
  - si raffredda

# LA STRUTTURA DELL'ATOMO E LE PARTICELLE SUBATOMICHE

## 2.1 LA STRUTTURA DELL'ATOMO

Secondo un modello estremamente semplificato ma operativamente utile per uno studio semplificato della chimica, si può ritenere l'atomo come formato da una parte centrale detta nucleo e da elettroni posti all'esterno del nucleo, molto distanti da esso.

Il nucleo è sede di alcune particelle elementari o subatomiche dette protoni e neutroni che, essendo circa 1800 volte più pesanti degli elettroni, fanno sì che il nucleo sia anche la sede della massa dell'atomo. Gli elettroni si trovano all'esterno e molto lontani dal nucleo, attorno al quale non sono però distribuiti a caso ma secondo un ordine che rispetta alcune regole che saranno trattate in un prossimo capitolo.

### 2.1.1 PARTICELLE SUBATOMICHE

Oggi, si conoscono più di cento particelle subatomiche, tuttavia per gli scopi di uno studio elementare è sufficiente conoscere le più importanti che sono: i protoni e i neutroni, detti nucleoni, e gli elettroni.

I protoni sono particelle stabili, dotate di carica positiva, presenti in tutti i nuclei atomici. Nel più semplice, quello dell'atomo di idrogeno, ne è presente uno solo. La massa del protone ( $1,672614 \cdot 10^{-27}$  kg) è quasi uguale alla massa del neutrone ( $1,674929 \cdot 10^{-27}$  kg), e come questa è circa 1840 volte maggiore della massa dell'elettrone. (Non serve imparare i numeri ma solo ricordare i rapporti reciproci, e ricordare che l'elettrone in confronto a protone e neutrone ha una massa trascurabile).

Il numero di protoni presenti nel nucleo dell'atomo ne individua la specie chimica, si chiama numero atomico ( $Z$ ) e coincide numericamente con (*ma non rappresenta*) il numero di elettroni che l'atomo possiede quando si trova nello stato fondamentale (condizione praticamente ideale in quanto gli atomi sono quasi sempre legati in molecole di elementi e composti).

Ne segue che il numero atomico  $Z$  è la caratteristica che permette di individuare l'atomo di un particolare elemento. Esso è perciò fisso e unico per ciascun elemento così che, nelle trattazioni, potrebbe essere usato al posto del simbolo dell'elemento.

I neutroni sono particelle elementari prive di carica e dotate di massa a riposo leggermente superiore ma molto vicina a quella del protone. I neutroni si trovano nel nucleo degli atomi, dove sono stabili.<sup>1</sup>

La somma del numero di protoni e di neutroni dà il numero di massa di una specie atomica ( $A$ ).

Per convenzione il numero atomico e il numero di massa vengono riportati accanto al simbolo dell'elemento: il numero atomico  $Z$  in basso a sinistra, il numero di massa  $A$  in alto a sinistra.

#### Esempio

${}_Z^A$  SIMBOLO    Es.  ${}_6^{12}\text{C}$ ;  ${}_{11}^{23}\text{Na}$

Una specie atomica caratterizzata con il numero atomico e il numero di massa è detta nuclide. Atomi con lo stesso numero atomico ma diverso numero di massa sono detti nuclidi isotopi o semplicemente isotopi. Gli isotopi di un determinato elemento hanno uguale comportamento chimico (che dipende dalla disposizione degli elettroni dello strato esterno) ma possono differire per alcune proprietà fisiche come la densità, la tensione di vapore, la diffusibilità. In altri casi si hanno comportamenti diversi come nel caso di isotopi radioattivi, ovvero il cui nucleo si decompone spontaneamente.

Da quanto visto si deve dedurre che gli atomi di uno stesso elemento NON sono tutti eguali, essendo quasi sempre formati da più nuclidi isotopi o isotopi. Come ad esempio si verifica per l'ossigeno che ha tre isotopi.

#### Esempio

${}_8^{16}\text{O}$ ,  ${}_8^{17}\text{O}$ ,  ${}_8^{18}\text{O}$ .

Gli elettroni sono particelle dotate di carica negativa pari a  $1,60217733 \cdot 10^{-19}$  C. La massa a riposo di un elettrone vale  $9,1093897 \cdot 10^{-31}$  kg. L'antiparticella dell'elettrone è il positrone.

## 2.2 LA MASSA DEGLI ATOMI

La massa degli atomi degli elementi noti, misurata in kg, l'unità di misura della massa del sistema SI, è compresa tra  $1,673 \cdot 10^{-27}$  kg e  $4,367 \cdot 10^{-25}$  kg. Questi valori sono estremamente inferiori alle minime quantità di materia determinabili anche con le bilance più sofisticate; perciò la conoscenza della massa (*assoluta*)<sup>2</sup> di un atomo è poco utile nella pratica chimica. Utile invece risulta un'unità di massa specifica per gli atomi, molto più piccola del kg (e anche del grammo) che i chimici hanno definito per poter effettuare in modo razionale le loro reazioni. Ad essa hanno dato il nome di unità di massa atomica e un simbolo, che attualmente è  $u$  o dalton (Da).<sup>3</sup> L'unità di massa atomica vale  $1,66054 \cdot 10^{-27}$  kg, perciò confrontando con questa unità molto piccola le masse atomiche dei vari elementi, i chimici hanno ottenuto valori di massa atomica dell'ordine delle decine e delle centinaia (variano da 1 a 262), utilizzabili per stabilire i rapporti in cui far reagire le diverse sostanze.

I chimici parlano però anche di massa atomica relativa come sinonimo di peso atomico ( $A_r$ )<sup>4</sup>. Analogamente parlano di massa molecolare relativa ( $M_r$ )<sup>5</sup> che si ottiene sommando le masse atomiche relative degli atomi che formano la molecola. Per i composti ionici, per i quali non si può parlare di molecola, si utilizza il peso formula, dato dalla somma dei pesi atomici presenti nella formula della sostanza.

Per passare dal teorico all'operativo i chimici hanno introdotto la **mole** e la **massa molare**.

Per mole (il cui simbolo è mol) si intende la quantità di sostanza chimica che contiene tante unità elementari (atomi, molecole, formule, elettroni etc.) quanti sono gli atomi presenti in 0,012 kg del nuclide isotopo del carbonio  $^{12}\text{C}$ . Il termine mole va perciò sempre accompagnato dal nome delle unità elementari cui si riferisce.<sup>6</sup>

Si faccia attenzione quindi che la mole di atomi ha la caratteristica di contenere lo stesso numero di atomi per qualsiasi elemento, così come la mole di molecole ha la caratteristica di contenere lo stesso numero di molecole per qualsiasi elemento o composto.

Oggi si sa che tale numero vale  $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$  ed è detto numero di Avogadro (N) o meglio costante di Avogadro.

Perciò, in 1 mol di atomi di qualsiasi elemento sono contenuti  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomi.

In 1 mol di molecole di qualsiasi elemento o composto sono contenute  $6,02 \cdot 10^{23}$  molecole.

Operativamente, i chimici, per determinare le masse delle sostanze che mettono a reagire, usano le bilance e fanno riferimento alla **massa della mole di atomi** e alla **massa della mole di molecole** di elementi e composti.

Oggi il peso molecolare delle sostanze (e quindi quello atomico) si determina mediante strumenti detti spettrometri di massa e una tecnica detta spettrometria di massa. In uno spettrometro di massa, un campione di sostanza viene gassificato e sottoposto a bombardamento con elettroni di energia sufficiente a superare il primo potenziale di ionizzazione della sostanza. Si formano così ioni molecolari con carica +1, perciò il rapporto tra la loro massa e la loro carica, detto  $m/e$  o  $m/z$ , è uguale alla massa della molecola della sostanza (diviso 1). Gli ioni vengono deviati mediante un campo magnetico e rivelati su una scala tarata per le masse molecolari.

## 2.3 LA MASSA MOLARE

La massa molare è la massa di una mole di atomi o molecole di un individuo chimico. Si esprime in grammi per mole alla meno uno, ( $\text{g mol}^{-1}$ ).

Per avere la massa di una mole di atomi di un elemento, basta prelevare una quantità in grammi pari al peso atomico dell'elemento. Analogamente per ottenere la massa di una mole di molecole di un elemento o di un composto basta prelevarne una quantità in grammi pari al peso molecolare dell'elemento o del composto.

## 2.4 CONVERSIONE DA MASSA A QUANTITÀ DI SOSTANZA E VICEVERSA (DA GRAMMI A MOLI)

È molto utile nella pratica perché permette la conversione da massa in grammi a quantità di sostanza ( $n$ ) espressa in moli e viceversa, rispettando anche le unità di misura!

### Esempio

Si provi a calcolare il numero di moli di acqua (correttamente quantità chimica di acqua) presenti in 100 g di acqua.<sup>7</sup>

$$n \text{ [quantità chimica (q. ch.) in numero di mol]} = \frac{\text{massa in grammi}}{\text{massa di una mole in } \text{g} \times \text{mol}^{-1}} = \text{moli}$$

naturalmente valgono anche le relazioni reciproche:

$$\text{massa in grammi} = \text{massa di una mole in } \text{g} \times \text{mol}^{-1} \times n \text{ (q. ch. in numero di moli)}$$

e anche

$$\text{massa di una mole in } \text{g} \times \text{mol}^{-1} = \frac{\text{massa in grammi}}{n \text{ (q. ch. in numero di moli)}}$$

È stato definito anche il volume molare di un gas: volume occupato a 273,15 K e  $10^5$  Pa (condizioni normali o standard dei gas) da una mole di qualsiasi gas che si comporti idealmente (o quasi). Il **volume molare** corrisponde a 22,4 litri.

## 2.5 LEGGI PONDERALI DELLA CHIMICA

La chimica operativa di laboratorio si basa su alcune leggi fondamentali che oggi sembrano scontate ma che non lo erano certo agli inizi del secolo scorso. È bene considerarle e comprenderne il significato. Esse sono:

- a) la **Legge di Lavoisier** che recita: “la somma delle masse (pesi) delle sostanze che reagiscono è uguale alla somma delle masse (dei pesi) delle sostanze che si ottengono dalla reazione”.
- b) la **Legge di Proust**, o delle proporzioni definite e costanti, che recita: “gli elementi per formare i composti si legano in rapporti ponderali fissi e costanti”.  
(Il sostantivo “costanti” è ineliminabile perché indica che i rapporti non dipendono dal processo secondo il quale è stato formato il composto).
- c) la **Legge di Dalton**, o delle proporzioni multiple, che recita: “quando due elementi danno luogo a più composti, le quantità di uno di essi che si legano con la stessa quantità dell’altro sono multipli interi e piccoli della quantità minima”.
- d) la **Legge di Gay-Lussac** che recita: “nelle reazioni tra gas i volumi dei reagenti sono in rapporto numerico semplice e il loro rapporto con il volume dei prodotti, se sono gassosi o gassificabili, è pure espresso da numeri semplici.
- e) la **Legge dell’invariabilità delle sostanze elementari**: nelle comuni (non nucleari) reazioni chimiche un elemento non può essere trasformato in un altro. Pertanto gli atomi nelle reazioni si possono trasferire da una specie chimica ad un’altra ma il loro numero totale, a sinistra e a destra dell’equazione, deve rimanere inalterato. Deve inoltre rimanere uguale la carica totale a sinistra e a destra dell’equazione.

GLI STATI DI AGGREGAZIONE DELLA MATERIA

**VERIFICA**

- 1) Il numero totale di nucleoni (protoni e neutroni) presenti nel nuclide isotopo  $^{16}\text{O}$  è:
  - A. 16
  - B. 8
  - C. 12
  - D. 24
  - E. 10
- 2) I due nuclidi  $^{14}\text{C}$  e  $^{14}\text{N}$  hanno in comune il numero:
  - A. di protoni
  - B. atomico
  - C. di neutroni
  - D. di elettroni
  - E. di massa
- 3) Un nuclide isotopo e uno ione positivo dello stesso nuclide differiscono per il numero di:
  - A. massa
  - B. protoni
  - C. neutroni e protoni
  - D. elettroni
  - E. neutroni ed elettroni
- 4) Un nuclide isotopo di un elemento e uno ione positivo di un secondo nuclide isotopo dello stesso elemento differiscono per il numero:
  - A. di elettroni
  - B. di protoni ed elettroni
  - C. di neutroni ed elettroni
  - D. di massa
  - E. atomico
- 5) Indicare, tra i seguenti, il nuclide che perdendo un elettrone forma un protone.
  - A.  $^4_2\text{He}$
  - B.  $^2_1\text{D}$
  - C.  $^{238}_{92}\text{U}$
  - D.  $^1_1\text{H}$
  - E.  $^{226}_{88}\text{Ra}$
- 6) La specie chimica  $^{23}_{11}\text{X}$  e la specie chimica  $^{22}_{11}\text{Y}$  hanno 10 elettroni attorno al nucleo. Se ne deduce che si tratta di due:
  - A. nuclidi isotopi neutri
  - B. cationi isotopi
  - C. anioni isotopi
  - D. nuclidi di elementi diversi nello stato fondamentale
  - E. elementi con diverso numero atomico
- 7) Il numero di massa di una specie atomica:
  - A. è fisso e costante
  - B. è diverso per i nuclidi isotopi che concorrono a formare i suoi atomi
  - C. è uguale al suo numero atomico
  - D. è sempre minore del suo numero atomico
  - E. è sempre un numero frazionario
- 8) Il peso molecolare di un elemento è una grandezza relativa che:
  - A. si esprime in grammi
  - B. si esprime con un numero puro senza alcuna unità di misura
  - C. si esprime in u.m.a.
  - D. si esprime in u
  - E. si esprime in  $\text{g mol}^{-1}$
- 9) Indicare quanti atomi di ossigeno sono contenuti in una mole di molecole di  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .
  - A.  $2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$
  - B.  $1 \times 6,02 \cdot 10^{23}$
  - C.  $4 \times 6,02 \cdot 10^{23}$
  - D.  $6,02 \cdot 10^{23}$
  - E.  $4 \times 6,02 \cdot 10^{-23}$
- 10) Il volume molare di un gas:
  - A. vale 22,414 L a  $0^\circ\text{C}$  e 1 Pa (1 atm)
  - B. vale 22,414 L a  $25^\circ\text{C}$  e 1 Pa (1 atm)
  - C. è uguale per i gas che hanno molecola con egual numero di atomi
  - D. vale 22,414 L a  $25^\circ\text{C}$  e a qualsiasi P
  - E. contiene lo stesso numero di atomi a qualsiasi T e p
- 11) Indicare la massa di ossigeno contenuta in 1 mol di  $\text{CO}_2$ .
  - A. 16 g
  - B. 32 g
  - C.  $32 \times 6,02 \cdot 10^{23}$  g
  - D.  $32/6,02 \cdot 10^{23}$
  - E. 32 newton
- 12) La massa di  $6,02 \cdot 10^{23}$  molecole di acqua corrisponde a:
  - A. 18 u (o obsoleto u.m.a.)
  - B. 18 dalton
  - C.  $6,02 \cdot 10^{23}$  g
  - D. 18 g
  - E. 16 g
- 13) Indicare il numero di molecole contenute in una massa d'acqua pari a 36 g.
  - A. 2
  - B.  $12,04 \cdot 10^{23}$
  - C.  $6,02 \cdot 10^{23}$
  - D.  $2 \cdot 10^{23}$
  - E.  $36 \cdot 10^{23}$
- 14) In una mole di molecole di ossigeno sono presenti:
  - A. 16 g di ossigeno
  - B.  $6,02 \cdot 10^{23}$  atomi di ossigeno
  - C.  $12,04 \cdot 10^{23}$  atomi di ossigeno
  - D.  $3,01 \cdot 10^{23}$  atomi di ossigeno
  - E.  $12,04 \cdot 10^{46}$  atomi di ossigeno
- 15) Il peso atomico dell'idrogeno [ $A_r(\text{H})$  o antiquato P.A.(H)] vale:
  - A. 1,008 u o Da
  - B. 1,008
  - C. 1,008 mg
  - D.  $1,008 \times 6,02 \cdot 10^{23}$
  - E. 1,008 g

16) Per il sale NaCl, il peso formula si ottiene:

ne:

- A. moltiplicando il peso atomico del sodio per quello del cloro
- B. sommando il peso atomico del sodio a quello del cloro e dividendo per due
- C. sommando il peso atomico del sodio a quello del cloro e moltiplicando il tutto per il numero di Avogadro
- D. sommando il peso atomico del sodio a quello del cloro
- E. sommando il numero di massa del sodio e quello del cloro

17) La definizione corretta di molecola di un individuo chimico è:

- A. la più piccola parte di un individuo chimico che ne conserva le proprietà chimiche
- B. la più piccola parte dell'individuo, capace di esistenza fisica indipendente, che ne conserva le proprietà chimiche e fisiche
- C. la più piccola parte di un individuo chimico, capace di esistenza fisica indipendente, che ne conserva le proprietà fisiche
- D. la più piccola parte dell'individuo, capace di esistenza fisica indipendente, che ne conserva le proprietà chimiche e gran parte di quelle fisiche
- E. la più piccola parte di un individuo chimico, capace di esistenza fisica indipendente, che conserva intatte le proprietà fisiche e chimiche degli atomi componenti

18) In una reazione chimica:

- A. la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti
- B. la somma delle masse dei reagenti è minore alla somma delle masse dei prodotti
- C. la somma delle masse dei reagenti è maggiore della somma delle masse dei prodotti
- D. almeno uno degli elementi reagenti cambia natura chimica nei prodotti
- E. se i prodotti sono gassosi la loro massa è minore di quella dei reagenti

19) Indicare la massa (impropriamente il peso) di due moli di formule di NaCl ( $F_r = 58$ ; oppure antico ed errato P.M. = 58 u.m.a.):

- A. 116 g
- B.  $58 \times 6,02 \cdot 10^{23}$
- C. 116 u
- D. 116 u.m.a.
- E. 58 Da

20) Indicare quante moli di NaCl (P.F. = 58,5) sono contenute in 585 g di sale.

- A. 0,5
- B. 10
- C.  $10 \times 6,02 \cdot 10^{23}$
- D.  $2 \times 10 \times 6,02 \cdot 10^{23}$
- E.  $2 \times 6,02 \cdot 10^{23}$

# TEORIA ATOMICA MODERNA E CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DEGLI ELEMENTI

## 3.1 L'ATOMO FINO ALLE MODERNE VEDUTE

Si è detto che in un modello atomico semplificato si può immaginare l'atomo come formato da un nucleo centrale, sede di protoni e neutroni, e da elettroni posti all'esterno del nucleo e a distanza da esso. Gli elettroni non sono però posti casualmente ma rispettano alcune regole che sono ormai state in gran parte individuate e che permettono di descrivere la configurazione elettronica degli elementi noti, ovvero la distribuzione degli elettroni attorno al loro nucleo. In modo sintetico si descriverà anche il percorso compiuto dai chimici per giungere a definire il modello atomico semplificato oggi accettato almeno didatticamente.

### 3.1.1 DAI PRIMI MODELLI ATOMICI A QUELLO ATTUALE

Il primo modello atomico è il **modello atomico di Thomson**. Tale modello non riconosce il nucleo, infatti l'atomo sarebbe costituito da una massa di carica positiva in cui sono immerse le cariche negative come i grani di pepe in una mortadella sferica. Ma questo modello fu smontato da Rutherford, un suo allievo, mediante un famoso esperimento.

Secondo il **modello atomico di Rutherford**, l'atomo sarebbe formato da un nucleo centrale, sede delle cariche positive, attorno al quale, a grande distanza, ruotano gli elettroni, cariche negative puntiformi, come i pianeti attorno al sole. Rutherford ideò il modello e immaginò per primo l'esistenza del nucleo al centro dell'atomo, dopo aver bombardato una sottilissima lamina d'oro con particelle alfa (cariche positivamente) e aver osservato che molte di esse (il 97%) attraversavano la lamina (quindi c'era un ampio spazio vuoto), ma alcune erano deviate con angoli variabili o venivano respinte (dalla carica condensata nel nucleo). Quelle respinte dimostravano che la carica positiva doveva essere concentrata in una zona ristrettissima, il nucleo, e non poteva essere distribuita su un'ampia zona. Il modello di Thomson non avrebbe potuto giustificare le osservazioni, in quanto l'atomo descritto avrebbe lasciato passare tutte le particelle.

Anche il modello atomico di Rutherford presenta però alcune evidenti lacune: ruotando attorno al nucleo, l'elettrone dovrebbe emettere energia e ricadere sul nucleo; inoltre l'energia emessa dovrebbe essere emessa in modo continuo mentre l'emissione di luce da parte degli atomi eccitati avviene con uno spettro di lunghezze d'onda discontinuo, ovvero con energie che variano per salti.

Si giunge così al **modello atomico di Bohr** (o della teoria quantistica), un modello simile a quello di Rutherford ma con l'importante progresso costituito dall'introduzione della "condizione quantica", un'equazione formulata e introdotta intuitivamente da Bohr.

Secondo la condizione quantica di Bohr gli elettroni possono ruotare attorno al nucleo senza emettere energia solo su orbite circolari previste dalla condizione quantica. Il raggio di tali orbite fa assumere loro valori di energia variabili per salti e non in modo continuo. Perciò l'assorbimento e l'emissione di energia da parte di un atomo si spiegano con il salto di un elettrone da un'orbita più interna a una più esterna e viceversa. L'energia delle due orbite differisce per salti. Punto chiave ma anche inaccettabile della condizione quantica di Bohr è che si potrebbero calcolare la velocità e la posizione dell'elettrone con pari elevata esattezza.

Dall'evoluzione critica del modello di Bohr nasce il **modello atomico attuale**, secondo la **teoria ondulatoria**. Il modello nasce dopo l'enunciazione del **principio di indeterminazione di Heisenberg** che esclude la possibilità di parlare dell'elettrone in termini di certezza e si basa sull'**assunto di De Broglie** secondo cui ad ogni particella in movimento è associata una lunghezza d'onda. Quindi anche l'elettrone ha la duplice natura di onda e particella.

Secondo il modello attuale, al centro dell'atomo si trova il nucleo costituito da protoni e da neutroni. All'esterno del nucleo, a distanza da esso, è possibile localizzare gli elettroni, in nubi di densità elettrica negativa variabile da punto a punto. La posizione e la velocità di un elettrone possono essere descritte solo in termini di probabilità così come asserito da Heisenberg. La regione attorno al nucleo in cui c'è una probabilità definita ed alta di trovare l'elettrone può essere definita da una funzione d'onda detta orbitale.

Ogni orbitale è caratterizzato (per contenuto energetico, forma ed orientazione) da tre numeri, detti numeri quantici: principale, secondario e magnetico (indicati dalle lettere:  $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ ).

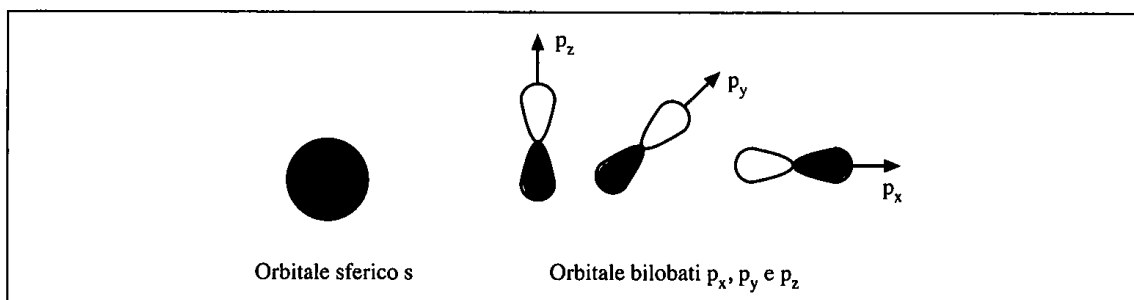
Il **numero quantico principale**,  $n$ , può assumere tutti i valori interi che vanno da uno fino a infinito (in realtà per gli atomi noti, nel loro stato di maggiore stabilità o stazionario, non si supera mai il valore 7) ed indica l'energia dell'orbitale e la sua distanza media dal nucleo. Entrambe queste grandezze crescono al crescere del suo valore. Orbitali (ed elettroni) con lo stesso valore di  $n$  appartengono allo stesso strato o livello energetico.  $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, \dots$

Il **numero quantico secondario**,  $l$ , può assumere tutti i valori compresi tra 0 ed  $n - 1$ :

$$(n - 1) \geq l \geq 0$$

ed è detto anche numero quantico angolare. Il **numero quantico secondario** specifica la forma dell'orbitale di cui determina, in minor misura rispetto ad  $n$ , anche l'energia. Per convenzione i diversi orbitali possibili in corrispondenza dei valori di  $l$  vengono designati con una lettera. In particolare: per  $l = 0$  si hanno orbitali  $s$  di forma sferica, per  $l = 1$  si hanno orbitali  $p$  di forma bilobata formata da due sfere diffuse da parte opposta rispetto al nucleo. Si possono avere tre diversi orbitali  $p$  distinti per la diversa orientazione nello spazio ( $p_x, p_y, p_z$ ). Per  $l = 2$  si hanno 5 orbitali  $d$  di forma più complessa. Per  $l = 3$  si hanno 7 orbitali  $f$  di forma più complessa.

Orbitali ed elettroni aventi lo stesso numero quantico principale e secondario appartengono allo stesso sottolivello ed hanno la stessa energia e sono detti orbitali degeneri, es. i tre orbitali  $p$ .



Il **numero quantico magnetico**,  $m_L$ , può assumere tutti i valori compresi tra  $-1$  e  $+1$  compreso lo zero:

$$-1 \geq m_L \geq +1$$

ed indica l'orientazione dell'orbitale in un campo magnetico.

Per caratterizzare e definire l'elettrone, oltre ai tre numeri quantici che caratterizzano l'orbitale, si usa il numero quantico di spin (trottola),  $m_s$ , che può assumere solo i valori  $+1/2$  e  $-1/2$  corrispondenti ai due sensi di rotazione dell'elettrone su se stesso.

### 3.2. DISTRIBUZIONE DEGLI ELETTRONI ATTORNO AL NUCLEO

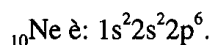
Gli elettroni si dispongono attorno al nucleo rispettando tre regole:

- il **principio dell'aufbau**, secondo il quale gli elettroni si configurano dapprima in orbitali con minore energia, a cominciare dalla posizione più vicina al nucleo;
- il **principio di esclusione di Pauli**;
- la **regola della massima molteplicità** o **regola di Hund**.

Secondo il **principio di esclusione di Pauli**, in un atomo non ci possono essere due elettroni con gli stessi quattro numeri quantici. Un enunciato alternativo è: un orbitale può contenere al massimo due elettroni purché abbiano spin opposto.

Secondo la **regola della massima molteplicità** o **regola di Hund**, negli orbitali degeneri (ovvero con eguali valori di  $n$  e di  $l$  e quindi con eguale energia) gli elettroni prima di accoppiarsi nello stesso orbitale occupano singoli orbitali ponendosi con spin parallelo. Un enunciato alternativo è: la più stabile disposizione degli elettroni negli orbitali degeneri è quella corrispondente al maggior numero di spin paralleli.

Tenuto conto delle tre regole enunciate, si può procedere alla **rappresentazione della configurazione elettronica** di un atomo. Essa si può avere in modo abbreviato con numeri e lettere indicizzate. Ad esempio la configurazione elettronica dell'atomo di neon



dove i numeri che precedono le lettere indicano il livello energetico degli elettroni (numero quantico principale), le lettere indicano il sottolivello energetico ovvero il tipo di orbitale (numero quantico secondario), l'esponente numerico indica il numero totale di elettroni presenti negli orbitali del tipo espresso dalla lettera.

Si può osservare che il **numero massimo di orbitali distinti in uno strato o livello energetico** di numero quantico principale  $n$  è  $n^2$  mentre il **numero massimo di elettroni distinti** è  $2 \times n^2$ .



# TEORIA ATOMICA MODERNA E CONFIGURAZIONE ELETTRONICA DEGLI ELEMENTI

## VERIFICA

- 1) **Il primo modello atomico, formulato da Thomson, prevedeva:**
  - A. un nucleo positivo circondato da elettroni fissi
  - B. una massa sferica di elettricità positiva contenente, uniformemente distribuite, cariche negative puntiformi
  - C. protoni e neutroni nel nucleo ed elettroni all'esterno
  - D. nucleo ed elettroni ma non protoni
  - E. un nucleo circondato da una nube elettronica omogenea aderente
- 2) **Rutherford dimostrò che il modello atomico di Thomson era errato, perché un fascio di particelle positive:**
  - A. attraversava solo per il 97% una sottilissima lamina d'oro. Egli si aspettava che la attraversasse per il 100%
  - B. non subiva deviazioni attraversando una lamina d'oro
  - C. attraversava solo per il 97% una sottilissima lamina d'oro. Egli si aspettava che il fascio non la attraversasse affatto
  - D. veniva completamente deviato da una sottilissima lamina d'oro
  - E. attraversava solo per il 97% una sottilissima lamina d'oro. Egli si aspettava che la attraversasse per il 50%
- 3) **Completare in modo corretto la frase: L'energia di un orbitale:**
  - A. diminuisce al crescere del numero quantico principale
  - B. aumenta al crescere del numero quantico principale
  - C. non dipende dal valore del numero quantico principale
  - D. è indipendente dal numero quantico secondario
  - E. dipende dal numero quantico principale ed è indipendente dal numero quantico secondario
- 4) **Completare in modo corretto: "Il numero quantico principale n può assumere tutti i valori interi:**
  - A. o frazionari da 1 fino a infinito
  - B. positivi da 1 fino a infinito
  - C. o frazionari da 0 fino a infinito
  - D. da 1 a 8
  - E. positivi o negativi da 1 fino a infinito
- 5) **I valori del numero quantico secondario degli orbitali s, p e d ed f sono rispettivamente:**
  - A. 0, 1, 2, 3
  - B. 1, 2, 3, 4
  - C. -1, 2, 3, 4
  - D. 0, -1, 2, 3
  - E. 1, 2, 4, 3
- 6) **Completare in modo corretto: Il numero quantico magnetico  $m_l$ :**
  - A. dipende dal valore del numero quantico principale dell'orbitale, ma non da quello del numero quantico secondario
  - B. dipende dai valori del numero quantico principale e del numero quantico secondario dell'orbitale
  - C. non può mai essere uguale a zero
  - D. può essere anche maggiore del valore di l dell'orbitale
  - E. indica la forma di un orbitale
- 7) **I numeri quantici che caratterizzano un orbitale atomico sono:**
  - A. 3
  - B. 4
  - C. 2
  - D. 1
  - E. 5
- 8) **I numeri quantici che caratterizzano un elettrone di un atomo sono:**
  - A. 3
  - B. 4
  - C. 1
  - D. 2
  - E. diversi da atomo ad atomo
- 9) **Secondo la teoria di Bohr, un elettrone che ruota attorno al nucleo in un livello energetico dello stato fondamentale (quindi previsto dalla condizione quantica):**
  - A. emette energia e crea un campo elettrico
  - B. emette energia e crea un campo magnetico e un campo elettrico
  - C. non varia la sua energia
  - D. si avvicina progressivamente al nucleo
- 10) **Nello stato energetico fondamentale, gli elettroni tendono ad occupare prima il livello che ha:**
  - A. minore energia e maggiore distanza dal nucleo
  - B. minore energia e minore distanza dal nucleo
  - C. minore energia ed è adiacente al nucleo
  - D. maggiore energia e minore distanza dal nucleo
  - E. maggiore energia e maggiore distanza dal nucleo
- 11) **Indicare quale scienziato ottenne per primo l'evidenza sperimentale che il nucleo può provocare deviazioni importanti del percorso delle particella  $\alpha$ :**
  - A. Thompson
  - B. Fermi
  - C. Rutherford
  - D. Lavoisier
  - E. Bohr
- 12) **Per caratterizzare un orbitale è necessario definire:**
  - A. i numeri quantici principale, secondario, magnetico e di spin
  - B. il numero quantico principale e quello secondario
  - C. i numeri quantici principale, secondario e magnetico
  - D. i numeri quantici principale, secondario e di spin
  - E. le sue: forma, energia e densità di carica
- 13) **La natura ondulatoria degli elettroni può essere dimostrata mediante:**
  - A. l'elettrolisi
  - B. fenomeni di diffrazione da parte di un reticolo cristallino
  - C. l'effetto fotoelettrico
  - D. la meccanica newtoniana
  - E. esperimenti di cinetica chimica
- 14) **La natura corpuscolare degli elettroni può essere dimostrata mediante:**
  - A. l'elettrolisi
  - B. fenomeni di diffrazione da parte di un reticolo cristallino
  - C. l'effetto fotoelettrico
  - D. la meccanica newtoniana
  - E. esperimenti di termodinamica chimica

- 15) Un orbitale s ha forma di:
- A. una sfera
  - B. una clessidra
  - C. una circonferenza
  - D. una ciambella
  - E. un quadrifoglio
- 16) Un orbitale p ha la forma di:
- A. una sfera
  - B. una elissoide
  - C. due sfere diffuse una per ciascun lato del nucleo
  - D. due circonferenze legate a formare un otto
  - E. un wurstel
- 17) Il numero massimo di elettroni che possono essere contenuti negli orbitali di tipo 4d è:
- A. 4
  - B. 8
  - C. 10
  - D. 2 con spin opposto
  - E. 18
- 18) Un orbitale 3d può essere caratterizzato da:
- A.  $n = 3, l = 3, m_l = 3$
  - B.  $n = 3, l = 2, m_l = 1$
  - C.  $n = 2, l = 3, m_l = 1$
  - D.  $n = 3, l = 2, m_l = 3$
  - E.  $n = 5, l = 2, m_l = 3$
- 19) Secondo il principio di esclusione di Pauli un orbitale atomico può contenere al massimo:
- A. due elettroni con spin antiparalleli
  - B. due elettroni con spin paralleli
  - C. tre elettroni con spin antiparalleli
  - D. due elettroni purché differenti per il valore del numero quantico principale
  - E. due elettroni e un neutrone
- 20) La regola della massima molteplicità o di Hund impone che gli elettroni di un atomo:
- A. negli orbitali degeneri, prima di accoppiarsi nello stesso orbitale, occupino singoli orbitali con spin parallelo
  - B. negli orbitali degeneri, prima di accoppiarsi nello stesso orbitale, occupino singoli orbitali con spin antiparallelo
  - C. tendano a disporsi in tutti gli orbitali di egual forma
  - D. occupino prima gli orbitali sferici
  - E. abbiano tutti eguale energia

# SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

## 4.1 LA TAVOLA PERIODICA

Gli elementi chimici sono rappresentati in modo immediato e mirabilmente sintetico nella **tavola periodica** o **sistema periodico degli elementi** (o di Mendeleev). Si tratta di una disposizione tabulare degli elementi in sette righe orizzontali, dette periodi della tavola periodica, e in 18 colonne verticali, dette gruppi della tavola periodica. Nella tavola periodica, *gli elementi sono disposti in ordine di numero atomico crescente procedendo da sinistra a destra e andando a capo ogni volta che si incontra un gas nobile*. Tale disposizione mostra che *nello stesso gruppo si vengono a trovare elementi che hanno una configurazione elettronica dello stesso tipo e proprietà fisiche e chimiche simili*. Ciò evidenzia in modo immediato che *le proprietà chimiche di un atomo dipendono dal suo numero atomico e quindi dalla sua configurazione elettronica esterna e in misura minore dalle sue dimensioni*.

I **gruppi**, le colonne verticali della tavola periodica, sono formati da elementi con proprietà chimiche simili in quanto caratterizzati da una *configurazione elettronica esterna formata dallo stesso numero di elettroni che si configurano in orbitali dello stesso tipo*. I gruppi sono indicati da un numero che va da 1 a 18 (nella più recente tabella proposta dalla IUPAC) o da un numero romano (da I a VII), accompagnato dalle lettere A o B. Gli elementi dei gruppi A sono detti **elementi rappresentativi**, quelli dei gruppi B sono detti **elementi di transizione**. Il gruppo 18 è detto anche gruppo 0 o dei gas nobili. Il gruppo I A contiene i metalli alcalini, il gruppo II A contiene i metalli alcalinoterrici, il gruppo VII A contiene gli alogeni. *Percorrendo un gruppo, elemento per elemento, dall'alto in basso, si osserva il progressivo aumento di un'unità del numero quantico principale degli elementi*.

I **periodi**, le righe orizzontali del sistema periodico, sono indicati da numeri che vanno dall' 1 al 7 o da lettere che vanno dalla K alla Q. La configurazione elettronica degli elementi di uno stesso periodo varia gradualmente da sinistra verso destra conservando lo stesso livello energetico (numero quantico principale).

Passando da un periodo a quello successivo, aumenta di un'unità il numero quantico principale degli orbitali esterni degli atomi incontrati nel periodo. Parallelamente variano le proprietà fisico-chimiche degli elementi. Più precisamente, procedendo da sinistra verso destra lungo un periodo (con un'interruzione per gli elementi di transizione), diminuiscono il carattere metallico degli elementi e i loro raggi ionici e atomici, aumentano invece il loro potenziale di ionizzazione e la loro affinità elettronica. Una spezzata di demarcazione (costituita dagli elementi detti semimetalli: B, Si, Ge, As, Sb, Te, Bi, Po) taglia diagonalmente da sinistra in alto a destra in basso la tavola periodica e lascia a sinistra i metalli e a destra i non metalli.

## 4.2 PROPRIETÀ PERIODICHE

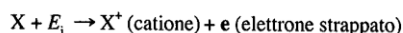
Da questi semplici cenni si capisce che il merito della tavola periodica è quello di mostrare in modo immediato alcune proprietà degli elementi che si ripetono periodicamente. Le più importanti di esse sono:

- il **raggio atomico**;
- l'**energia di ionizzazione** o **potenziale di ionizzazione**;
- l'**affinità elettronica**;
- l'**elettronegatività**;
- il **numero di ossidazione**.

■ Il **raggio atomico** è il raggio dell'atomo con il nucleo e gli orbitali elettronici contenenti elettroni.

Il raggio atomico diminuisce dal basso in alto di un gruppo e da sinistra a destra di un periodo.<sup>1</sup>

■ L'**energia di ionizzazione** ( $E_i$ ), detta più precisamente energia di prima ionizzazione di un atomo, rappresenta l'energia necessaria per allontanare a distanza infinita dal nucleo dell'atomo l'elettrone più debolmente legato ad esso, ovvero più esterno al nucleo. Nel processo si forma uno ione positivo secondo lo schema:



L' $E_i$  relativamente ad ogni singolo elettrone si esprime normalmente in elettronvolt (eV).<sup>2</sup> Più frequentemente i valori numerici che interessano si riferiscono ad una mole di atomi (detta anche, nei quesiti ministeriali, un grammoatomo dell'elemento) e si esprimono in **J/mol** di atomi. Si riferiscono quindi a una mole di elettroni allontanati da una mole di atomi allo stato gassoso. Poiché si tratta di energia fornita all'atomo, il suo valore è, per convenzione, sempre positivo.<sup>3</sup> L'allontanamento di un secondo, di un terzo, ... di un n-esimo elettrone è naturalmente sempre più difficile in quanto si tratta di allontanare un elettrone da ioni carichi positivamente, perciò le energie di seconda e terza, n-esima ionizzazione sono via via più elevate.

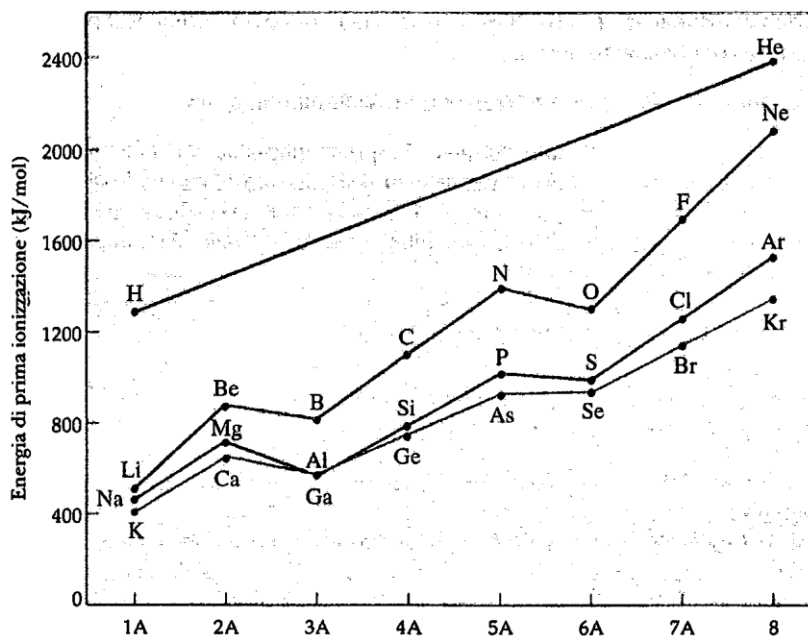
In genere le  $E_i$  subiscono un forte salto quando si passa da elettroni di un livello **n** a quelli di un secondo livello **n - 1**. Perciò, più comunemente, l'elemento forma ioni perdendo elettroni dello stesso livello **n** esterno.

I minimi assoluti di  $E_i$  corrispondono ai metalli alcalini (I gruppo), i massimi assoluti ai gas nobili (gruppo 0).

*L'energia di ionizzazione aumenta dal basso in alto di un gruppo e da sinistra a destra di un periodo della tavola periodica* (al diminuire del raggio ionico e quindi all'avvicinarsi al nucleo).

Se si osserva l'andamento delle variazioni dei valori di energia di prima ionizzazione (fig. 4.2), si possono fare alcune considerazioni:

- ✓ i minimi assoluti corrispondono agli elementi del I gruppo, ovvero ai metalli alcalini, ciò è dovuto al fatto che nei loro atomi l'unico elettrone di valenza si configura nell'orbitale *ns* che si trova a distanza dal nucleo, con tutti gli altri elettroni del guscio interno che formano un **core** come la configurazione di un gas nobile;
- ✓ i massimi assoluti corrispondono agli elementi del gruppo zero, i gas nobili, come prevedibile dall'alta stabilità del loro guscio elettronico;
- ✓ nell'ambito di un gruppo, un aumento del numero atomico determina un decremento dell'energia di ionizzazione, ciò perché le dimensioni atomiche aumentano dall'alto in basso;
- ✓ nell'ambito di un periodo, si osservano dei massimi relativi in corrispondenza del completamento degli orbitali *ns*. Ciò perché, l'elettrone che entra nell'orbitale *p* successivo assume un'energia un po' superiore rispetto a quella degli elettroni *ns* e, di conseguenza, l'energia per strapparli diminuisce. Vedi ad esempio il Be rispetto a B;
- ✓ si hanno anche massimi relativi negli elementi che hanno un elettrone in ciascun orbitale *p* (vedi N, P etc.), poi si ha un calo con l'ingresso di un secondo elettrone in ciascun orbitale *p*, ad esempio con l'O. In questo caso si hanno due elettroni nello stesso orbitale *p*. Essi si respingono e quindi aumentano un po' l'energia dell'ossigeno la cui energia di ionizzazione cala quindi rispetto a quella dell'azoto.

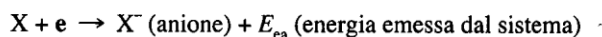


□ Figura 4.2

Questa regola generale, valida per un primo livello di approfondimento, nella forma generale presenta alcune irregolarità.

Infatti l'azoto e l'ossigeno, così come il berillio e il boro, il magnesio e l'alluminio etc. hanno un'inversione di valori rispetto alla generalizzazione. Non bisogna sapere ciò a memoria, perché tali apparenti "eccezioni" si possono spiegare con un'ulteriore osservazione: si può dire che nel caso di atomi dello stesso periodo, che hanno due elettroni nello strato esterno (livello *s* completo: Be e Mg), o nel caso di elementi che hanno un solo elettrone in ciascun orbitale *p* (N e P), si nota un massimo relativo di energia di ionizzazione rispetto all'elemento successivo.

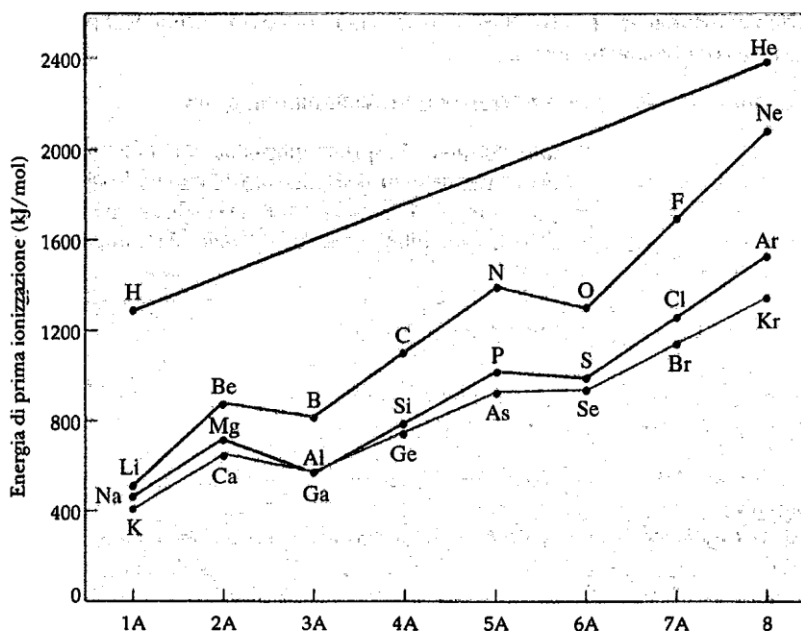
- L'**affinità elettronica** ( $E_{ca}$ ), o affinità per l'elettrone, rappresenta la variazione di energia che interviene quando un atomo acquista dall'esterno un elettrone in più rispetto allo stato fondamentale. Si esprime in J/mol di atomi.



Nella maggior parte dei casi, quando un atomo acquista un elettrone, emette energia.<sup>4</sup> Si tratta quindi di un'energia emessa dagli atomi. Per convenzione, il segno di tale energia è negativo e quindi l'espressione "elevata affinità elettronica", comunemente usata, vuol dire elevata in valore assoluto.

Se si osserva l'andamento delle variazioni dei valori di energia di prima ionizzazione (fig. 4.2), si possono fare alcune considerazioni:

- ✓ i minimi assoluti corrispondono agli elementi del I gruppo, ovvero ai metalli alcalini, ciò è dovuto al fatto che nei loro atomi l'unico elettrone di valenza si configura nell'orbitale *ns* che si trova a distanza dal nucleo, con tutti gli altri elettroni del guscio interno che formano un **core** come la configurazione di un gas nobile;
- ✓ i massimi assoluti corrispondono agli elementi del gruppo zero, i gas nobili, come prevedibile dall'alta stabilità del loro guscio elettronico;
- ✓ nell'ambito di un gruppo, un aumento del numero atomico determina un decremento dell'energia di ionizzazione, ciò perché le dimensioni atomiche aumentano dall'alto in basso;
- ✓ nell'ambito di un periodo, si osservano dei massimi relativi in corrispondenza del completamento degli orbitali *ns*. Ciò perché, l'elettrone che entra nell'orbitale *p* successivo assume un'energia un po' superiore rispetto a quella degli elettroni *ns* e, di conseguenza, l'energia per strapparli diminuisce. Vedi ad esempio il Be rispetto a B;
- ✓ si hanno anche massimi relativi negli elementi che hanno un elettrone in ciascun orbitale *p* (vedi N, P etc.), poi si ha un calo con l'ingresso di un secondo elettrone in ciascun orbitale *p*, ad esempio con l'O. In questo caso si hanno due elettroni nello stesso orbitale *p*. Essi si respingono e quindi aumentano un po' l'energia dell'ossigeno la cui energia di ionizzazione cala quindi rispetto a quella dell'azoto.

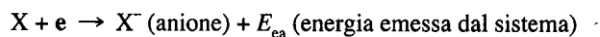


□ Figura 4.2

Questa regola generale, valida per un primo livello di approfondimento, nella forma generale presenta alcune irregolarità.

Infatti l'azoto e l'ossigeno, così come il berillio e il boro, il magnesio e l'alluminio etc. hanno un'inversione di valori rispetto alla generalizzazione. Non bisogna sapere ciò a memoria, perché tali apparenti "eccezioni" si possono spiegare con un'ulteriore osservazione: si può dire che nel caso di atomi dello stesso periodo, che hanno due elettroni nello strato esterno (livello *s* completo: Be e Mg), o nel caso di elementi che hanno un solo elettrone in ciascun orbitale *p* (N e P), si nota un massimo relativo di energia di ionizzazione rispetto all'elemento successivo.

- L'**affinità elettronica** ( $E_{ea}$ ), o affinità per l'elettrone, rappresenta la variazione di energia che interviene quando un atomo acquista dall'esterno un elettrone in più rispetto allo stato fondamentale. Si esprime in J/mol di atomi.



Nella maggior parte dei casi, quando un atomo acquista un elettrone, emette energia.<sup>4</sup> Si tratta quindi di un'energia emessa dagli atomi. Per convenzione, il segno di tale energia è negativo e quindi l'espressione "elevata affinità elettronica", comunemente usata, vuol dire elevata in valore assoluto.

La maggiore affinità elettronica è posseduta dagli alogeni: Cl, F, Br, I, i cui valori di affinità elettronica sono i più alti in valore assoluto (ma negativi).

Un atomo che accetta un elettrone forma uno ione negativo detto anione.

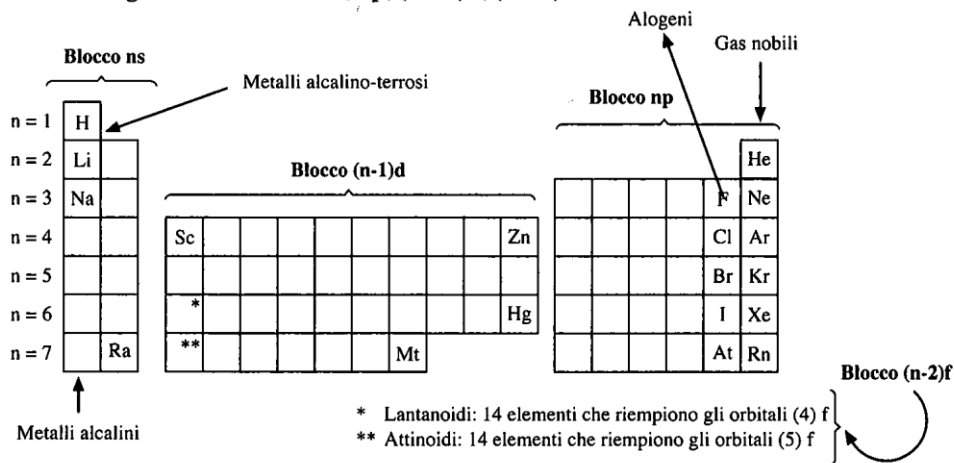
L'affinità elettronica aumenta (in valore assoluto) dal basso in alto di un gruppo e da sinistra a destra di un periodo della tavola periodica.

I **metalli** sono caratterizzati da bassa energia di ionizzazione e bassissima affinità per l'elettrone, tanto che in alcuni casi bisogna fornire energia perché il metallo accetti l'elettrone. I **non metalli** sono caratterizzati da un'elevata energia di ionizzazione e da grande affinità per l'elettrone (valori assoluti alti).

- L'**elettronegatività** è la capacità degli atomi legati di attrarre gli elettroni di legame. L'elettronegatività aumenta dal basso in alto di un gruppo e da sinistra a destra in un periodo della tavola periodica. È correlata all'affinità elettronica e all'energia di ionizzazione degli elementi, dalle quali si può calcolare. In genere però si usano i valori di una tavola in cui a ciascun atomo è stato attribuito un valore assoluto privo di dimensioni in una scala arbitraria.
- Il **numero di ossidazione di un elemento (N.O.)** Nel caso di uno ione monoatomico corrisponde alla carica di quello ione espressa però in valore algebrico, ovvero con anteposto il segno della carica (es.  $\text{Cu}^{2+}$ , N.O. = +2). Negli altri casi, il numero di ossidazione è una carica virtuale assegnata dai chimici che la usano per valutare gli spostamenti di elettroni tra atomi quando si legano a formare i composti. Nel caso degli elementi allo stato puro il N.O. è considerato = 0 per convenzione. Negli altri casi il numero di ossidazione si calcola tenendo conto di alcune regole empiriche riportate al capitolo delle ossidoriduzioni (§ 9.1). Il *numero di ossidazione massimo* che un elemento può assumere corrisponde al gruppo di appartenenza dell'elemento. Quello *minimo* che gli atomi dei non metalli possono assumere corrisponde invece al numero del gruppo di appartenenza meno 8.

### 4.3 RELAZIONE TRA STRUTTURA ELETTRONICA E PROPRIETÀ

Se si tiene conto della loro configurazione elettronica esterna, gli elementi della tavola periodica si possono distinguere in 4 blocchi: **ns**, **np**, **(n-1)d**, **(n-2)f**.



- Il **blocco ns** è il blocco di elementi formato dai primi due gruppi del sistema periodico. Comprende elementi che riempiono di elettroni gli orbitali **ns** con **n** uguale al numero del periodo di appartenenza.
- Il **blocco np** è il blocco di elementi posto a destra della tavola periodica. Comprende elementi che riempiono di elettroni gli orbitali **np** con **n** uguale al numero del periodo di appartenenza.
- Il **blocco (n-1)d** è il blocco degli elementi di transizione posti nella zona centrale della tavola periodica. Questi elementi riempiono successivamente di elettroni gli orbitali **(n-1)d** con **n** uguale al numero del periodo di appartenenza.
- Il **blocco (n-2)f** è il blocco degli elementi di transizione interna costituito da due serie di 14 elementi ciascuna elencati a parte nella tavola periodica dette dei lantanoidi e degli attinoidi. Hanno proprietà molto simili.

le. La trasformazione di un nucleo di un elemento radioattivo in quello di un altro, per emissione di radiazioni, è detta decadimento radioattivo. Tutti gli elementi naturali con numero atomico superiore a 83 sono radioattivi; ci sono però anche elementi con isotopi radioattivi con numero atomico inferiore a 83. La radioattività può essere però ottenuta artificialmente (radioattività artificiale) da nuclidi instabili di elementi esistenti in natura come nuclidi stabili o da elementi transuranici (aventi numero atomico  $> 92$ ).

Il decadimento radioattivo può avvenire per emissione di radiazioni di 4 tipi:

- radiazioni  $\alpha$
- radiazioni  $\beta^+$
- radiazioni  $\beta^-$
- radiazioni  $\gamma$

Le **radiazioni alfa** sono formate da nuclei di elio, ovvero da due protoni e da due neutroni. In seguito a decadimento alfa, l'atomo si trasforma in un secondo atomo avente il numero atomico inferiore di due unità e il numero di massa inferiore di quattro unità.

Le **radiazioni beta più** sono formate da positroni a elevata energia formati dal nucleo per trasformazione di un protone in un neutrone. In seguito a decadimento beta più l'atomo dell'elemento si trasforma in quello dell'elemento avente numero atomico inferiore di un'unità. Il numero di massa resta invece invariato.

Le **radiazioni beta meno** sono formate da elettroni ad elevata energia, formati dal nucleo per trasformazione di un neutrone in un protone. In seguito a decadimento beta meno l'atomo dell'elemento si trasforma in un altro avente numero atomico maggiore di un'unità. Il numero di massa resta invece invariato.

Le **radiazioni gamma** sono radiazioni elettromagnetiche ad alta energia. L'emissione gamma è spesso associata al decadimento beta.

## SISTEMA PERIODICO DEGLI ELEMENTI

### VERIFICA

- 1) **Gli elementi non di transizione inseriti nello stesso gruppo del sistema periodico presentano lo stesso:**
  - A. valore di elettronegatività
  - B. numero di elettroni nello strato più esterno
  - C. numero di protoni
  - D. valore del potenziale di prima ionizzazione
  - E. numero di neutroni
- 2) **L'elettronegatività di un elemento rappresenta:**
  - A. la capacità dell'elemento di attrarre gli elettroni di un legame a cui partecipa
  - B. la capacità dell'elemento di accettare una coppia di elettroni da un altro elemento
  - C. la capacità dell'elemento di caricarsi negativamente
  - D. la capacità dell'elemento di formare ioni negativi
  - E. la capacità dell'elemento di condurre la corrente continua
- 3) **Indicare il gruppo della tavola periodica a lunghi periodi che contiene gli elementi relativamente più elettronegativi.**
  - A. IA
  - B. IVA
  - C. VIIA
  - D. VIIIA
  - E. VA
- 4) **L'affinità elettronica si può definire come:**
  - A. l'energia che un atomo emette quando accetta un elettrone dall'esterno
  - B. l'energia che un atomo acquista quando perde un elettrone
  - C. l'energia che un atomo emette quando forma un catione
  - D. la forza con cui un atomo di una molecola attrae un elettrone di non legame
  - E. l'energia che un atomo emette quando attira un elettrone di legame
- 5) **Le caselle verticali della tavola periodica:**
  - A. formano gruppi e contengono elementi con proprietà simili
  - B. formano gruppi e contengono elementi con proprietà chimiche identiche
  - C. formano gruppi e contengono elementi con proprietà diverse
  - D. formano periodi e contengono elementi con proprietà simili
  - E. formano gruppi e contengono elementi con proprietà fisiche identiche
- 6) **Procedendo lungo un periodo della tavola periodica, da sinistra a destra, le proprietà metalliche:**
  - A. si accentuano
  - B. diminuiscono
  - C. restano costanti
  - D. variano periodicamente
  - E. sono alternate a proprietà non metalliche
- 7) **Il blocco detto *ns* della tavola periodica comprende:**
  - A. i gas nobili
  - B. i metalli alcalini e alcalino terrosi
  - C. i metalli di transizione
  - D. gli elementi di transizione
  - E. gli alogeni
- 8) **I gruppi in cui è divisa la moderna tavola periodica a lunghi periodi, secondo la IUPAC, sono:**
  - A. 8
  - B. 10
  - C. 18
  - D. 7
  - E. 12
- 9) **I gas nobili appartengono al gruppo:**
  - A. 0 della tavola periodica e hanno tutti la configurazione elettronica esterna completa
  - B. VII della tavola periodica e hanno tutti la configurazione elettronica esterna completa
  - C. 0 della tavola periodica e hanno tutti la configurazione elettronica esterna a due o a otto elettroni
  - D. 18 della tavola periodica e hanno tutti, a parte il neon, la configurazione elettronica esterna a otto elettroni
  - E. I della tavola periodica e hanno tutti la configurazione elettronica esterna completa
- 10) **L'aumento di un'unità del numero atomico per gli elementi dello stesso periodo della tavola periodica comporta l'aumento del numero:**
  - A. di elettroni del livello esterno
  - B. quantico principale
  - C. quantico magnetico
  - D. quantico secondario
  - E. di elettroni del livello più interno
- 11) **Indicare fra le seguenti l'unica proprietà degli elementi che presenta un andamento periodico:**
  - A. la massa nucleare
  - B. il numero atomico
  - C. l'affinità per l'elettrone
  - D. il numero di massa
  - E. il peso atomico
- 12) **I metalli alcalini a 25°C sono:**
  - A. solidi a parte il potassio
  - B. liquidi a parte il sodio
  - C. metà liquidi e metà gassosi
  - D. tutti solidi
  - E. tutti solidi a parte il cesio e il francio
- 13) **La configurazione elettronica esterna del potassio (<sup>19</sup>K) è:**
  - A. 3s<sup>1</sup>
  - B. 4s<sup>1</sup>
  - C. 4d<sup>1</sup>
  - D. 3s<sup>2</sup>, 3p<sup>6</sup>, 3d<sup>1</sup>
  - E. 3s<sup>2</sup>, 3p<sup>6</sup>, 4d<sup>1</sup>
- 14) **Se si confrontano le proprietà chimiche degli elementi con la loro configurazione elettronica si osserva che esse dipendono:**
  - A. dal loro numero di massa
  - B. dal loro numero di neutroni
  - C. dal loro peso atomico
  - D. dal numero totale di elettroni dello strato più interno
  - E. dal numero totale di elettroni dello strato più esterno
- 15) **Dall'alto in basso lungo un gruppo, il raggio degli atomi:**
  - A. decresce
  - B. aumenta per i primi tre periodi e poi decresce
  - C. non varia
  - D. aumenta
  - E. diminuisce per i primi tre periodi e poi decresce



- 16) Indicare gli elementi con energia di prima ionizzazione relativamente più bassa.
- Metalli alcalini
  - Gas nobili
  - Metalli di transizione
  - Alogeni
  - Metalli alcalino-terrosi
- 17) Il numero di ossidazione dello ione  $Al^{3+}$  si indica con:
- 3+
  - +3
  - III+
  - 3
  - + III
- 18) I valori delle successive energie di ionizzazione, espresse in  $kJ\ mol^{-1}$ , dell'elemento X, sono: 740, 1500, 7700, 10500, 13600 etc. perciò si può pensare che l'elemento formi più comunemente gli ioni:
- $X^{2-}$  e  $X^{-}$
  - $X^{+}$  e  $X^{2+}$
  - $X^{-}$  e  $X^{+}$
  - $X^{2+}$  e  $X^{2-}$
  - $X^{+}$  e  $X^{-}$
- 19) Indicare gli orbitali che si completano di elettroni nei primi due gruppi del sistema periodico.
- $n\ p$  con  $n =$  al numero del periodo di appartenenza
  - $n\ s$  con  $n =$  al numero del gruppo di appartenenza
  - $(n - 1)\ d$  con  $n =$  al numero del periodo di appartenenza
  - $1s$  e  $2s$
  - $n\ s$  con  $n =$  al numero del periodo di appartenenza
- 20) I lantanidi sono una famiglia di 14 elementi:
- radioattivi
  - ottenuti come sottoprodotti delle pile atomiche
  - che configurano successivamente di elettroni gli orbitali  $4f$
  - che configurano successivamente di elettroni gli orbitali  $5d$
  - artificiali