

CLASSE IV- Opzione 2

Corsi supplementari di scienze naturali

LA MATERIA

1. La natura corpuscolare della materia, le leggi dei gas e la teoria cinetica dei gas

1. Osservando al microscopio piccoli oggetti sospesi in un liquido o in un gas - come i granelli di polline in acqua -, si nota che essi sono in moto perpetuo. Nel 1827, Robert Brown dimostrò che i granelli di polline non si muovono per attività propria e che nell'acqua non vi sono correnti per provocare il moto. Questo moto è detto **moto browniano** e può essere spiegato ammettendo che i granelli di polline sono dispersi dal moto costante e disordinato delle particelle d'acqua, troppo piccole per essere viste anche con il microscopio ottico più potente. A causa di questo moto, le particelle diffondono attraverso liquidi e gas. La velocità di diffusione varia però da sostanza a sostanza; l'ammoniaca, per esempio, diffonde più rapidamente del cloruro d'idrogeno (*E. 0.1. Diffusione del cloruro d'idrogeno e dell'ammoniaca*).
2. La diluizione di sostanze colorate in acqua dà un'immediata percezione della difficoltà di misurare le dimensioni delle particelle. È possibile confrontare le dimensioni delle particelle di due sostanze mediante una membrana di cellophan: le particelle d'acqua possono attraversare i setti porosi della membrana, ma non, per esempio, le particelle di amido. Una simile membrana si chiama membrana selettivamente permeabile e il processo di diffusione selettiva è detto *osmosi* (dal greco *osmós*, spinta). L'ordine di grandezza delle particelle di acido oleico, per esempio, è di 1 nm (*E. 0.2. Dimensioni delle particelle d'acido oleico*).
3. Sappiamo che le gocce hanno una forma sferica: la leggera distorsione essendo determinata dalla forza di gravità. Siccome la sfera ha il minimo rapporto superficie/volume, possiamo dedurre che esistono tra le particelle di liquido forze che tendono a ridurre al minimo la superficie. Queste forze sono dette **forze di coesione** (dal latino *co-haerere*, stare attaccato assieme). Se un liquido, come l'acqua, sale lungo un capillare o scende, come il mercurio, dipende dalle grandezze delle forze di coesione fra le particelle del liquido, e le **forze di adesione** (dal latino *ad-haerere*, stare attaccato a) fra liquido e pareti del tubo.
4. Le proprietà fisiche dei gas [ideali] possono essere descritte per il tramite di tre leggi fisiche:
 - (a) a pressione costante, il volume occupato da una certa quantità di gas è proporzionale alla sua temperatura;
 - (b) a volume costante, la pressione esercitata da una certa quantità di gas è proporzionale alla sua temperatura;
 - (c) a temperatura costante, il volume occupato da una certa quantità di gas è inversamente proporzionale alla sua pressione.

Queste leggi possono essere unificate ed espresse nell'**equazione di stato dei gas** [ideali]:

$$p \cdot V = k \cdot T$$

dove p è la pressione, V , il volume, T , la temperatura assoluta, k , una costante.

5. Le leggi dei gas possono essere interpretate ammettendo che il gas sia costituito di particelle rimbalzanti da una parte all'altra del recipiente. Questo modello è detto **modello corpuscolare** e la teoria che spiega il fenomeno è chiamata **teoria cinetica dei gas** (dal greco *kínēsis*, moto). Secondo questa teoria, le particelle di un gas sono dotate di moto disordinato, posseggono quindi una certa **energia cinetica**. Esse si spostano in linea retta finché non urtano altre particelle di gas o le pareti del recipiente; sono allora deviate e dirette, alla stessa velocità, in altra direzione.

La pressione è data sia dall'urto di ogni collisione, sia dalla frequenza delle collisioni. Se il volume si riduce della metà, senza che cambi il numero delle particelle, si devono avere un numero doppio di particelle per unità di volume. Con il numero di particelle raddoppiato, il numero di collisioni sarà doppio. La stessa cosa sarà della pressione.

Il trasferimento di calore da un campione di gas a un altro può essere spiegato dalla teoria cinetica. Supponiamo che il gas A possieda all'inizio una temperatura più alta del gas B.

Quando i campioni di gas sono posti in contatto termico, le particelle di A cedono energia cinetica alle particelle piú lente di B. Quando il contatto termico tra A e B non produce piú trasporto di energia cinetica da un gas all'altro, i due gas sono allora in equilibrio termico; essi hanno la stessa temperatura.

A un aumento della temperatura corrisponde un aumento dell'energia cinetica delle particelle di gas e quindi un aumento dell'intensità della frequenza delle collisioni contro le pareti del recipiente. Perciò, aumentando la temperatura e mantenendo il volume costante, aumenterà anche la pressione del gas, invece mantenendo costante la pressione, aumenterà il volume.

6. Le proprietà caratteristiche della materia nei diversi stati di aggregazione si possono ben comprendere ricorrendo al modello corpuscolare. Allo **stato solido** le sostanze sono dotate di forma e volumi propri; sono comprimibili solo in parte. Queste proprietà stanno a significare che le particelle di una sostanza allo stato solido occupano posizioni determinate e sono tenute assieme dalle forze di coesione che si esercitano fra di esse. Nelle sostanze cristalline le particelle sono disposte in modo ordinato e questo ordine si ripete in tutto il reticolo (cioè nella disposizione spaziale ordinata delle particelle) del cristallo. Riscaldando un solido cristallino se ne aumenta l'energia che si manifesta sotto forma di energia cinetica delle particelle. Queste ruotano e oscillano sempre piú velocemente intorno alla loro posizione di equilibrio, finché l'energia diventa così elevata che il reticolo si spezza: la sostanza fonde.

Nelle sostanze allo **stato liquido** non appare piú una disposizione ordinata delle particelle, che godono di una maggior libertà di moto rispetto allo stato solido; le forze di coesione fra le particelle sono però ancora abbastanza elevate per assicurare la coesione della sostanza.

Raggiunto il punto di ebollizione, o anche per evaporazione, le particelle si svincolano le une dalle altre così che si possono muovere in modo libero e indipendente allo **stato gassoso**. Le distanze fra le particelle in questo caso sono molto grandi in confronto alle loro dimensioni.

2. Le leggi di combinazione chimica e la teoria atomica e molecolare

1. La chimica, come scienza avente concetti propri, è un prodotto della rivoluzione scientifica e si fonda sulle **leggi di combinazione delle masse**, secondo cui:
 - (a) le sostanze chimiche possono trasformarsi senza subire variazione apprezzabile di massa (cfr. *Alcune proprietà della materia*, classe II);
 - (b) quando gli elementi chimici si combinano per formare composti, lo fanno secondo una composizione della massa costante (*E. 0.3. Reazione del magnesio con l'ossigeno*).

La prima legge fu scoperta da Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794) ed è nota **come legge della conservazione della massa**; la seconda, da Joseph Proust (1745-1826) ed è conosciuta **come legge delle proporzioni definite** o **della composizione costante**.

2. Nel 1802 John Dalton (1766-1844) propose una teoria, chiamata **teoria atomica**, capace di spiegare i fenomeni descritti dalle leggi di combinazione delle masse. Secondo questa teoria ciascun elemento è costituito di particelle intere indistruttibili, uguali fra loro, della stessa qualità di materia, aventi la stessa massa, ma diverse da un elemento a un altro. Queste particelle sono gli **atomi**. Atomi di elementi diversi possono combinarsi fra loro in numero determinato formando composti. Scomponendo un composto si ottengono atomi immutati, che possono formare lo stesso o altri composti.

L'**atomo** (dal greco *átomos*, indivisibile) è la più piccola porzione di un elemento chimico che ne conserva le caratteristiche fisiche e chimiche (cfr. *La materia e le sue trasformazioni*, classe II).

3. Volumi uguali di azoto e di ossigeno, alla stessa pressione e temperatura, hanno masse differenti (*E. 0.4. Masse di volumi uguali d'ossigeno e d'azoto*). Esistono due spiegazioni possibili di questo fenomeno: (α) volumi uguali di questi due gas contengono lo stesso numero di particelle e le particelle di azoto hanno una massa minore delle particelle di ossigeno; (β) volumi uguali di questi due gas contengono un numero diverso di particelle e le particelle di azoto e ossigeno hanno la stessa massa.

Mescolando ammoniaca e cloruro d'idrogeno ambedue allo stato gassoso si ottiene una polvere bianca (cfr. *E. 0.1.*). Le particelle di queste due sostanze mescolate danno luogo a un riassetamento d'atomi così da formare una nuova sostanza. È sperimentalmente provato che, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, un dato volume d'ammoniaca si combina con un **uguale** volume di cloruro d'idrogeno, benché le masse dei due volumi siano diverse. Del resto, nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione, i volumi dei gas che si sviluppano o sono consumati durante una reazione chimica sono in rapporti di numeri semplici. Questa legge fu scoperta nel 1808 da Joseph Gay-Lussac (1778-1850) ed è nota come **legge di combinazione dei volumi**.

Nel 1811, Amedeo Avogadro (1776-1856) suggerì che la legge di combinazione dei volumi potesse essere spiegata assumendo che:

- (a) volumi uguali di gas differenti, misurati alle stesse condizioni di temperatura e di pressione, contengono ugual numero di particelle (proposizione α);
- (b) le particelle di cui sono costituiti gli elementi chimici [tranne gli elementi della famiglia dell'elio] non sono gli atomi, ma le **molecole**, formate di due atomi legati fra di loro.

La **molecola** (dal latino *mole*, mole, massa grande) è la più piccola porzione di un composto chimico che ne conserva le caratteristiche chimiche e fisiche e che è capace di esistenza indipendente (cfr. *La materia e le sue trasformazioni*, classe II).

La **teoria molecolare** di Avogadro, estendendo la teoria atomica di Dalton, contribuì in modo notevole alla comprensione della struttura della materia. In particolare essa fornì un metodo per determinare la massa delle molecole: il rapporto fra le masse di due volumi uguali di gas, alla stessa temperatura e pressione, è infatti uguale al rapporto fra le masse delle loro molecole (cfr. E. 0.4.).

4. Ogni campione di sostanza contiene un numero enorme di atomi. Invece di considerare gli atomi o le molecole individualmente preferiamo servirci di un insieme di queste particelle, detto **mole** (dal latino *mole*, mole, massa grande).

Durante il XIX secolo si stabilì che il numero di molecole presenti in un campione di 32,00 g di ossigeno servisse di confronto per la determinazione delle masse molecolari e atomiche. Una mole corrisponde al numero di molecole contenute in 32,00 g di ossigeno [più tardi, come vedremo in seguito, la mole fu definita come la quantità di materia di un sistema che contiene tante particelle quanti sono gli atomi contenuti in 0,012 kg di C¹²]. Questo numero, uguale a $6,02 \cdot 10^{23}$, si chiama **numero di Avogadro** (N_A).

Se ci riferiamo ai valori normali (o standard) della temperatura e della pressione (0°C, $1,01325 \cdot 10^5$ Pa) si trova sperimentalmente che il volume di una mole di gas è di 22,4 dm³ (cfr. E. 0.4.). Questo volume è detto **volume molare**.

I chimici utilizzano un gran numero di sostanze che devono essere pesate con facilità. Benché essi conoscano la massa di un solo atomo di ossigeno ($2,656 \cdot 10^{-23}$ g), trovano più utile impiegare la massa di una mole di atomi di ossigeno, cioè 16,00 g (essendo la molecola di ossigeno, come le molecole di azoto e di idrogeno, formata di due atomi). Questa massa è chiamata **massa molare atomica**. La massa molare atomica è quindi la massa in grammi di un numero di Avogadro di atomi. Le masse atomiche furono determinate assumendo come unità di misura la massa dell'atomo di idrogeno (essendo l'idrogeno l'elemento più leggero).

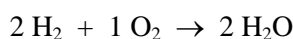
5. Il numero e la specie degli atomi che compongono una sostanza possono essere rappresentati per mezzo della **formula chimica**. Per esempio la molecola d'acqua è rappresentata da H₂O: H indica l'atomo di idrogeno e O l'atomo di ossigeno; l'indice 2 indica che due sono gli atomi di idrogeno uniti a un atomo di ossigeno. Il concetto di mole e la conoscenza delle masse atomiche ci permette di trovare la formula chimica (cfr. E. 0.3).

Una formula chimica ha un significato sia qualitativo, sia quantitativo. Per esempio, CO₂ significa che:

- il diossido di carbonio è formato di carbonio e di ossigeno;
- ogni molecola di diossido di carbonio è formata di un atomo di carbonio e di due atomi di ossigeno;
- una mole di diossido di carbonio ha una massa di 44 g (12 g di carbonio e 32 g di ossigeno).

6. L'attività del chimico è soprattutto centrata nello studio e nell'utilizzazione pratica delle **reazioni chimiche**. L'esperienza dimostra che due volumi di idrogeno si combinano con un volume di ossigeno per dare due volumi di acqua. Prima della reazione si avevano molecole di idrogeno e molecole di ossigeno; dopo si sono trovate molecole d'acqua. I legami tra gli atomi dei reagenti sono stati rotti per far posto a nuovi legami in una conformazione atomica diversa: le molecole del prodotto ottenuto.

Possiamo servirci dell'espressione seguente per descrivere la reazione:



Questa espressione si indica come **equazione chimica**. Le equazioni chimiche sono basate sul **principio della conservazione degli atomi**. Ogni simbolo, moltiplicando il coefficiente che lo precede e

l'indice che lo segue, deve totalizzare lo stesso numero degli atomi che esso rappresenta sia a sinistra, sia a destra dell'equazione chimica.

Un'equazione chimica ha un significato sia qualitativo, sia quantitativo.

Per esempio, $C(s) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$ significa che:

- il carbonio allo stato solido reagisce con l'ossigeno allo stato gassoso per formare il diossido di carbonio allo stato gassoso;
- una mole di atomi di carbonio reagisce con una mole di molecole di ossigeno per formare una mole di molecole di diossido di carbonio,
- 12 g di carbonio reagiscono con 32 g di ossigeno per formare 44 g di diossido di carbonio.

Lo studio quantitativo delle reazioni chimiche ci permette di ottenere le equazioni chimiche che le descrivono (*E. 0.5. Reazione del magnesio con il cloruro d'idrogeno*).

3. La struttura atomica, il legame chimico, le reazioni nucleari

1. Strofinando una bacchetta di vetro o di cloruro di polivinile (pvc) con un panno di lana, il vetro o il pvc acquistano la proprietà di attrarre corpi leggeri come pezzetti di carta o una pallina di sambuco appesa a un filo di seta. Due bacchette di vetro strofinate, di cui una è sospesa a un filo di seta, si respingono; la stessa cosa capita con bacchette di pvc; invece una bacchetta di vetro strofinata e una bacchetta di pvc strofinata si attraggono (*E. 0.6. Carica elettrica del vetro e del cloruro di polivinile*).

Questa proprietà era nota a Talete da Mileto (filosofo greco vissuto nel secolo VI a. C.) per l'ambra, una resina fossile di conifera, il cui nome deriva dall'arabo *anbar*, ma che in greco è detta *elektron*, da cui **elettrico**.

La forza che si manifesta nel nostro esperimento è detta **forza elettrostatica** ed è prodotta da una proprietà fondamentale della materia: la **carica elettrica**. La carica elettrica può essere positiva o negativa; per convenzione si attribuisce il segno negativo (-) alla carica elettrica del pvc, quello positivo (+) alla carica elettrica del vetro. È sperimentalmente provato che oggetti con cariche elettriche di segno opposto si attraggono e che quelli con cariche elettriche di segno uguale si respingono.

2. Esperimenti svolti fra il XIX e il XX secolo hanno dimostrato che gli atomi non sono indivisibili, ma sono costituiti di particelle più piccole dette **particelle subatomiche**: i **protoni** (${}^1_1\text{p}^+$) e i **neutroni** (${}^1_0\text{n}^0$) si trovano nel nucleo dell'atomo, gli **elettroni** (${}^0_0\text{e}^-$) occupano uno spazio attorno. Il numero di protoni identifica l'elemento ed è detto **numero atomico (Z)**. Il **numero di massa (A)** corrisponde alla somma del numero dei protoni e del numero dei neutroni che costituiscono l'atomo. Atomi con lo stesso numero atomico (Z) ma un diverso numero di massa vengono detti **isotopi** (dal greco *isos*, uguale e *tópos*, luogo), come per esempio ${}^2_1\text{H}$, ${}^1_1\text{H}$, ${}^{12}_6\text{C}$, ${}^{14}_6\text{C}$.

3. Il **legame chimico** è determinato da interazioni elettrostatiche fra le particelle cariche che costituiscono la materia. La formazione di un legame chimico determina uno **spostamento degli elettroni** rispetto al loro nucleo in modo di ottimizzare le attrazioni elettrostatiche del sistema. Secondo l'ampiezza di questo spostamento si avrà un tipo di legame o un altro; nel **legame covalente** (dal latino *cum*, assieme e *valere*, essere forte) l'elettrone si dispone tra due nuclei; nel **legame ionico** (da *ione*, atomo o gruppo di atomi con carica elettrica, a sua volta dal greco *íon*, che va [verso un polo elettrico]) l'elettrone abbandona il suo nucleo e si fissa su un altro atomo, formando uno ione positivo e uno ione negativo.

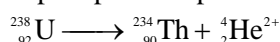
In soluzione acquosa, i **composti ionici** (con legame ionico) conducono la corrente elettrica (flusso di elettroni); i **composti molecolari** (con legame covalente) non conducono la corrente elettrica.

4. Nel 1896 Henry Becquerel (1852-1908) scoprì che minerali di uranio emettono in modo spontaneo radiazioni capaci di impressionare lastre fotografiche. Questa proprietà fu chiamata **radioattività**. Negli anni successivi fu dimostrato che le radiazioni sono il risultato di trasformazioni della materia in cui gli atomi non conservano più la loro identità e coinvolgono i loro nuclei. La trasformazione del nucleo di un isotopo in un altro con emissione di radiazioni è una **reazione nucleare** chiamata **decadimento radioattivo**. Molti nuclei sono stabili; la maggior parte di essi hanno un numero di neutroni superiore al numero di protoni. Altri nuclei invece decadono spaccandosi spontaneamente e trasformandosi in nuclei stabili: i loro isotopi sono **radioattivi** (*E. 0.7. La radioattività naturale*).

5. Nel **decadimento beta**, uno dei neutroni del nucleo diventa un protone e un elettrone, che è emesso dal nucleo (radiazioni beta). Per gli elementi pesanti, il **decadimento alfa** avviene mediante emissione di un nucleo di elio, ${}^4_2\text{He}^{2+}$ (radiazioni α). Il decadimento alfa può essere accompagnato da un'emissione di radiazioni gamma, le quali sono della stessa natura della luce.

Il decadimento spontaneo di un nucleo è un processo in cui il tempo richiesto a qualsiasi quantità di materiale per decadere della metà di questa quantità è costante. Questo tempo, detto **tempo di dimezzamento**, varia da alcuni millesimi di secondo a parecchi miliardi di anni. Si considera stabile un nucleo se il tempo di dimezzamento è superiore all'età della terra, che è di circa $5 \cdot 10^9$ anni.

Il decadimento radioattivo spontaneo di un isotopo dell'uranio, ${}^{238}_{92}\text{U}$, avviene secondo una serie di decadimenti radioattivi il cui ultimo termine è un isotopo stabile del piombo, ${}^{206}_{82}\text{Pb}$. Per esempio il decadimento spontaneo dell'isotopo capostipite si esprime nel modo seguente:



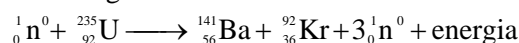
Questa espressione è detta **equazione nucleare**. Le equazioni nucleari sono basate sul principio della conservazione dei numeri atomici e dei numeri di massa.

Le radiazioni nucleari possono provocare lesioni alle strutture cellulari. Le radiazioni alfa e beta non sono molto pericolose perché è abbastanza facile proteggersi; invece le radiazioni gamma sono pericolose perché sono molto penetranti (*E. 0.8. Il potere penetrante delle radiazioni nucleari*).

6. L'equazione più famosa di Albert Einstein (1879-1955), $E = mc^2$, fornisce la relazione fra la massa di una particella e la sua energia; $c = 3 \cdot 10^8 \text{ ms}^{-1}$ è la velocità della luce. Un confronto della massa di un atomo con la somma delle masse delle particelle subatomiche che lo costituiscono rivela un **difetto di massa**. Questo difetto di massa corrisponde all'**energia nucleare di coesione**, E_c .

I nuclei più stabili hanno numeri di massa di circa 60. Perciò la **fissione** di un nucleo pesante o la **fusione** di nuclei leggeri si accompagna di un'emissione di energia corrispondente a una diminuzione della massa. Le energie associate ai processi nucleari sono 10^6 - 10^7 volte più grandi di quelle coinvolte nei fenomeni chimici.

7. Il bombardamento dell'isotopo di uranio ${}^{235}_{92}\text{U}$ da parte di neutroni innesca una reazione di fissione in cui la massa è convertita in energia:



I due nuclei del membro di destra dell'equazione sono due prodotti possibili del processo di fissione. A ogni fissione di un nucleo corrisponde la liberazione di neutroni, che possono innescare altre fissioni di nuclei generando così una **reazione a catena**.

L'energia nucleare liberata dalla fissione di 1 kg di ${}^{235}_{92}\text{U}$ equivale all'energia chimica liberata dalla combustione di 10^6 kg di carbone. Quando le reazioni di fissione si verificano in condizioni controllate, come in un reattore nucleare, l'energia sviluppata dalla fissione alla fine appare in forma di calore.

Oggi i reattori nucleari sono in generale affidabili. Invece i depositi dei prodotti di fissione radioattivi non lo sono ancora in modo completo.

8. Nel sole e nelle stelle la massa è convertita in energia attraverso la fusione di due nuclei di idrogeno in un nucleo di elio (dal greco *hélíos*, sole):



L'energia nucleare liberata dalla fusione di 1 kg di idrogeno corrisponde all'energia chimica liberata dalla combustione di 10^7 kg di carbonio. A causa della grande abbondanza di idrogeno, le reazioni di fusione sono una fonte potenziale d'enormi quantità di energia. Per di più esse non producono scorie radioattive.

Ma le reazioni di fusione non sono possibili che a temperature maggiori di 10^6 K perché la repulsione elettrostatica fra due protoni a temperatura ambiente non permette loro di avvicinarsi tanto da entrare nel reciproco raggio di azione delle forze nucleari attrattive. Perciò la ricerca per la produzione controllata e destinata a usi pacifici di energia da fusione nucleare incontra ancora grandi difficoltà.