

Competenze

1. **Descrivere il modello atomico di Dalton.**
2. **Spiegare le caratteristiche macroscopiche e microscopiche delle principali trasformazioni fisiche.**
3. **Utilizzare il modello cinetico – molecolare per interpretare le trasformazioni fisiche e chimiche.**

1 L'evidenza dell'esistenza degli atomi

Gli studenti, che affrontano per la prima volta lo studio della chimica, già sanno che la materia è fatta di atomi. Ma se chiedete loro quali prove ci sono che gli atomi esistano realmente, le loro risposte sono piuttosto confuse e vaghe. Oggi però, con particolari microscopi, è possibile rivelare che gli atomi esistono e compongono la materia che ci circonda. La fotografia seguente è l'evidenza più solida della reale esistenza degli atomi.

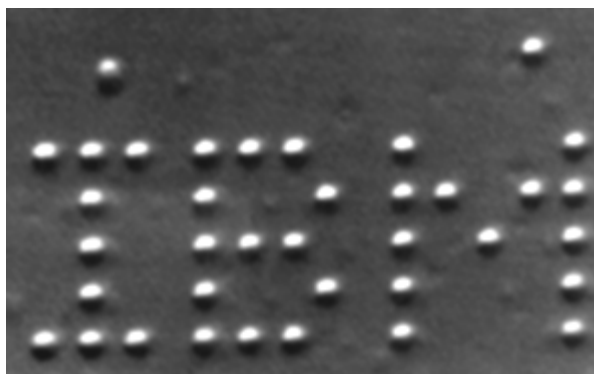


Fig. 1 L'immagine mostra 35 atomi di xeno disposti su una superficie di nichel, in modo da formare un logo su scala atomica. È stata ottenuta nei laboratori dell'IBM nel 1990 con i primi STM (microscopi a effetto tunnel). Ora la IBM possiede intere gallerie di immagini artistiche costruite disponendo atomi sulle superfici, visibili per es. da <http://www.almaden.ibm.com/vis/stm/gallery.html>

Le prime idee sull'esistenza degli atomi non si basavano su evidenze sperimentali chiare e precise, ma su argomentazioni di tipo filosofico.

“La materia non è continua, come sembra, ma è formata da particelle piccolissime”, così sosteneva Leucippo nel 450 a.C. Un suo discepolo, Democrito (470-380 a.C.), chiamò atomi queste particelle infinitamente piccole. Secondo i due filosofi greci, la materia era costituita da atomi immutabili, indistruttibili e indivisibili.

L'idea atomistica della materia venne ripresa da Lucrezio (95-55 a.C.). La sua opera *De rerum Natura (sulla natura delle cose)* fece conoscere agli scienziati il pensiero di Leucippo e di Democrito circa la intima struttura della materia. Leucippo, Democrito e Lucrezio ritenevano che l'atomo fosse il costituente ultimo della materia, sulla base di pure considerazioni filosofiche.

Ci vollero altri ventidue secoli perché nascesse il primo modello atomico, costruito su basi sperimentali.

Oggi sai con certezza che l'aria è costituita da microscopiche particelle, in perenne agitazione. La stessa acqua non è un fluido continuo, come i tuoi sensi ti inducono a credere, ma un liquido formato da piccolissime particelle.

2 Il modello atomico di Dalton

John Dalton (1766 – 1844), insegnante di matematica e filosofia naturale a Manchester, prese spunto dalle ricerche di Lavoisier e Proust per elaborare la prima teoria atomica nel 1803, che si basa sulle seguenti assunzioni:

- 1. La materia è fatta di atomi piccolissimi, che sono indivisibili e indistruttibili.**
- 2. Tutti gli atomi di uno stesso elemento sono identici e hanno la stessa massa.**
- 3. Gli atomi di un elemento non possono essere convertiti in atomi di altri elementi.**
- 4. Gli atomi di un elemento si combinano solo con numeri interi di atomi di altri elementi.**
- 5. Gli atomi non possono essere né creati né distrutti, ma si trasferiscono interi da un composto all'altro.**

La teoria di Dalton concorda perfettamente con la legge di conservazione della massa. Difatti, i punti 1, 2, 3 implicano che in una reazione chimica gli atomi rimangano invariati in numero e in massa. Quindi la massa totale non subisce alcuna variazione.

Altrettanto conforme alla ipotesi atomica di Dalton è la legge di Proust. In base al punto 4, un composto ha composizione costante, perché contiene un numero fisso di atomi di ogni elemento.

La terza argomentazione, a sostegno della sua teoria, Dalton la portò successivamente (1808) con la legge delle proporzioni multiple, che conferma i punti 4 e 5 della sua ipotesi atomica. Difatti, nella reazione fra carbonio e ossigeno si formano due composti distinti, il primo contiene un atomo di carbonio e un atomo di ossigeno, CO, il secondo composto un atomo di carbonio e due di ossigeno, CO₂. I due composti, l'ossido di carbonio e l'anidride carbonica o diossido di carbonio, hanno proprietà fisiche e chimiche completamente diverse. L'ossido di carbonio è velenosissimo, mentre il biossido è meno pericoloso.

3 Le osservazioni macroscopiche e il modello microscopico

Quanto è stato descritto nelle precedenti unità didattiche si riferisce a osservazioni che avvengono a livello di corpi, di oggetti e di sistemi di dimensioni discrete, si tratta, insomma, di osservazioni riguardanti le **proprietà macroscopiche** della materia. La determinazione sia delle grandezze intensive come densità, temperatura di fusione, temperatura di ebollizione, ecc..., sia delle grandezze estensive come massa e volume, sono state effettuate su porzioni di materia che possiamo vedere e toccare. Ma come puoi spiegare queste proprietà macroscopiche della materia con modelli microscopici, come il modello atomico di Dalton o altri modelli più moderni? Dalla teoria atomica di Dalton hai appreso che la materia non è continua ma, a livello microscopico, è formata da atomi. La sola idea di atomo può bastare a spiegare la complessità del mondo che ci circonda?

Elementi, composti, atomi e molecole

Gli oggetti, che i tuoi occhi vedono e le tue mani toccano, e anche tante altre cose che non vedi, come i gas, appartengono a quel mondo chiamato *materiale*.

Le sostanze pure, che compongono la materia, come sai, possono essere suddivise in elementi e composti. *Elementi* noti e facilmente riconoscibili sono l'oro (Au), il rame (Cu), il ferro (Fe) e l'alluminio (Al). Au, Cu, Fe e Al sono i simboli chimici di questi elementi. Gli elementi si definiscono "sostanze semplici", perché costituite da una sola specie di atomi. Immagina di dividere un oggetto di nichel in campioni sempre più minuti. Dopo numerosissime suddivisioni, arriverai a una singola particella, chiamata **atomo**, che conserva intatte le proprietà chimiche dell'elemento nichel. Questo è vero per il nichel, per l'oro, per l'argento e per tutti i metalli della *tavola periodica*. Sicché puoi affermare:

Gli elementi sono costituiti da atomi che hanno identiche proprietà chimiche.

Un atomo di nichel ha le proprietà chimiche di un oggetto di nichel, ma non le stesse proprietà fisiche. Il buon senso ti dice che *un solo* atomo non può essere grigio, e non può condurre la corrente elettrica.

Un atomo singolo non possiede quelle proprietà fisiche, come il colore, la densità e la struttura del solido nichel. Tali proprietà fisiche sono il risultato dell'unione di tantissimi atomi nell'oggetto di nichel, cioè sono proprietà macroscopiche della materia.

La maggior parte dei 109 elementi chimici, finora noti, sono monoatomici, cioè sono formati da singoli atomi. In pratica, si tratta di 97 elementi, che possono essere rappresentati dal semplice simbolo chimico.

Sette elementi (idrogeno, ossigeno, azoto, fluoro, cloro, bromo, iodio) sono costituiti da atomi legati in coppie: H_2 , O_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 .

Il numero in basso, a destra del simbolo chimico, indica il numero di atomi e viene chiamato *indice numerico*.

Nel gergo dei chimici, si dice che i due atomi, legati strettamente l'uno all'altro, formano una **molecola**.

Ci sono altri quattro elementi che esistono sotto forma di molecole più complesse. Fosforo e arsenico hanno molecole formate da quattro atomi: P_4 , As_4 . Zolfo e selenio possiedono anch'essi molecole complesse, formate da otto atomi: S_8 , Se_8 .

Qual è allora la definizione corretta di molecola?

La molecola è un raggruppamento di due o più atomi che possiede proprietà chimiche caratteristiche.

Hai visto che le molecole degli elementi sono formate da atomi uguali. E i composti? Anche in questo caso la risposta è semplice: hanno molecole costituite da atomi di natura diversa.

I composti hanno una composizione definita a cui partecipano atomi di natura diversa.

L'acqua, il metano, il biossido di carbonio, sono composti a tutti noti, le cui strutture molecolari sono rappresentate dalle seguenti formule: H_2O , CH_4 , CO_2 .

Una sola molecola, come un atomo isolato, non possiede le proprietà fisiche caratteristiche dell'elemento o del composto, da cui proviene. Una molecola d'acqua non si comporta come una minuscola goccia d'acqua. È privo di significato parlare di temperatura di ebollizione o di fusione di una **sol**a molecola d'acqua. Le proprietà fisiche di una sostanza, sia essa elemento o composto, sono proprietà macroscopiche:

Le proprietà fisiche di una sostanza sono il risultato degli effetti cooperativi di un enorme numero di molecole.

Invece, le proprietà chimiche delle sostanze sono proprietà microscopiche, che dipendono dalla natura degli atomi e delle molecole delle sostanze.

Tab. 1 Proprietà riferibili al mondo microscopico o al mondo macroscopico.

Proprietà	Mondo Microscopico (atomi, molecole, ioni)	Mondo macroscopico
<i>L'azoto e l'ossigeno sono gas</i>		<i>Si</i>
<i>Il punto di fusione del ferro è 1536 °C</i>		<i>Si</i>
<i>Il punto di ebollizione dell'acqua è 100 °C</i>		<i>Si</i>
<i>Il metano contiene carbonio e idrogeno</i>	<i>Si</i>	
<i>Il mercurio è un metallo liquido</i>		<i>Si</i>

L'acqua contiene ossigeno e idrogeno	Si	
La densità del rame è 8,96 g/mL		Si

Altre particelle microscopiche, diverse dagli atomi e dalle molecole, sono caricate positivamente o negativamente e prendono il nome di **ioni**. Che cosa sono? La definizione più corretta di queste particelle è la seguente:

Si definiscono ioni gli atomi o gruppi di atomi con carica elettrica positiva o negativa.

Tipici ioni sono lo ione permanganato, MnO_4^- , di colore viola, lo ione sodio Na^+ , incolore, lo ione rame, Cu^{2+} , che in acqua è di colore azzurro. Gli ioni positivi sono chiamati **cationi**, quelli negativi **anioni**.

Per finire, bisogna sottolineare un punto molto importante: le formule, sia quelle che hai visto, sia quelle che incontrerai più avanti, non indicano sempre composti formati da molecole. Ci sono sostanze, come il sale da cucina (NaCl), la cui formula non indica la molecola, di cui risulta costituito, ma semplicemente il rapporto (1:1), in cui si trovano gli atomi nel solido. I composti di tipo ionico non hanno molecole, cioè particelle (come quelle indicate nella formula) individuabili e isolabili da tutte le altre, ma gruppi di ioni positivi e negativi, che si alternano nel solido. Difatti, i composti formati da ioni positivi e negativi sono tutti solidi, a temperatura ambiente (figura di un solido ionico, per esempio NaCl).

1. Regola dell'ottetto e legami chimici

Nel 1916 G.N. Lewis propose di rappresentare gli atomi scrivendo il simbolo di ciascun elemento circondato da un numero di puntini uguale al numero di elettroni nello strato più esterno. Tale rappresentazione degli elementi è chiamata *struttura di Lewis o struttura a puntini*. La tabella seguente elenca i primi 18 elementi della tavola periodica secondo lo schema suggerito da Lewis. I membri del gruppo I (H, Li, Na, K, Rb, Cs) hanno un solo puntino e quindi un solo elettrone più esterno, denominato elettrone di valenza. I membri del gruppo II (Be, Mg, Ca, Sr, Ba) hanno due elettroni di valenza e due puntini e così via, sino al gruppo VIII. I sei elementi di quest'ultimo gruppo, elio He, neon Ne, argo Ar, cripto Kr, xeno Xe e radon Rn, sono chiamati **gas nobili**, a causa della loro grande inerzia chimica ossia resistenza alle reazioni chimiche. *Soltanto i gas nobili, meno l'elio, posseggono strati esterni con otto elettroni (8 puntini)* e quindi gli altri elementi tendono a raggiungere la configurazione più esterna con 8 elettroni.

Tabella Struttura a puntini dei primi 18 elementi

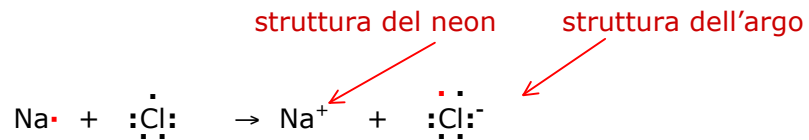
I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
H•	Be•						He
Li•	Mg•	•B•	•C•	•N•	•O•	•F•	•Ne•
Na•	Ca•	•Al•	•Si•	•P•	•S•	•Cl•	•Ar•

Ecco degli esempi, per comprendere la regola dell'ottetto. Il cloro Cl del gruppo VII ha sette elettroni esterni, perciò, nelle reazioni con altri elementi, cercherà di acquistare 1 elettrone ed avere la stessa struttura elettronica con 8 puntini del vicino argo. Avendo acquistato 1 elettrone diventerà uno ione negativo Cl^- che si chiama **ione cloruro** ed è differente dal cloro elemento. Analogamente agiscono, acquistando elettroni, gli altri elementi con 7, con 6 e con 5 elettroni più esterni (gruppi VII, VI, V). Gli atomi con pochi elettroni esterni (con 1, con 2 e con 3 elettroni) avranno un comportamento opposto. Per questi elementi (gruppi I, II, III) è più facile perdere elettroni e trasformarsi in ioni positivi. Per esempio, il magnesio ha 2 elettroni esterni (2 puntini) e cercherà di perdere questi elettroni, durante le reazioni chimiche, per mutarsi in ione Mg^{2+} , più

stabile di Mg e con struttura elettronica simile al gas nobile neon Ne, che lo precede. Volendo estendere la regola a tutti gli altri elementi si può dire quanto segue. Tutti gli elementi raggiungono le strutture elettroniche tipiche dei gas nobili in tre distinte maniere: **cedendo, acquistando e mettendo in comune** gli elettroni più esterni, denominati **elettroni di valenza**. I principali legami chimici fra gli atomi, legame ionico, legame covalente e legame metallico nascono in seguito alle tre operazioni di cessione, acquisto e scambio di elettroni. Comunque, tutti i legami chimici che si stabiliscono fra gli atomi sono dovuti a *forze di attrazione di natura elettrostatica* (unità didattica 7).

Legame ionico

La formazione del cloruro di sodio, NaCl, è un classico esempio di **legame ionico**. Il sodio perde il suo elettrone più esterno e il cloro lo acquista:



Il trasferimento di 1 elettrone dal sodio al cloro produce i 2 ioni Na⁺ e Cl⁻, che si legano per effetto della forza di coulomb di attrazione fra cariche opposte (unità didattica 6).

Prova tu

Dimostra che la formazione dei seguenti ioni obbedisce alla regola dell'ottetto:

F⁻, S²⁻, Ca²⁺

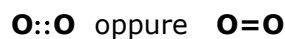
Legame covalente

L'esempio più semplice di legame covalente è quello che tiene uniti due atomi di idrogeno nella molecola di H₂.



I due punti o la linea indicano la coppia di elettroni del legame covalente. **I due elettroni** negativi, chiamati *elettroni di legame*, sono **attratti dai due nuclei positivi**. Questa attrazione elettrostatica, fra i 2 nuclei dell'idrogeno e i 2 elettroni in comune, è la vera causa della formazione del **legame covalente**.

Ci sono anche i legami covalenti doppi e tripli. Tali legami fra gli atomi sono sempre di natura elettrostatica (i nuclei attraggono gli elettroni in comune), ma interessano rispettivamente 4 e 6 elettroni.



Prova tu

Scrivi le strutture a puntini delle seguenti molecole covalenti:

HBr, H₂O, F₂

Legame metallico

Il legame metallico è dovuto alla *forza di attrazione elettrostatica fra tutti gli elettroni più esterni e i nuclei positivi dei solidi metallici*. Gli elettroni più esterni, si chiamano **elettroni di valenza** e sono liberi di muoversi, da una parte all'altra del reticolo solido del metallo. La libertà di movimento di questi elettroni di valenza è responsabile delle proprietà intensive dei metalli: malleabilità, duttilità, conducibilità elettrica e conducibilità termica.

5 La teoria cinetica - molecolare della materia

Tutta la materia è formata da piccolissime particelle, gli atomi e le molecole, *in continuo e inarrestabile moto*. Nei solidi le particelle oscillano e vibrano, intorno a delle posizioni fisse.

Nei liquidi le molecole sono a contatto, ma hanno maggiore libertà di movimento.

Infine, per i gas la libertà di movimento è massima e il moto molecolare è assolutamente disordinato. La vignetta del collega Breschi rappresenta il comportamento delle particelle microscopiche nei solidi, nei liquidi e nei gas.



Il moto delle particelle diviene sempre più rapido, al crescere della temperatura, che tende a separare le molecole costituenti la materia. Fra le particelle ci sono forze di attrazione, di natura elettrostatica (fra cariche positive e negative), che si oppongono all'azione disgregatrice della temperatura. Tali forze di coesione sono particolarmente attive nei solidi, meno efficaci nei liquidi e del tutto trascurabili nei gas. Quando la temperatura è sufficientemente bassa, le forze di coesione predominano e quindi è possibile portare i gas, prima allo stato liquido e poi allo stato solido. Secondo il modello particellare, nei corpi:

Il moto di atomi e molecole è tanto più intenso quanto più alta è la temperatura.

A causa degli urti continui fra le particelle, il moto è molto disordinato e le particelle non posseggono tutte la stessa energia cinetica. Perciò, è evidente che non ha nessun senso parlare di temperatura di un singolo atomo o di una singola molecola. Insomma, la temperatura è una proprietà macroscopica intensiva della materia e va misurata coi termometri sugli oggetti, sui corpi o sui sistemi.

E il calore come viene spiegato dal modello particellare?

Il calore non è una forma di energia, ma una particolare modalità di trasferimento dell'energia.

Gli oggetti contengono energia ma **non contengono calore**. Il calore prende forma nell'istante in cui si trasferisce dall'oggetto più caldo (temperatura più alta) a quello più freddo (temperatura più bassa). Come avviene questo processo di trasferimento? Attraverso gli urti delle particelle componenti, si trasferisce energia cinetica ed energia potenziale, dal corpo più caldo a quello più freddo. Il travaso di energia cessa, appena le molecole o gli atomi, dei due sistemi a contatto, hanno raggiunto la stessa energia cinetica, cioè la stessa temperatura.

I passaggi di stato spiegati dalla teoria cinetica – molecolare

Per determinare il passaggio dallo stato solido al liquido e dal liquido allo stato di vapore, occorre cambiare il contenuto energetico dei materiali. Per ogni sostanza, la fase liquida ha energia maggiore della fase solida ed energia inferiore a quella della fase gassosa. Perciò, occorre fornire calore al ghiaccio, per avere l'acqua, e all'acqua, per trasformarla in vapore (stato gassoso).

La temperatura è il fattore più importante, per l'energia interna dei materiali. Sai che l'acqua tende a divenire vapore a temperature maggiori di 373 K, cioè a 100 °C, mentre solidifica a temperature inferiori a 273 K, cioè a 0 °C. La spiegazione, a livello di atomi e molecole, è semplice se tieni conto che, tra le particelle (atomi o molecole), esistono forze di attrazione denominate **forze di coesione**, più intense nei solidi, meno *intense nei liquidi e trascurabili nei gas*.

Ad alta temperatura crescono sia l'agitazione termica delle particelle, sia la tendenza a passare da uno stato ordinato a uno disordinato. Insomma, diviene più facile vincere le reciproche forze di attrazione fra le molecole (di natura elettrica). Bisogna però ricordare che si deve fornire più calore, per trasformare un liquido in vapore, che nella fusione di una pari massa di sostanza.

In direzione opposta agisce la *pressione*. Le alte pressioni costringono le particelle a occupare un volume minore. È possibile così trasformare in liquidi alcuni gas, per semplice compressione (GPL, il gas butano degli accendini).

ESEMPIO 1 La fuoriuscita di gas da una bombola ne determina il raffreddamento. Spiegane le ragioni.

Soluzione Il liquido contenuto nella bombola evapora e il passaggio da liquido a gas richiede energia. Il metallo della bombola diviene più freddo, perché cede il calore necessario alla trasformazione.

Evaporazione e condensazione. Fra i passaggi di stato, l'evaporazione e la condensazione sono i più usati per separare le sostanze. L'evaporazione, che interessa solo la superficie dei liquidi, cresce con la temperatura. Se la temperatura arriva a una certa soglia critica, detta *punto di ebollizione*, il liquido inizia a bollire.

L'*ebollizione* è dunque un caso particolare di evaporazione. Per la *benzina* (bisogna riscaldare il miscuglio in assenza di fiamme), l'ebollizione inizia a circa 70 °C. Continuando a riscaldare la benzina, la temperatura del liquido aumenta. Al contrario, se si riscalda l'*acqua pura*, l'ebollizione inizierà e proseguirà a una temperatura costante, prossima ai 100 °C.

Da che cosa deriva questo diverso comportamento? La differenza fra benzina e acqua consiste nel fatto che l'acqua è una sostanza **pura** mentre la benzina è un miscuglio omogeneo. *Poiché le molecole di una sostanza pura sono uguali e legate da forze uniformi, esse bollono a una temperatura fissa*. Nella benzina, le molecole più piccole sono meno legate ed evaporano a una temperatura più bassa, mentre le altre richiedono una temperatura più alta.

Il passaggio di stato inverso (si ottiene raffreddando i vapori) è la **condensazione**.

Anche la condensazione avviene a temperatura costante per le sostanze pure.

Si scopre così una proprietà importante: per ogni sostanza pura, la temperatura **si mantiene costante durante un passaggio di stato**. Per esempio la temperatura di fusione dell'acqua pura (0 °C) e la sua temperatura di ebollizione (100 °C).

L'energia scambiata durante i passaggi di stato è chiamata **calore latente**, perché non si manifesta con variazioni di temperatura.

Se la temperatura non varia, qual è il destino del calore latente, ceduto all'acqua in ebollizione?

L'energia viene utilizzata per allontanare le molecole d'acqua, vincendo le loro forze di coesione.

Nel vapore, le molecole sono molto più distanti fra loro e quindi ci vuole più calore.

Le molecole del vapore a 100 °C hanno la stessa energia cinetica media delle molecole del liquido a 100 °C, ma energia potenziale più alta. Per questo motivo le scottature, prodotte dal vapore a 100 °C, sono più dolorose e più pericolose di quelle procurate dall'acqua alla stessa temperatura.

Verifica la tua conoscenza

1 L'evidenza dell'esistenza degli atomi

1. Esistono prove dirette dell'esistenza degli atomi?
2. Da quanti atomi è formata la molecola dell'acqua?
3. Quanti tipi di atomo esistono?
4. Quali possono essere le differenze tra gli atomi di un elemento e quelli di un altro?

2 L'atomo di Dalton

5. Il rame si combina a caldo con l'ossigeno formando un composto nero, contenente un atomo di ossigeno, per ciascun atomo di rame. Riscaldando intensamente il rame all'aria, si avrà un aumento o una diminuzione di peso? In questo composto ci sarà una percentuale maggiore di rame o di ossigeno ? (controlla sulla tavola periodica le masse relative degli atomi di rame e ossigeno)
6. Quando il ferro arrugginisce aumenta o diminuisce di peso?
7. Quando un blocco di legno brucia sul caminetto, trasformandosi in cenere, possiamo affermare che la legge di conservazione della massa sia stata rispettata ?
8. Quale affermazione è sbagliata, sulla base della teoria atomica di Dalton?
 - A. Tutti gli elementi sono fatti di atomi e gli atomi sono indivisibili;
 - B. Tutti gli atomi di un elemento sono uguali ma diversi dagli atomi degli altri elementi;
 - C. Gli atomi di differenti elementi formano sempre un unico composto;
 - D. Una reazione chimica comporta una variazione nella combinazione degli atomi e non un cambiamento negli atomi stessi.
9. Il metallo con cui si fanno le campane contiene 78 parti di rame e 22 parti di stagno. E' un composto?

3 Le osservazioni macroscopiche e il modello microscopico

10. Fai un esempio di molecola biatomica e di molecola tetraatomica.
11. L'affermazione "l'acqua bolle a 100 gradi" è riferibile a:
 - A. La molecola d'acqua;
 - B. Gli atomi componenti l'acqua;
 - C. La sostanza acqua;
 - D. Alla pressione esterna.
12. Quale affermazione è corretta?
 - A. le molecole dell'acqua sono liquide;
 - B. le molecole del vapore acqueo sono aeriformi;
 - C. la molecola d'acqua è formata da tre atomi;
 - D. le molecole d'acqua non si attraggono.
13. Quale affermazione è corretta ?
 - A. Un elemento chimico è sempre formato da molecole biatomiche;
 - B. Un elemento chimico è formato da atomi singoli;
 - C. Tutti gli elementi sono metalli;
 - D. Gli atomi di un elemento hanno le stesse proprietà chimiche.
14. Quale affermazione è corretta ?
 - A. l'atomo di ossigeno è gassoso;

- B. l'atomo di ferro può combinarsi con l'atomo di ossigeno;
- C. l'atomo d'oro è metallico;
- D. l'atomo di iodio è di colore viola.

15. Scrivi i nomi e le formule di tutti gli elementi aventi molecole biatomiche.

16. Scrivi i nomi e i simboli di tutti gli elementi con molecole formate da più di due atomi.

17. Quanti atomi di idrogeno ci sono in una molecola di alcool etilico, C_2H_5OH ?

2 La teoria cinetico-molecolare della materia

18. Come spieghi l'odore di alcuni composti ?

19. Una sostanza pura non può essere identificata da;

- A. la densità;
- B. il punto di fusione;
- C. il punto di ebollizione;
- D. la massa.

20. Tre sostanze liquide A, B, C hanno i seguenti punti di ebollizione:

$A = 51\text{ }^\circ\text{C}$; $B = 85\text{ }^\circ\text{C}$ e $C = 123\text{ }^\circ\text{C}$. Quale delle tre ha molecole con maggiori forze di coesione?

21. Spiega col modello particellare il fenomeno, grazie al quale, il *goretex* lascia traspirare il vapore, ma non fa passare l'acqua allo stato liquido.

22. Rappresenta con cerchietti diversi un elemento solido, un elemento liquido, un composto gassoso, un miscuglio omogeneo, un miscuglio eterogeneo ?

23. Quale miscuglio è eterogeneo ?

- A. legno
- B. ottone
- C. benzina
- D. acqua salata.

24. Qual è il miscuglio eterogeneo solido ?

- A. anidride carbonica
- B. cloruro di sodio
- C. il tuo corpo
- D. il marmo.