

CHIMICA E LABORATORIO

classe prima ITT



Dipartimento di Scienze

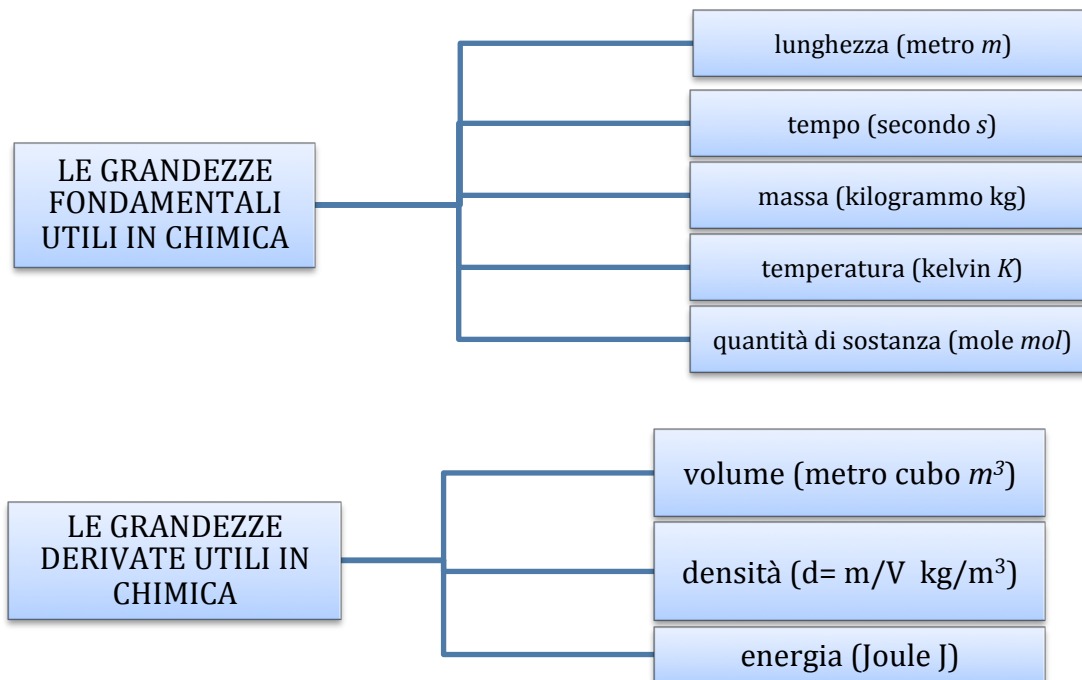
IIS Primo Levi

1. LA MATERIA

La **chimica** studia la materia: la sua composizione, le sue proprietà e le sue trasformazioni.

La **materia** è tutto ciò che ha una **massa** e occupa un **volume**.

Le proprietà della materia sono misurabili attraverso il Sistema Internazionale delle unità di misura.



Le grandezze si classificano in **estensive** e **intensive**:

GRANDEZZE ESTENSIVE dipendono dalle dimensioni del campione (massa, volume, lunghezza, energia)

GRANDEZZE INTENSIVE son indipendenti dalle dimensioni del campione (temperatura, colore, densità).

La **temperatura** è una grandezza fondamentale intensiva, si misura con il termometro e indica quanto un corpo è caldo o è freddo.

Relazione tra **scala assoluta** (o Kelvin) e **scala Celsius**:

$$T (K) = t (°C) + 273,15$$

La **densità** è una grandezza derivata intensiva, si misura facendo il rapporto tra la massa e il volume di un corpo e varia al variare della temperatura e della pressione (perché il volume dipende da entrambe queste grandezze): un aumento di T porta a un aumento di V e a una diminuzione della densità.

L'**energia** è una grandezza derivata estensiva ed esprime la capacità di compiere un lavoro; ci sono diverse forme di energia (termica, chimica, elettrica, nucleare, ecc.) ma tutte si riconducono a due forme: **potenziale** (dipende dalla posizione del corpo) e **cinetica** (dipende dal movimento del corpo).

QUESITI:

1. Un oggetto di legno ha massa 476 g e volume 545 mL. Qual è la densità del legno?
2. Qual è il volume di un oggetto d'oro ($d = 19,3 \text{ g/cm}^3$) di 15 g?
3. Qual è la massa di 5 L di diossido di carbonio ($d = 2,98 \text{ g/L}$)?
4. L'alcol etilico congela a -114°C ; se ne calcoli il valore in kelvin.
5. Il fosforo bianco si incendia a circa 300 K, mentre il fosforo rosso non prende fuoco sotto i 240°C . Quale dei due è più pericoloso?

2. LE PROPRIETA' DELLA MATERIA

La materia presenta proprietà fisiche e proprietà chimiche.

Le **proprietà fisiche** sono osservabili **senza che la materia venga alterata**: colore, densità, temperatura di ebollizione, volume, ecc.

Le **proprietà chimiche** sono osservabili solo **sottoponendo la materia a trasformazioni che ne cambiano la composizione**: ossidabilità, infiammabilità, capacità di reagire con altri materiali, ecc.

I differenti tipi di materia sono detti **materiali** (legno, acqua, acciaio, calcestruzzo, vetro, ceramica, ferro, alluminio, granito, plastica, aria, aceto, alcool, farina, ecc.).

I materiali possono essere classificati in 2 modi:

- in base al loro stato fisico
- in base alla loro composizione chimica.

2.1 GLI STATI FISICI DELLA MATERIA.

	SOLIDO	LIQUIDO	AERIFORME
VOLUME	proprio	proprio	variabile (occupa tutto il volume disponibile)
FORMA	propria	variabile (assume la forma del recipiente)	variabile (assume la forma del recipiente)
DENSITA'	alta	media	bassa
EFFETTO DELLA PRESSIONE	incomprimibile	incomprimibile	comprimibile

I PASSAGGI DI STATO

La materia può passare da uno stato fisico all'altro, se variano **temperatura** e **pressione**.

In fig. 1 sono riportati i passaggi di stato al variare della **temperatura**.

I passaggi di stato avvengono ad una ben precisa temperatura, che dipende dalla **pressione**.

Esempio dell'acqua:

Alla pressione di 1 atmosfera l'acqua bolle a 100°C e fonde a 0°C.

Se la pressione diminuisce (come in alta montagna) l'acqua bolle a temperatura minore.

Se la pressione aumenta (come in pentola a pressione) l'acqua bolle a temperatura maggiore.

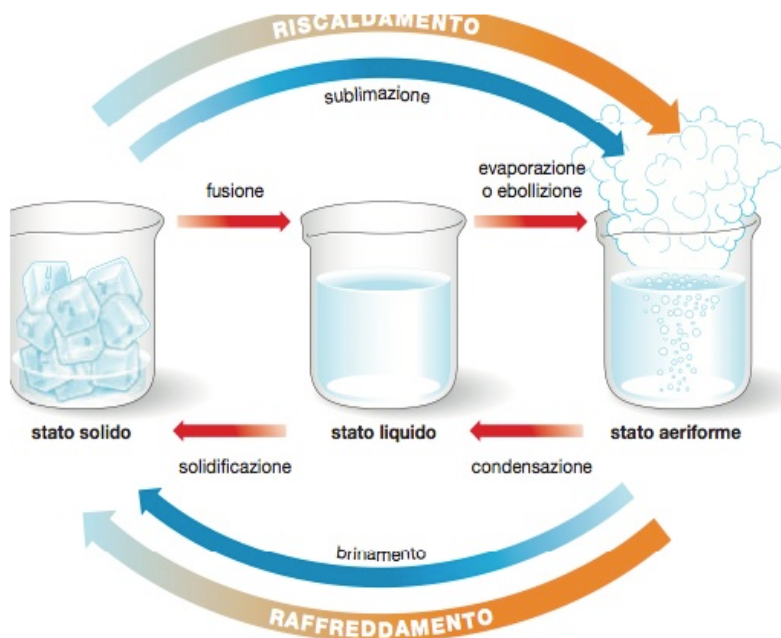


Fig. 1

Il passaggio da liquido a aeriforme può avvenire in 2 modi:

EBOLLIZIONE

riguarda tutto il volume di liquido
avviene ad una temperatura ben precisa
è veloce e tumultuoso

EVAPORAZIONE

riguarda solo la superficie del liquido
avviene a qualsiasi temperatura
è lento

2.2 SOSTANZE E MISCUGLI.

Una **sostanza pura** è un materiale omogeneo che presenta proprietà ben definite e costanti in ogni punto (carbonio, zinco, ossigeno, acqua, zucchero, sale da cucina, alcool etilico, acetone).

Le sostanze pure hanno ben precise **temperature di fusione** (solidificazione) e **di ebollizione** (condensazione).

Un **miscuglio** è un materiale costituito da più sostanze (acqua del rubinetto, aceto, vino, birra, panettone, granito).

I miscugli possono essere **omogenei** (se presentano le stesse proprietà in tutte le loro parti, esempi: vino, acqua zuccherata, acqua salata, leghe metalliche) o **eterogenei** (se presentano proprietà diverse da punto a punto, esempi: granito, latte, nebbia, acqua gassata).

QUESITI:

1. Come è definita la temperatura a cui coesistono ghiaccio e acqua liquida?
2. L'alcol etilico fonde a 156 K e bolle a 351 K. Qual è il suo stato fisico a -20°C ?
3. L'acqua può bollire a 25°C ?
4. Distingui i miscugli dalle sostanze pure: calce, alcol etilico, potassio, diamante, vodka, sangue, maionese, ottone.

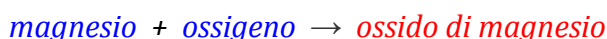
3. LE TRASFORMAZIONI DELLA MATERIA

Le **trasformazioni fisiche** modificano le caratteristiche fisiche di un oggetto, ma non ne alterano la composizione chimica e non si producono nuove sostanze. I passaggi di stato sono trasformazioni fisiche, come anche la dissoluzione dello zucchero nel caffè.

Le **trasformazioni chimiche** modificano la composizione chimica del materiale, portando a materiali diversi da quello di partenza. Si chiamano **reazioni chimiche**.

Una reazione chimica è la trasformazione di sostanze originarie (**reagenti**) in sostanze nuove (**prodotti**) diverse da quelle di partenza.

Per rappresentare una reazione chimica si scrivono a sinistra i reagenti e a destra i prodotti, collegati da una freccia di reazione:



Sono esempi di reazioni chimiche: combustione di carta, arrugginimento del ferro, ossidazione del rame, fotosintesi clorofilliana, cottura di un uovo, formazione di melanina dell'abbronzatura.

3.1 SCAMBI DI ENERGIA NELLE TRASFORMAZIONI.

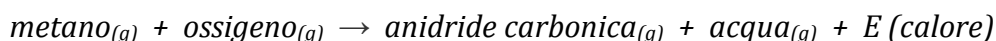
Le reazioni chimiche possono avvenire con scambi di energia tra l'ambiente esterno e il recipiente di reazione (sistema):

REAZIONE ENDOERGONICA: se l'energia va dall'ambiente al sistema

Es.: elettrolisi dell'acqua $\text{acqua}_{(l)} + E \rightarrow \text{idrogeno}_{(g)} + \text{ossigeno}_{(g)}$

REAZIONE ESOERGONICA: se l'energia va dal sistema all'ambiente

Es.: combustione del metano



3.2 ELEMENTI E COMPOSTI.

Le sostanze pure si dividono in elementi e composti.

Gli **elementi** sono sostanze che non possono essere trasformate in sostanze più semplici.

Es.: ferro, ossigeno, calcio, cloro, idrogeno, zolfo, rame, oro, argento, uranio.

I **composti** sono sostanze che possono essere decomposte in sostanze più semplici.

Es.: acqua, cloruro di sodio, acido cloridrico, ammoniaca, calcare, alcol etilico.

4. LA TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

Gli elementi noti sono posizionati in una tabella, la **tavola periodica degli elementi**, ciascuno col proprio **simbolo**, in ordine di numero atomico crescente (da 1 a 118).

Gli elementi sono disposti in **7 periodi** (righe orizzontali) e in **18 gruppi** (colonne verticali).

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

1																	18	
	I																	VIII
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	57 La	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	89 Ac	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg							
			LANTANIDI															
			58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu		
			ATTINIDI															
			90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr		

Dal punto di vista chimico gli elementi sono raggruppabili in 3 categorie:

<p>METALLI</p> <p>tutti solidi a temperatura ambiente tranne uno che è liquido (Hg)</p> <p>lucenti</p> <p>duttili e malleabili</p> <p>ottimi conduttori di elettricità e calore</p>	<p>SEMIMETALLI</p> <p>hanno caratteristiche intermedie tra metalli e non metalli</p>	<p>NON METALLI</p> <p>molti gassosi, alcuni solidi e solo uno liquido a temperatura ambiente (Br)</p> <p>opachi (non lucenti)</p> <p>solidi fragili</p> <p>isolanti (non conducono né calore né elettricità)</p>
--	---	---

QUESITI:

- Indica da quali elementi sono formati i seguenti composti:
 $H_2SO_4 - KOH - Na_3PO_4 - CH_4 - C_6H_{12}O_6 - NaF - CuNO_3$
- Indica se le seguenti trasformazioni sono fisiche o chimiche:

a) liquefazione dell'azoto	b) lievitazione della pasta per la pizza
c) annerimento dell'argento	d) produzione di sale da acqua di mare
e) inacidimento del vino	f) zuccherare il caffè
g) montatura della panna	h) produzione di yogurt dal latte
- L'acciaio inossidabile contiene il 18% di Cr e l'8% di Ni.
 - Quale elemento costituisce il restante 74%?
 - Che cosa vuol dire che l'acciaio è *inossidabile*?
 - Senza l'aggiunta di questi due elementi, che cosa avverrebbe all'acciaio? Si tratterebbe di una trasformazione fisica o chimica?

5. ATOMI E MOLECOLE.

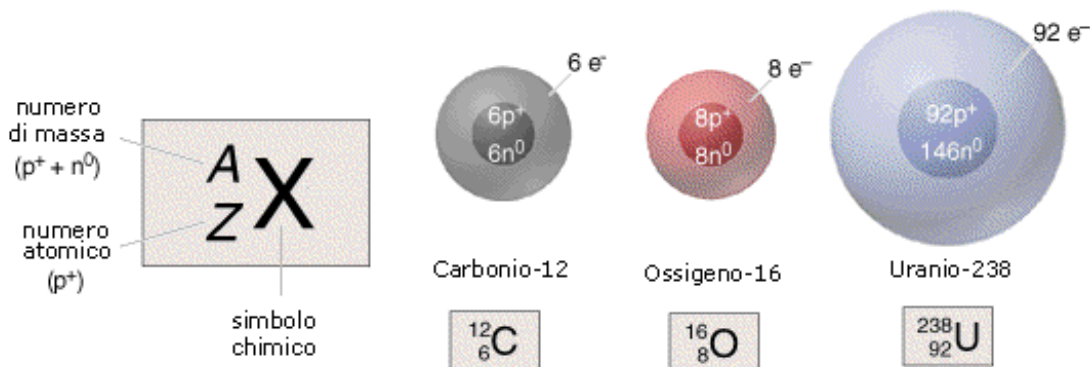
La materia è costituita da atomi (1803 John DALTON).

Un **atomo** è la più piccola particella di un elemento che non subisce alterazioni nelle trasformazioni chimiche.

L'atomo si compone di un **nucleo** in cui sono concentrate particelle cariche positivamente (**protoni**) e particelle elettricamente neutre (**neutroni**), attorno al quale ruotano particelle cariche negativamente (**elettroni**) disposte su livelli energetici distinti.

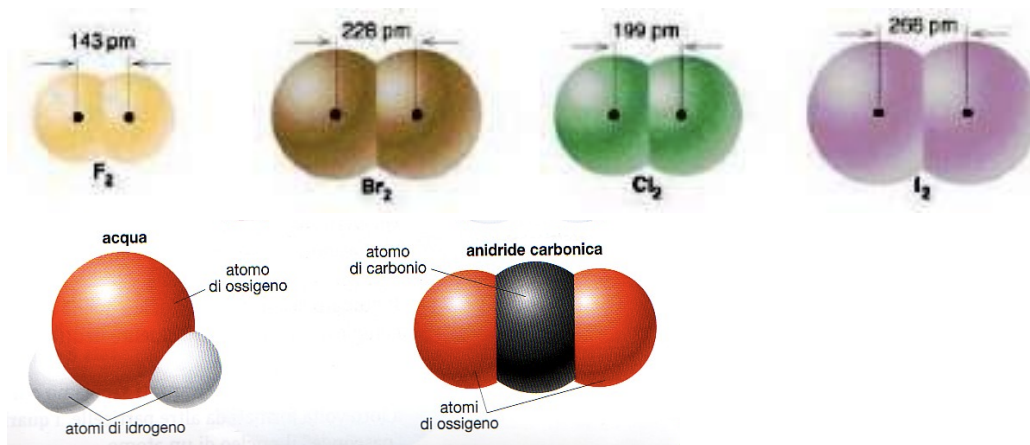
Il numero dei protoni (**numero atomico Z**), diverso per ogni elemento, è uguale a quello degli elettroni, cosicché l'atomo risulta elettricamente neutro.

La somma dei nucleoni (protoni + neutroni) costituisce il **numero di massa A**.



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

Le molecole possono essere costituite da atomi dello stesso tipo (molecole di elementi) oppure da atomi diversi (molecole di composti).



La **formula** di una molecola indica da quali elementi essa è costituita e quanti atomi dello stesso elemento essa contiene.

CO_2 1 atomo di carbonio e 2 atomi di ossigeno

$Al_2(SO_4)_3$ 1 atomo di alluminio, 3 atomi di zolfo e 12 atomi di ossigeno.

QUESITI:

- Il nucleo di un atomo è formato da 9 protoni e 10 neutroni. Qual è il numero degli elettroni? Quanto valgono Z e A?
- Qual è il numero di protoni, neutroni e elettroni di ^{40}Ar ?
- Identifica i seguenti elementi: 9_4X - $^{28}_{14}X$ - $^{27}_{13}X$
- Quali formule si riferiscono alle molecole di elementi?
 - H_2SO_4
 - KOH
 - N_2
 - O_3

6. GLI IONI.

Molte sostanze risultano costituite da particelle diverse da atomi e molecole: gli **ioni**.

Si definiscono **ioni** gli atomi (o gruppi d atomi) con una o più cariche elettriche, positive o negative.

Un **anione** è una specie chimica che ha acquistato 1 o più elettroni, caricandosi negativamente.

anioni monoatomici	
F ⁻	S ⁻²

anioni poliatomici	
OH ⁻	SO ₄ ⁻²

Generalmente gli atomi dei **non metalli** fanno anione.

Un **catione** è una specie chimica che ha ceduto 1 o più elettroni, caricandosi positivamente.

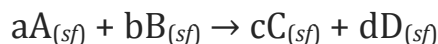
cationi monoatomici			
Na ⁺	Fe ⁺³	Pb ⁺⁴	H ⁺

cationi poliatomici
NH ₄ ⁺

Tutti gli atomi **metallici** fanno catione.

7. LE REAZIONI CHIMICHE.

Le reazioni chimiche sono rappresentate schematicamente con le **equazioni chimiche**.

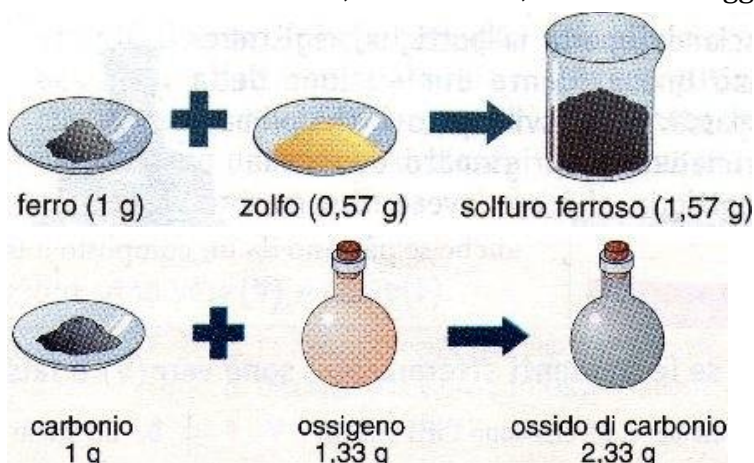


- a, b, c e d sono i **coefficienti stechiometrici** di ciascuna **specie chimica**, ossia indicano il numero di molecole (o moli) di ciascuna specie che partecipa alla reazione;
- A, B, C e D sono le specie coinvolte, scritte con la loro **formula molecolare**;
- *sf* indica lo **stato di aggregazione** in cui si trova la specie chimica, che può essere: **solido** (*s*), **gassoso** (*g*), **liquido** (*l*), disciolto in soluzione **acquosa** (*aq*)

7.1 LEGGE DI CONSERVAZIONE DELLA MASSA (LEGGE DI LAVOISIER):

In una reazione chimica, la somma delle masse dei reagenti è uguale alla somma delle masse dei prodotti.

“In una reazione chimica, nulla si crea, nulla si distrugge, tutto si trasforma”.



ESERCIZI:

1. Un chimico fa reagire 223,4 g di ferro con ossigeno e ottiene 319,4 g di ossido di ferro. Quanto ossigeno ha reagito?
2. Quanta ammoniaca si produce facendo reagire 28 g di azoto con 6 g di idrogeno?
3. 74,6 g di cloruro di potassio vengono fatti reagire con 150 g di ioduro di sodio. Si ottengono 58,5 g di cloruro di sodio e quanti grammi di ioduro di potassio?

7.2 BILANCIAMENTO DI UN'EQUAZIONE CHIMICA.

Con la legge di Lavoisier si ammette che durante una reazione **il numero di atomi di un elemento chimico deve rimanere uguale tra reagenti e prodotti.**

E' questo lo scopo fondamentale del bilanciamento: fare in modo che il numero di atomi di un elemento sia uguale tra i reagenti e i prodotti.

A tale scopo bisogna inserire prima delle formule dei vari composti dei numeri interi e positivi chiamati **coefficienti stechiometrici**, che indicano il numero di molecole coinvolte nella reazione.

Da dove partire? Il più delle volte è consigliabile partire dai metalli e dai non metalli, solo raramente conviene partire bilanciando O e H. Se partendo da un elemento incontriamo qualche difficoltà, ripartiamo dall'inizio incominciando da un altro elemento.

Esempio 1

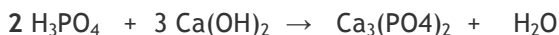
E' data la seguente reazione da bilanciare:



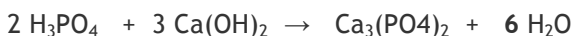
Bilanciamo la reazione partendo da un metallo o da un non metallo. Bilanciamo per primo il calcio (ci sono tre atomi di calcio a destra e uno a sinistra) ponendo il coefficiente 3 davanti a $\text{Ca}(\text{OH})_2$



A sinistra abbiamo un atomo di P a destra ne abbiamo 2. Bilanciamo P ponendo un 2 davanti a H_3PO_4



A questo punto bilanciamo H: in $2 \text{H}_3\text{PO}_4$ abbiamo 6 atomi di H, in $3 \text{Ca}(\text{OH})_2$ abbiamo 6 atomi di H, in totale tra i reagenti abbiamo 12 atomi di H. Tra i prodotti invece abbiamo 2 atomi di H. Poniamo quindi un 6 davanti a H_2O .

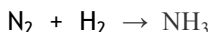


Rimane da bilanciare O ma ne abbiamo 14 sia a sinistra della freccia che a destra. E' già bilanciato.

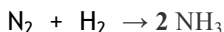
Corretta lettura: 2 molecole di H_3PO_4 reagiscono con 3 molecole di $\text{Ca}(\text{OH})_2$ per produrre 1 molecola di $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ e 6 molecole di H_2O .

Esempio 2

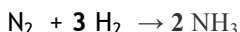
E' data la seguente reazione da bilanciare:



Bilanciamo N mettendo un 2 davanti a NH_3 dato che a sinistra l'azoto compare con il pedice 2



Quindi, contiamo gli H: a sinistra sono 2 (pedice dell'idrogeno) e a destra sono 6 (2 molecole di NH_3), per cui dobbiamo averne 6 anche a sinistra, mettendo un 3 davanti ad H_2

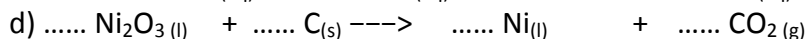
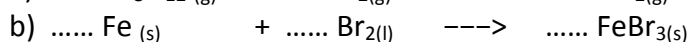
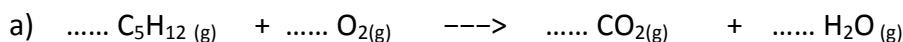


Bilanciata.

Corretta lettura: 1 molecola di N_2 reagisce con 3 molecole di H_2 per produrre 2 molecole di NH_3 .

ESERCIZI:

1. Bilancia le seguenti reazioni:



2. Scrivi le equazioni bilanciate corrispondenti ai processi chimici descritti:

a) L'eptano (C_7H_{16}) brucia con l'ossigeno molecolare dell'aria e produce diossido di carbonio (CO_2) e acqua.

b) In fotografia si usa il nitrato d'argento (AgNO_3), ottenuto facendo reagire l'argento metallico con l'acido nitrico (HNO_3), producendo anche idrogeno gassoso.

c) Per produrre lo stagno (carta stagnola) si fa reagire la cassiterite (SnO_2) con il carbonio producendo anche monossido di carbonio (CO).

8. LA QUANTITA' DI MATERIA: LA MOLE.

8.1 LA MASSA ATOMICA E LA MASSA MOLECOLARE.

La massa di un atomo, espressa in grammi, è chiamata **massa atomica assoluta** ed è un valore molto piccolo (10^{-24} g) e scomodo da usare.

Nella tavola periodica sono riportati i valori delle **masse atomiche relative**.

La **massa atomica relativa (MA)** è la massa di un atomo ottenuta confrontandola con una massa usata come riferimento: l'**unità di massa atomica (u)** o **dalton**, che è uguale a 1/12 della massa in grammi di un atomo di carbonio 12.

$$1 \text{ u} = 1,661 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Esempio: la MA dell'ossigeno è 16 u, cioè è 16 volte maggiore della massa usata come riferimento.

La **massa molecolare (MM)** è la massa di una molecola ed è data dalla somma delle masse atomiche dei singoli atomi presenti nella molecola.

Esempi: $\text{MM di HNO}_3 = 1,008 + 14,01 + (16,00 \times 3) = 63,02 \text{ u}$

$$\text{MM di Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = (40,08 \times 3) + (30,97 \times 2) + (16,00 \times 8) = 310,18 \text{ u}$$

8.2 LA MOLE.

Gli atomi sono così piccoli che è impossibile maneggiarne pochi per volta. Così per poter lavorare con gli atomi in laboratorio è stato necessario trovare un collegamento tra il mondo microscopico e quello macroscopico. La grandezza che ci consente di passare dagli atomi (molecole) a quantità macroscopiche e misurabili di elementi è la **mole**. Essa contiene un numero fisso e ben definito di particelle. Affinché la mole risulti utile in laboratorio è necessario che essa contenga un numero grandissimo di atomi o molecole: questo numero è chiamato **numero di Avogadro (N_A)**.

Una **mole** è la quantità di sostanza che contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ particelle (atomi, molecole o ioni).

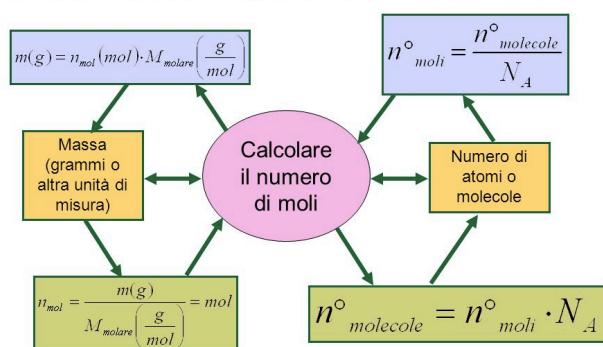
Esempio: una mole di atomi di ferro contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ atomi di ferro.

La mole ha una massa che è chiamata **massa molare (M)** e la sua unità di misura è il **g/mol** (grammo su mole). La massa molare di una sostanza è uguale alla massa atomica o molecolare di quella sostanza espressa in **g/mol** anziché in u.

Esempio: 1 atomo di K pesa 39,10 u (cioè $64,9 \cdot 10^{-24}$ g)

1 mole di atomi di K pesano 39,10 g (la massa molare di K è 39,10 g/mol)

Schema risolutivo per esercizi con le moli



Esempi:

a) quanti atomi di Fe ci sono in 2,5 mol?
 atomi = $2,5 \text{ mol} \times 6,022 \cdot 10^{23} \text{ at/mol} = 15,055 \cdot 10^{23} \text{ at}$

b) quante moli corrispondono a $12,044 \cdot 10^{23}$ at di H?
 $n = 1,2 \cdot 10^{23} \text{ at} : 6,022 \cdot 10^{23} \text{ at/mol} = 2 \text{ mol}$

c) quanto pesano 3 mol di H_2O ?
 $m = 3 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 54 \text{ g}$

d) quanto pesano $12,044 \cdot 10^{23}$ at di Cu?
 $n = 1,2 \cdot 10^{23} \text{ at} : 6,022 \cdot 10^{23} \text{ at/mol} = 0,2 \text{ mol}$
 $m = 0,2 \text{ mol} \times 63,55 \text{ g/mol} = 12,7 \text{ g}$

ESERCIZI:

- Calcola il numero di particelle contenute in:
 - 2,12 moli di Argon
 - 0,552 moli di CH_4
- Calcola il numero di moli contenute in $3,31 \cdot 10^{21}$ molecole di Br_2 .
- Calcola la massa molare di H_2SO_4 .
- Calcola quante molecole ci sono in un bicchiere d'acqua (250 ml = 250 g).