

**La chimica è
una scienza
quantitativa !**



Grandezze e unità di misura

Che cosa significa esattamente dire che un tavolo è lungo un metro o che la distanza fra Terni e Perugia è 86 km?

Misurare una grandezza significa "confrontarla" con una grandezza dello stesso tipo presa come riferimento

unità di misura

Es.: se voglio esprimere la lunghezza di una fune, non mi limito a dire è lunga 10
10 metri? 10 centimetri?

Devo specificare l'unità di misura. Se è lunga 10 metri, significa che è lunga dieci volte di più del metro di platino conservato al Louvre di Parigi



UNITÀ DI MISURA DEL SISTEMA INTERNAZIONALE (SI)

Lunghezza: metro, m

Tempo: secondo, s

Massa: chilogrammo, kg

grandezze fisiche fondamentali
(cioè non definibili in base ad altre
grandezze fisiche)

Volume (lunghezza³): m³ litro, L

Densità (massa/volume): kg/m³ g/mL grandezze fisiche derivate

Velocità (lunghezza/tempo): m/s km/h

Forza (lunghezza×massa/tempo²): m×kg/s² = newton, N

Energia, Lavoro (forza×lunghezza): m²×kg/s² = joule, j 1 cal = 4,184 j

caloria, cal quantità di
energia che occorre
fornire a 1 g di acqua per
innalzare la temperatura
di 1 grado
(14,5°C → 15,5°C)



UNITÀ DI MISURA DEL SISTEMA INTERNAZIONALE (SI)

Pressione (forza/lunghezza²): kg/(m×s²)=pascal, Pa

atmosfera 1 atm=1,013×10⁵ Pa

torr = 1/760 atm = 133,3 Pa

bar = 10⁵ Pa

Temperatura: scala centigrada o Celsius

0°C temperatura di fusione del ghiaccio

100°C temperatura di ebollizione dell'acqua

T più bassa possibile=-273,15°C

scala delle temperature assolute o Kelvin ⇔ t centigrada +273,15

273,15 K temperatura di fusione del ghiaccio

373,15 K temperatura di ebollizione dell'acqua



prefissi e simboli per multipli e sottomultipli:

deci	10^{-1}	d	micro	10^{-6}	μ
centi	10^{-2}	c	nano	10^{-9}	n
milli	10^{-3}	m	pico	10^{-12}	p

deca	10	da	giga	10^9	G
chilo	10^3	k	tera	10^{12}	T
mega	10^6	M			

NB: notazione esponenziale molto usata in chimica - prendeteci confidenza!!

$$10^{-x}$$

$$10^x$$

es. $10^{-3} \times 10^{-2} = 10^{-5}$

es. $10^{-8} / 10^{-6} = 10^{-2}$

es. $10^{-2} + 10^{-3} = 1,1 \times 10^{-2}$



MASSA: la massa è una delle proprietà della materia di maggior interesse per il chimico

il primo strumento dei chimici è stata la bilancia!

N.B. 1) la massa è una proprietà intrinseca della materia, cioè è una proprietà oggettiva della materia (qualunque porzione di materia ha una certa massa)

2) la massa è una delle tre grandezze fisiche fondamentali (insieme al tempo e alla lunghezza)

3) da non confondere con il 'peso' che è definito come

$$\text{peso} = \text{massa} \times \text{accelerazione di gravità (g)}$$

esempio: un certo oggetto ha la stessa massa sulla terra così come nello spazio; il peso è diverso a seconda che lo stesso oggetto sia sulla Terra in presenza di gravità o nello spazio (in assenza di gravità il peso è zero)



Chimica Generale



un astronauta ha la stessa massa, sia che si trovi sulla Terra o sulla Luna

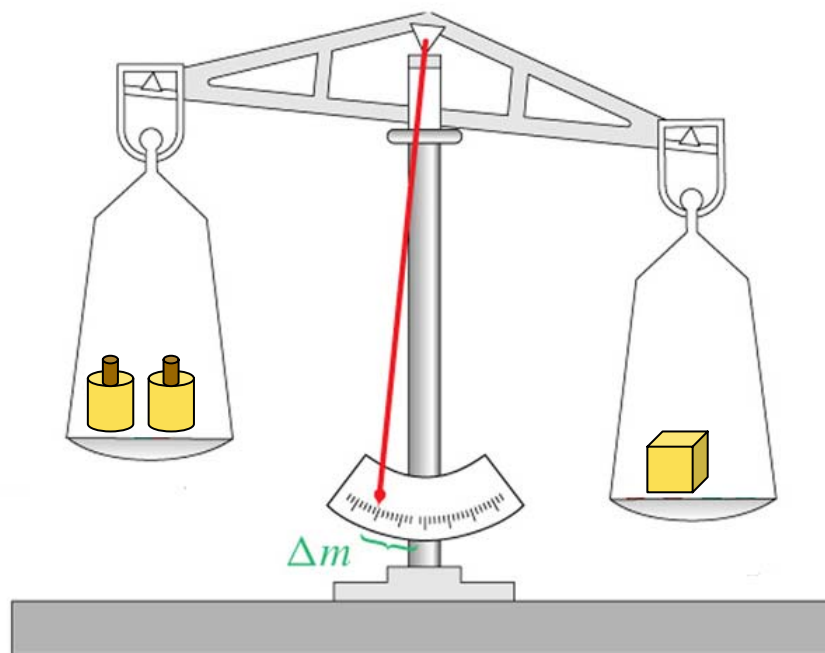
⇒ la massa è una proprietà intrinseca, il peso \propto è una forza che dipende dalla accelerazione gravitazionale



Chimica Generale

Un modo semplice per determinare la massa di un corpo è per confronto con una massa nota tramite una operazione di pesata

$$\frac{\text{peso}_A}{\text{peso}_{\text{riferimento}}} = \frac{\rho_A}{\rho_{\text{riferimento}}} = \frac{\text{massa}_A \times g}{\text{massa}_{\text{riferimento}} \times g} = \frac{\text{massa}_A}{\text{massa}_{\text{riferimento}}}$$



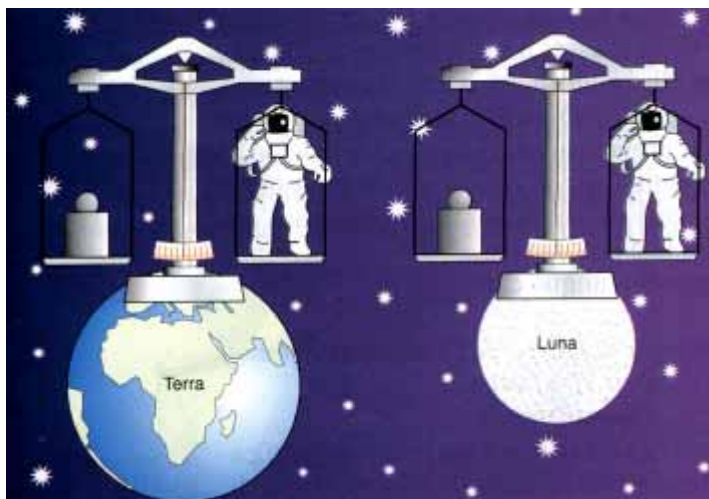


Chimica Generale



un astronauta ha la stessa massa, sia che si trovi sulla Terra o sulla Luna

⇒ la massa è una proprietà intrinseca, il peso \propto è una forza che dipende dalla accelerazione gravitazionale



se misuro per confronto la massa con una bilancia, trovo lo stesso risultato



**poiché la massa è una proprietà intrinseca della materia,
ciascun atomo (o molecola) - cioè i costituenti
microscopici della materia – hanno una loro massa**

**anzi, come vedremo, la massa di un atomo è
una delle sue caratteristiche salienti**

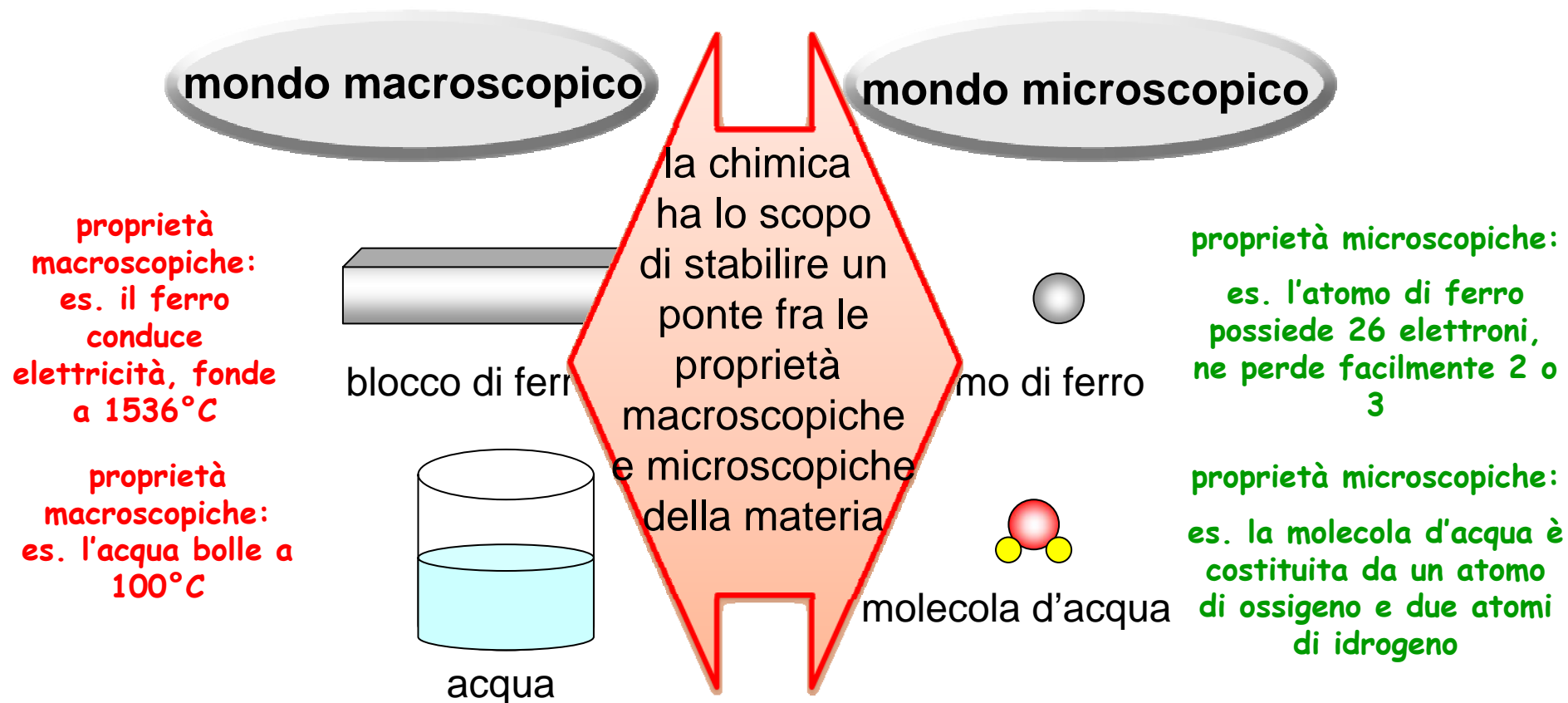
Ma come posso determinare la massa di un atomo?

Esiste una bilancia atomica?



... digressione ...

La chimica si occupa della materia e delle sue trasformazioni a due livelli: macroscopico e microscopico





Chimica Generale

TAVOLA PERIODICA DEGLI ELEMENTI

1 IA																		2 VIIIA
1 H	2 IIA											13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 VIIIA	2 He
3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
11 Na	12 Mg	3 IIIB	4 IVB	5 VB	6 VIB	7 VIIB	8 VIIIB	9 VIIIB	10 VIIIB	11 IB	12 IIB	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
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	
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	
55 Cs	56 Ba	57-70 Lanthanides	71 Lu	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
87 Fr	88 Ra	89-102 Actinides	103 Lr	104 Rf														

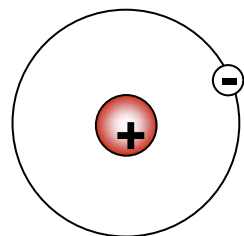
- Nonmetalli
- Metalli alcalino-terrosi
- Altri metalli
- Serie degli attinidi
- Gas nobili
- Metalli alcalini
- Elementi di transizione
- Alogeni
- Serie dei lantanidi



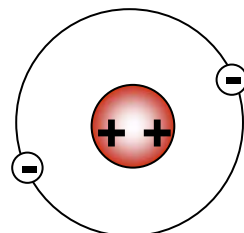
Gli atomi: come sono fatti

Gli atomi non sono indivisibili come l'origine semantica del loro nome lascia intendere. In maniera semplificata, possiamo rappresentare un atomo come costituito da

- un nucleo di carica positiva e composto a sua volta da protoni (ciascuno con carica positiva unitaria) e neutroni (neutri)
- elettroni (di carica negativa) "orbitanti" intorno al nucleo



atomo di idrogeno: 1 protone nel nucleo + 1 elettrone orbitante



atomo di elio: 2 protoni (+ 2 neutroni privi di carica) nel nucleo + 2 elettroni orbitanti

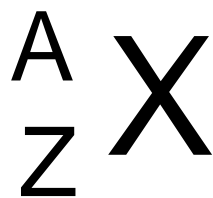


Numero atomico e numero di massa

Per ciascun elemento si definiscono:

II NUMERO ATOMICO, Z, di un elemento è pari al numero dei protoni nel nucleo nonché al numero di elettroni.

II NUMERO DI MASSA, A, di un elemento è pari al numero dei protoni + numero dei neutroni nel nucleo.



X rappresenta il simbolo dell'elemento

esempio: per l'idrogeno in numero atomico è 1 e il numero di massa è 1 e quindi ${}^1_1\text{H}$

l'elio ha due protoni+due neutroni nel nucleo quindi ${}^4_2\text{He}$



ISOTOPI

La natura chimica di un elemento è compiutamente definita dal numero atomico Z ; tanto è vero che un elemento è identificato dal suo numero di massa e quindi se scrivo il simbolo dell'elemento non è necessario specificare Z

${}^4_2\text{He} = {}^4\text{He}$ questo perché non può esistere un atomo di elio che non abbia $Z=2$; se è elio, $Z=2$

due atomi che hanno lo stesso numero di protoni (stesso Z), ma un diverso numero di neutroni (cioè diverso numero di massa) hanno un comportamento chimico identico e vengono detti ISOTOPI

esempio: in natura esistono atomi di carbonio con 6 protoni e 6 neutroni nel nucleo ($A=12$) e atomi di carbonio (meno abbondanti) con 6 protoni e 7 neutroni nel nucleo ($A=13$). In entrambi i casi $Z=6$ e si tratta comunque dell'elemento chimico carbonio ${}^{12}\text{C}$, ${}^{13}\text{C}$



Massa atomica

massa del protone = $1,66 \times 10^{-24}$ g

massa del neutrone = $1,67 \times 10^{-24}$ g

massa dell'elettrone = $9,1 \times 10^{-28}$ g

un protone pesa ~ 1840 volte di più dell'elettrone
un neutrone pesa ~ 1840 volte di più dell'elettrone

poiché la massa dei protoni e dei neutroni è molto maggiore della massa degli elettroni, possiamo dire che la maggior parte della massa di un atomo (>99,9%) è concentrata nel nucleo; il contributo della massa degli elettroni è praticamente trascurabile

In ogni caso la massa delle particelle subatomiche è così piccola da rendere molto scomoda la scala delle masse in uso normalmente nel mondo microscopico

$$1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = 0,0000000000000000000000000166 \text{ g}$$

si ricorre pertanto a una scala delle masse alternativa



Scala delle masse atomiche

Si tratta di una scala relativa: si sceglie arbitrariamente la massa atomica di un elemento come unità di riferimento.

convenzione attualmente in uso: l'unità di massa atomica (u.m.a.) è definita come la dodicesima parte della massa dell'isotopo 12 del carbonio, ^{12}C (cioè un atomo di carbonio che ha nel proprio nucleo 6 protoni e 6 neutroni)

massa del protone = 1,0072765 u.m.a.

massa del neutrone = 1,0086650 u.m.a.

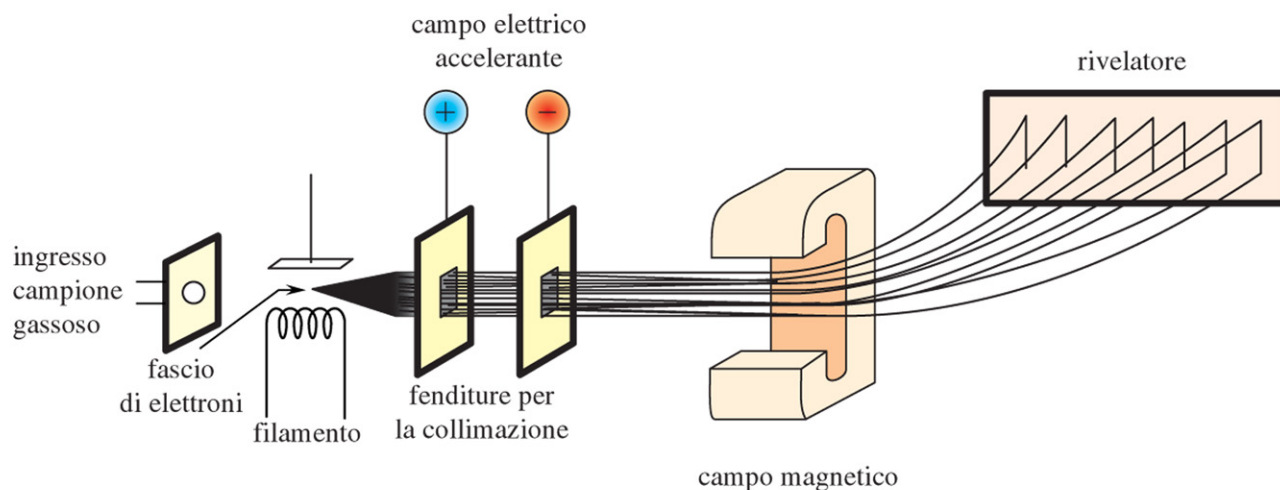
massa dell'elettrone = 0,00054858 u.m.a.

1 u.m.a. = dodicesima parte della massa di un atomo di carbonio con 6 protoni e 6 neutroni nel nucleo



Chimica Generale

le masse atomiche relative degli atomi si misurano con lo spettrometro di massa



Gli atomi vengono prima ionizzati per collisione con elettroni ad alta energia. La traiettoria degli ioni così formati viene deviata da un campo elettrico e uno magnetico; la deviazione della traiettoria dipende dalla massa dello ione. Seguendo la traiettoria ottengo una misura molto precisa della massa atomica relativa.



Chimica Generale

Dalle misure di spettrometria di massa posso affermare, per esempio, che l'atomo di ossigeno ha una massa 1,3329 volte maggiore della massa dell'atomo di carbonio C:

massa atomica relativa di $^{16}\text{O} = 1,3329 \times 12,0000 = 15,995$ u. m. a.

Peso atomico = $\sum x_i \cdot m_i$		
	$x_i =$ ab	
	isotopo	
	$m_i =$ ma	
	$\Sigma =$ som	
Elemento	Isotopo	Massa atomica relativa
Idrogeno	^1_1H	1,008
	^2_1H	2,014
Ossigeno	$^{16}_8\text{O}$	15,995
	$^{17}_8\text{O}$	16,999
	$^{18}_8\text{O}$	17,999
Carbonio	$^{12}_6\text{C}$	12,000
	$^{13}_6\text{C}$	13,003

Tabella 1.3

Peso atomico di elementi
costituiti da una miscela
di isotopi.



Chimica Generale

quello che si trova comunemente tabulato nei libri di testo o riportato nelle tavole periodiche non è la massa atomica del singolo isotopo; si preferisce riportare la massa media di un elemento, dove per media intendiamo la media delle masse dei singoli isotopi pesate per la loro abbondanza relativa

es. il cloro è presente in natura come un isotopo con $A=35$ (più abbondante con abbondanza relativa pari a 75,77 %) e come un isotopo con $A=37$ (meno abbondante, con abbondanza relativa pari a 24,23 %); il valore che trovo riportato è quindi la media calcolata come

massa atomica media = $0,7577 \times$ massa atomica di ^{35}Cl + $0,2423 \times$ massa atomica di ^{37}Cl

$$MA (\text{Cl}) = 0,7577 \times 34,97 + 0,2423 \times 36,97 = 35,45 \text{ u.m.a.}$$



Chimica Generale

$$\text{Peso atomico} = \sum x_i \cdot m_i$$

x_i = abbondanza relativa del singolo isotopo nella miscela isotopica naturale
 m_i = massa relativa del singolo isotopo
 Σ = sommatoria estesa a tutti gli isotopi della miscela

Elemento	Isotopo	Massa atomica relativa	Abbondanza relativa	Peso atomico
Idrogeno	${}^1_1\text{H}$	1,008	0,9998	1,008
	${}^2_1\text{H}$	2,014	0,0002	
Ossigeno	${}^{16}_8\text{O}$	15,995	0,99762	15,999
	${}^{17}_8\text{O}$	16,999	0,00038	
	${}^{18}_8\text{O}$	17,999	0,00200	
Carbonio	${}^{12}_6\text{C}$	12,000	0,9890	12,011
	${}^{13}_6\text{C}$	13,003	0,0111	

Tabella 1.3

Peso atomico di elementi costituiti da una miscela di isotopi.

NB c'è una certa confusione nei libri di testo con i termini massa atomica e peso atomico. Chiarita la differenza fra peso e massa, è ammesso l'uso di entrambi i termini - anche se formalmente quello corretto è massa atomica

Z = sommatoria estesa a tutti gli isotopi della miscela

Elemento	Isotopo	Massa atomica relativa	Abbondanza relativa	Peso atomico
Idrogeno	${}^1_1\text{H}$	1,008	0,9998	1,008
	${}^2_1\text{H}$	2,014	0,0002	
Ossigeno	${}^{16}_8\text{O}$	15,995	0,99762	15,999
	${}^{17}_8\text{O}$	16,999	0,00038	
	${}^{18}_8\text{O}$	17,999	0,00200	
Carbonio	${}^{12}_6\text{C}$	12,000	0,9890	12,011
	${}^{13}_6\text{C}$	13,003	0,0111	

Tabella 1.3

Peso atomico di elementi costituiti da una miscela di isotopi.



Peso/massa molecolare

peso/massa molecolare di una molecola = somma delle masse atomiche degli atomi contenuti nella molecola di un composto ➔ attenzione alla stechiometria

es.

$$PM(\text{Cl}_2) = PA(\text{Cl}) + PA(\text{Cl}) = 35,45 + 35,45 = 70,90 \text{ uma}$$

$$PM(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times PA(\text{H}) + PA(\text{O}) = \\ 2 \times 1,008 + 15,999 = 18,015 \text{ uma}$$



Il concetto di mole

Una singola molecola o un singolo atomo hanno una massa straordinariamente piccola; una porzione di materia, per quanto piccola, contiene un enorme numero di atomi e molecole. Si ricorre allora ad un altro modo per esprimere la quantità di sostanza. Si sfrutta il fatto che una quantità di sostanza pari al peso molecolare della sostanza stessa contiene sempre un ugual numero di molecole (dimostrabile); questo numero è un numero fisso pari a $6,022 \times 10^{23}$ ed è detto **Numero di Avogadro**.

Il numero di atomi di carbonio contenuti in 12 g esatti di ^{12}C è detto Numero di Avogadro, N_A .

Una mole è una quantità di sostanza che corrisponde a un Numero di Avogadro di particelle.

Una mole si riferisce a un numero costante di particelle e non a una massa; quindi è corretto parlare di una mole di atomi di elio così come è corretto parlare di una mole di elettroni o di un qualsivoglia tipo di altra particella.



Chimica Generale

Riassumendo: la massa espressa in grammi di un atomo o di una molecola è talmente piccola da non poter essere determinata tramite lo strumento di misura per le masse che si usa nel mondo macroscopico, la bilancia

⇒ **occorre usare uno spettrometro di massa, cioè uno strumento molto sofisticato, non in uso nei comuni laboratori!**

caratteristiche tipiche degli atomi:

raggio atomico $\sim 0,0000001 \text{ mm} = 10^{-7} \text{ mm}$

volume $\sim 10^{-20} - 10^{-21} \text{ mm}^3$

massa $\sim 10^{-22} - 10^{-24} \text{ g}$

⇒ un campione di materia visibile a occhio nudo corrisponde sempre a un numero di atomi (o molecole) molto elevato

es. la punta di grafite di una matita da 1 mg contiene 5×10^{19} atomi di carbonio

$5 \times 10^{19} = 50'000'000'000'000'000'000$ cioè 50 miliardi di miliardi



Chimica Generale

La chimica è per sua natura una scienza quantitativa, in cui cioè la quantità di materia che reagisce (o che si forma in seguito a una reazione) va determinata con precisione. Pur dovendo rinunciare a seguire una reazione chimica contando gli atomi o le molecole coinvolte, non si vuole rinunciare all'aspetto quantitativo.

come si fa?

Nella vita comune, quando si ha a che fare con oggetti molto piccoli, a volte si preferisce pesare una quantità anziché contare il numero di oggetti: es. parlo di 1 kg di ceci o di riso e non di un certo numero di ceci o di chicchi di riso

$$1\text{kg} = 1000\text{ g}$$

$$66\text{ mg} = 0,066\text{ g}$$

un cece pesa circa 66 mg;

$$\text{ceci} = \frac{1000}{0,066} \approx 15000$$

allora 1 kg di ceci contiene circa 15000 ceci; al fruttivendolo non chiedo 15000 ceci, ma un chilogrammo di ceci



Chimica Generale

Abbiamo visto come la massa sia una proprietà intrinseca della materia e, in quanto tale, caratterizza un atomo come un campione macroscopico di materia. Analogamente al caso dei ceci, gli atomi contenuti in un campione di materia possono essere determinati semplicemente per confronto fra la massa del campione e quella degli atomi o delle molecole che lo compongono



1 grammo di ferro contiene un certo numero di atomi di ferro di cui ciascuno ha una massa assoluta pari a $9,27 \times 10^{-23}$ g; gli atomi di ferro presenti sono pertanto

$$\frac{1 \text{ g}}{9,27 \times 10^{-23} \text{ g}} = 1,078 \times 10^{22} \text{ atomi}$$

in conclusione, con una semplice operazione di pesata tramite bilancia posso prelevare un numero determinato di atomi;
viceversa, nota una massa in grammi posso conoscere facilmente (tramite la massa atomica o la massa molecolare) quanti atomi o molecole ho prelevato



Chimica Generale

Anziché usare i grammi per esprimere la massa degli atomi, abbiamo visto che i chimici preferiscono usare masse atomiche relative e, pertanto, hanno scelto una convenzione particolare:

Si sfrutta il fatto che una quantità di sostanza pari alla massa molecolare della sostanza stessa contiene sempre un ugual numero di molecole; questo numero è un numero fisso determinato accuratamente ed è pari a $6,022 \times 10^{23}$; tale numero è detto **Numero di Avogadro**.

Per definizione il Numero di Avogadro, N_A , è il numero di atomi di carbonio contenuti in 12,0000 g esatti di ^{12}C .

Si definisce mole la quantità di sostanza che corrisponde a un Numero di Avogadro di particelle.

Una mole si riferisce a un numero costante di particelle e non a una massa; quindi è corretto parlare di una mole di atomi di elio così come è corretto parlare di una mole di elettroni o di un qualsivoglia tipo di altra particella. NB una mole di particelle diverse ha una massa diversa!



Chimica Generale

La mole è una sorte di ponte fra mondo macroscopico e microscopico, perché quantifica il numero di atomi e molecole – mondo microscopico – in funzione di una grandezza macroscopica – e cioè la massa determinata con una bilancia.

La mole si riferisce a un numero costante di oggetti, non a una massa o a un peso. Dovendo fare un paragone, possiamo confrontare il termine mole ai termini “paio”, “dozzina”, “centinaia”, “migliaia” ecc.
es.

- se dico “prendo due dozzine di rose”, tutti capiamo che ho preso 24 rose
- se dico “prendo dieci paia di guanti”, tutti capiamo che ho preso 20 guanti
- similmente se dico “prendo due moli di atomi di ferro”, vuol dire che ho preso $2 \times 6,022 \times 10^{23}$ atomi di ferro



Chimica Generale

Ma perché il numero di Avogadro ha proprio quel valore?

Questo numero è stato scelto in maniera tale che la massa in grammi di una mole di ciascuna sostanza coincida con la massa atomica (se si tratta di una sostanza elementare) o con la massa molecolare (se si tratta di un composto):

1 Numero di Avogadro di atomi di ^{12}C pesa 12,00 g (per definizione)



similmente...

1 Numero di Avogadro di atomi di cloro ($MA=35,45$) pesa 35,45 g

1 Numero di Avogadro di molecole di acqua ($MM=18,00$) pesa 18,00 g

Una mole di una certa sostanza ha un peso in grammi numericamente uguale alla massa atomica (o molecolare) che caratterizza quella certa sostanza



Chimica Generale

→ il numero di Avogadro è un numero molto grande

si tratta di 602200 (seicentoduemiladuecento) miliardi di miliardi

questa cifra ci dà una percezione della realtà microscopica rispetto a quella macroscopica:

un bicchiere con 200 cc di acqua contiene 13,875 moli di acqua cioè $8,36 \times 10^{24}$ molecole di acqua (ricorda che 1 miliardo = 10^9 per cui in un bicchiere ci sono 8,36 milioni di miliardi di miliardi di molecole d'acqua)

una mole di oggetti ordinari è una quantità sbalorditiva: per esempio, una mole di “-” allineati consecutivamente avrebbe una lunghezza superiore al diametro della nostra galassia

parlare di moli ha senso solo se ci riferisce a particelle come atomi e molecole (elettroni, ioni ecc.)



come uso la mole nei calcoli chimici?

Dato che la massa di una mole di sostanza coincide con il suo peso molecolare, per misurare multipli o frazioni di mole è sufficiente eseguire una pesata

se ho un campione
costituito da atomi identici
(es. pezzo di ferro)

$$\text{moli}_{\text{Fe}} = \frac{\text{massa}_{\text{Fe}} (\text{g})}{\text{MA}_{\text{Fe}} (\text{uma})}$$

se ho un campione di una
sostanza costituita da
molecole identiche
(es. bicchiere di acqua)

$$\text{moli}_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\text{massa}_{\text{H}_2\text{O}} (\text{g})}{\text{MM}_{\text{H}_2\text{O}} (\text{uma})}$$

ricorda MA=massa atomica relativa, MM = massa molecolare relativa



Chimica Generale

queste due equazioni ci consentono di determinare una delle tre variabili se sono note le altre due:

1) nota la massa in grammi di un campione e la massa atomica (o molecolare) delle particelle che lo compongono posso determinare il numero di moli presenti nel campione stesso

es. Determinare il numero di moli presenti in un campione costituito da 10,00 g di H_2O .

$$MM(H_2O)=18,015 \text{ uma} \quad \text{moli}=\text{massa(g)}/MM(H_2O)=10,00/18,015=0,555 \text{ moli}$$

2) se sono noti il numero di moli presenti in un campione e la massa atomica (o molecolare) delle particelle che lo compongono posso determinare la massa del campione

es. Determinare la massa in grammi di 3 moli di ferro metallico

$$MA(Fe)=55,8 \text{ uma} \quad \text{massa(g)}=\text{numero di moli} \times MA= 3 \times 55,8 = 167,4 \text{ g}$$



Chimica Generale

2) nota la massa di un certo campione e il numero di moli di particelle che lo compongono posso determinare la massa atomica o molecolare della sostanza che costituisce il campione

es. Determinare il peso molecolare dell'ossigeno sapendo che due moli di gas pesano 64,0 grammi.

$$MM = \text{massa(g)}/\text{numero di moli} = 64,0/2=32 \text{ uma}$$

usiamo quindi la formula nelle versione vista

$$\text{moli} = \frac{\text{massa(g)}}{\text{MM (uma)}}$$

oppure riarrangiata in funzione della variabile incognita

$$\text{moli} \times \text{MM(uma)} = \text{massa(g)}$$

$$\text{MM (uma)} = \frac{\text{massa(g)}}{\text{moli}}$$



ancora altri esempi:

1) calcolare il numero di moli di glucosio ($C_6H_{12}O_6$) contenute in 1 kg di glucosio

- primo passaggio: calcolare MM del glucosio a partire dalla sua formula e dai MA degli elementi che lo compongono

$$MM(C_6H_{12}O_6) = 6 \times MA(C) + 12 \times MA(H) + 6 \times MA(O) = 6 \times 12,01 + 12 \times 1,008 + 6 \times 16,00 = 180,16 \text{ uma}$$

- secondo passaggio: trasformare la massa da kg a g

$$\text{massa di glucosio in g} = 1 \text{ kg} \times 1000 = 1000 \text{ g}$$

- terzo passaggio: usare la formula che mette in relazioni moli, massa e MM

$$\text{moli}_{\text{glucosio}} = \frac{\text{massa}_{\text{glucosio}} (\text{g})}{MM_{\text{glucosio}} (\text{uma})} = \frac{1000}{180,16} = 5,550 \text{ moli}$$



ancora altri esempi:

2) calcolare le moli di atomi di ossigeno contenute in 1,00 g di anidride carbonica (CO₂)

- primo passaggio: calcolare le moli di CO₂ presenti in 1 grammo

$$MM(\text{CO}_2) = MA(\text{C}) + 2 \times MA(\text{O}) = 12,01 + 2 \times 16,00 = 44,01 \text{ uma}$$

massa di CO₂ è già in grammi, quindi

$$\text{moli}_{\text{CO}_2} = \frac{\text{massa}_{\text{CO}_2}(\text{g})}{MM_{\text{CO}_2}(\text{uma})} = \frac{1,00}{44,01} = 0,0454 \text{ moli}$$

- secondo passaggio: dal rapporto C:O nell'anidride carbonica, note le moli di CO₂ calcolo le moli di O

⇒ in una molecola di CO₂ ci sono un atomo di C e due atomi di O

⇒ allora in 1000 molecole di CO₂ ci saranno 1000 atomi di C e 2x1000 atomi di O

⇒ in una mole di CO₂ ci saranno una mole di atomi di C e due moli di atomi di O



Chimica Generale

infine

⇒ in 0,0454 moli di CO_2 ci sono 0,0454 moli di atomi di C e $2 \times 0,0454 = 0,0908$ moli di atomi di O

NB: la formula di un composto ci fornisce informazioni sia sulla struttura di una singola molecola che sul rapporto quantitativo fra i vari elementi che costituiscono il composto

quando dico che la formula dell'anidride carbonica è CO_2 intendo dire che il numero di moli di atomi di O è doppio del numero di moli di atomi di C (che coincide con il numero di moli di molecole CO_2 poiché in questo caso c'è solo un atomo di carbonio per ogni molecola di CO_2)



ancora altri esempi:

3) calcolare la percentuale in massa (o in peso) degli elementi costituenti un composto (glucosio) a partire dalla sua formula ($C_6H_{12}O_6$) e dalle masse atomiche relative

- primo passaggio: calcolare MM del glucosio a partire dalla sua formula e dai MA degli elementi che lo compongono

$$MM(C_6H_{12}O_6) = 6 \times MA(C) + 12 \times MA(H) + 6 \times MA(O) = 6 \times 12,01 + 12 \times 1,008 + 6 \times 16,00 = 180,16 \text{ uma}$$

NB: una mole di glucosio pesa 180,16 grammi

- secondo passaggio: masse degli elementi in una mole di glucosio

$$\text{massa di C in una mole di glucosio} = 12,01 \times 6 = 72,06 \text{ g}$$

$$\text{massa di H in una mole di glucosio} = 1,008 \times 12 = 12,10 \text{ g}$$

$$\text{massa di O in una mole di glucosio} = 16,00 \times 6 = 96,00 \text{ g}$$



Chimica Generale

- terzo passaggio: calcolo della percentuale in peso

$$\% \text{ di C} = \frac{\text{massa di C}}{\text{massa di glucosio}} \times 100 = \frac{72,06}{180,16} \times 100 = 40,00\%$$

$$\% \text{ di H} = \frac{\text{massa di H}}{\text{massa di glucosio}} \times 100 = \frac{12,10}{180,16} \times 100 = 6,72\%$$

$$\% \text{ di O} = \frac{\text{massa di O}}{\text{massa di glucosio}} \times 100 = \frac{96,00}{180,16} \times 100 = 53,28\%$$



ancora altri esempi:

4) determinare la formula più semplice di un composto a partire dalle percentuali in massa (o in peso) degli elementi che lo costituiscono

deteminare la formula di un composto contenente solo zolfo e cloro sapendo che la percentuale in peso dello zolfo è 18,44%

- primo passaggio: per differenza rispetto al 100% trovo la percentuale in peso dell'unico altro componente e cioè il cloro

$$\% \text{ di cloro} = 100 - 18,44 = 81,56 \% \text{ in peso del cloro}$$

- secondo passaggio: calcolo il numero di moli di zolfo e cloro presenti in 100 g di composto

$$\text{moli di zolfo} = (\text{massa di S in 100 g}) / (\text{MA di S}) = 18,44 / 32,06 = 0,575 \text{ moli}$$

$$\text{moli di cloro} = (\text{massa di Cl in 100 g}) / (\text{MA di Cl}) = 81,56 / 35,45 = 2,300 \text{ moli}$$



Chimica Generale

- terzo passaggio: ho stabilito che in 100 g di composto ci sono 0,575 moli di atomi di zolfo e 2,300 moli di atomi di cloro

non posso però scrivere una formula



perché non rappresenta una vera molecola, ma solo le moli di ciascuno in 100 g di composto (ricorda che una formula chimica corretta rappresenta sia il numero di atomi presenti nella molecola che la composizione di un composto)

per scrivere correttamente la formula basta trovare il rapporto fra numeri interi che dà lo stesso rapporto

$$\frac{\text{moli di Cl}}{\text{moli di zolfo}} = \frac{2,300}{0,575} = \frac{4}{1}$$

e allora la formula corretta è





ancora altri esempi:

5) determinare la natura di un elemento incognito

Un certo composto formato da un elemento incognito X e cloro ha formula XCl_2 e il 73,88% in peso del composto è dovuto a X.
Determinare la natura di X.

massa di X in 100 g di composto = 73,88 g

massa di Cl in 100 g di composto = $100 - 73,88 = 26,12$ g

moli di Cl = $26,12 / 35,35 = 0,737$

moli di X = moli di Cl / 2 = 0,368

MA di X = (massa di X) / (moli di X) = $73,88 / 0,368 = 200,5$ uma

e quindi X = Hg (mercurio) perché MA(Hg) = 200,59 uma



Il linguaggio chimico 3.

EQUAZIONI CHIMICHE

simboli \Leftrightarrow atomi

formule \Leftrightarrow molecole

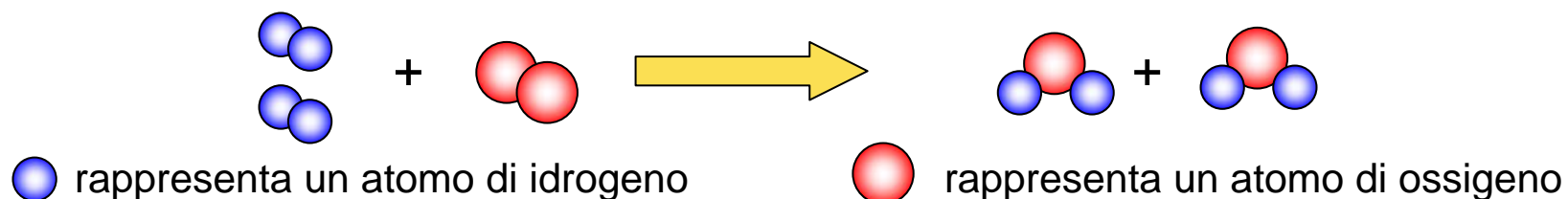
equazioni chimiche \Leftrightarrow reazioni chimiche



REAZIONI CHIMICHE

una reazione chimica è un fenomeno durante il quale una o più sostanze (i reagenti) subiscono una variazione a livello molecolare trasformandosi in altre sostanze (i prodotti)

detto in altri termini, gli atomi che compongono le sostanze di partenza cambiano arrangiamento e si ricombinano in altre sostanze; per esempio la reazione fra due molecole di idrogeno (H_2) e una molecola di ossigeno (O_2) porta alla formazione di due molecole di acqua (H_2O)



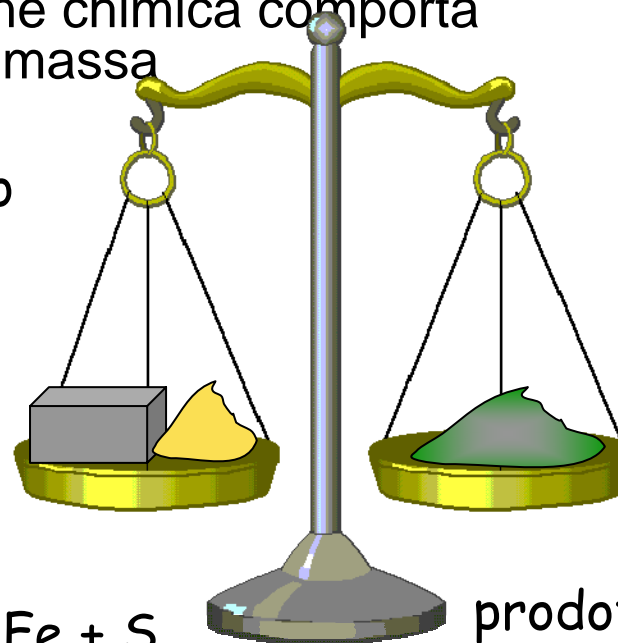


Legge di conservazione della massa (Lavoisier, 1787):

la massa totale dei prodotti è uguale alla massa totale dei reagenti

ora che è nota la struttura della materia, la spiegazione di tale legge è piuttosto ovvia: gli atomi non vengono distrutti né creati ma semplicemente si ricombinano in nuovi composti; poiché la massa è una proprietà intrinseca della materia (e quindi anche degli atomi) la conservazione degli atomi in una reazione chimica comporta automaticamente la conservazione della massa

es. se metto a reagire due moli di ferro (massa = 111,6 g) con 3 moli di zolfo (massa = 96,4 g) si forma una mole di solfuro ferrico di massa pari a 208 g



reagenti: $\text{Fe} + \text{S}$ prodotto: Fe_2S_3



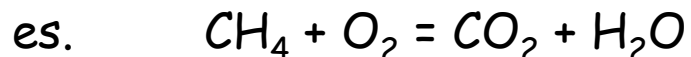
EQUAZIONI CHIMICHE

Una equazione chimica è la rappresentazione simbolica di una reazione in termini di formule chimiche

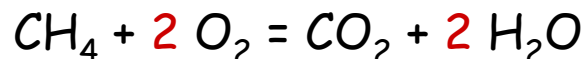


Una equazione chimica scritta correttamente deve rappresentare la reazione da un punto di vista:

- 1) qualitativo (cioè va chiaramente rappresentata la natura chimica di ciascun reagente e prodotto)
- 2) quantitativo (cioè, poiché gli atomi non si creano né si distruggono, a destra e a sinistra della freccia compaiono esattamente lo stesso numero e lo stesso tipo di atomi)



così scritta la reazione non è corretta: a sinistra abbiamo 2 atomi di ossigeno mentre a destra ce ne sono tre; a destra abbiamo 4 atomi di idrogeno e a sinistra solo 2



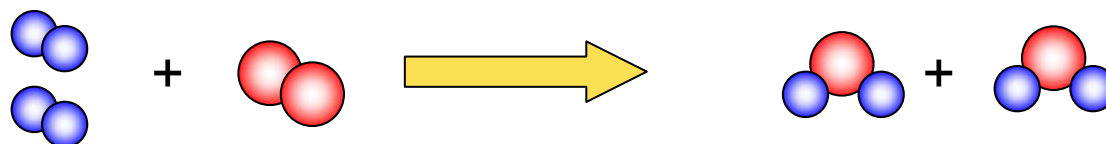
i fattori numerici usati per bilanciare la reazione sono detti coefficienti stechiometrici



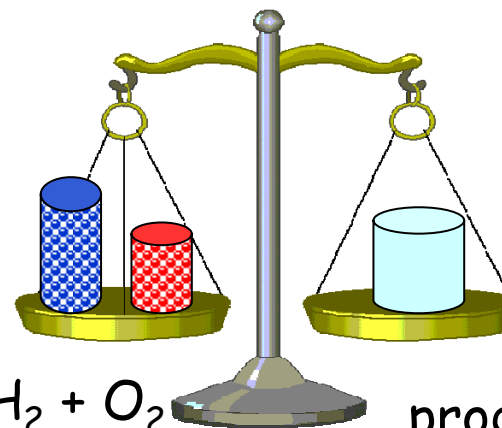
Chimica Generale

NB una equazione chimica rappresenta la reazione sia su scala microscopica (cioè dei singoli atomi e molecole) che su scala macroscopica (cioè riferendosi a quantità prelevabili, ad es., con una bilancia). Ad esempio la reazione fra idrogeno e ossigeno per formare acqua va scritta come $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$

su scala microscopica
significa che due molecole
di idrogeno reagiscono con
una molecola di ossigeno per
formare due molecole di
acqua



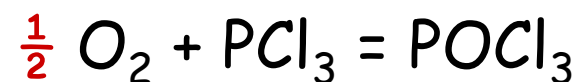
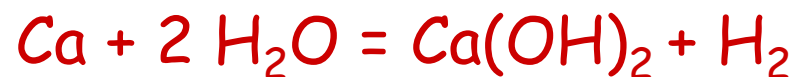
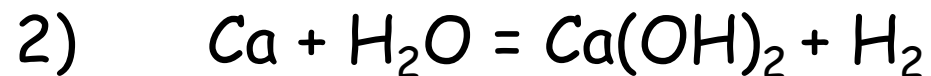
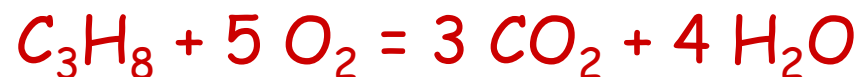
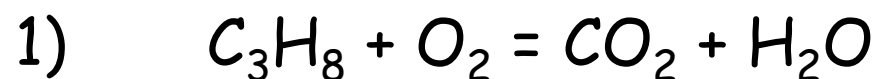
su scala macroscopica
significa che due moli di H_2
(massa 4 g) reagiscono con
una mole di O_2 (massa 32 g)
per formare due moli di
 H_2O di massa 36 g



reagenti: $\text{H}_2 + \text{O}_2$ prodotto: H_2O



Bilanciare le seguenti equazioni chimiche:





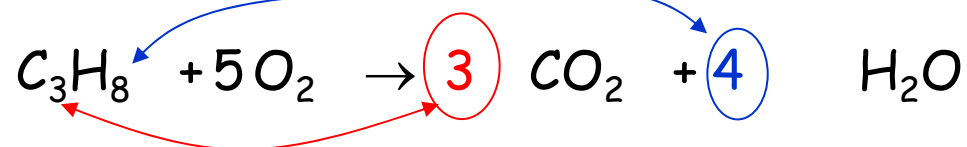
Chimica Generale

Esempi di problemi tipici

1) Determinare la massa di anidride carbonica e acqua che si genera per combustione di una mole di propano C_3H_8

la combustione è una reazione chimica che comporta l'ossidazione di un combustibile da parte di un comburente (ossigeno dell'aria) con sviluppo di calore; se il combustibile è un idrocarburo (cioè un composto formato esclusivamente da carbonio e idrogeno) i soli prodotti delle reazioni di combustione sono anidride carbonica e acqua

- scriviamo prima reagenti e prodotti e poi bilanciamo l'equazione chimica



- relazioni fra le masse:

• reagenti: 1 mole di propano pesa $3 \times 12 + 8 \times 1 = 44$ g; 5 moli di ossigeno pesano $5 \times (16 \times 2) = 160$ g \Rightarrow massa totale = 204 g

• prodotti: 3 moli di CO_2 pesano $3 \times (12 + 2 \times 16) = 132$ g; 4 moli di H_2O pesano $4 \times (2 + 16) = 72$ g \Rightarrow massa totale = 204 g



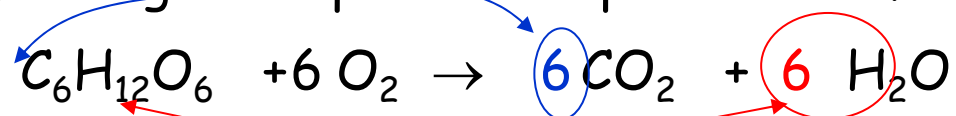
Chimica Generale

Esempi di problemi tipici

2) Determinare la massa ossigeno necessaria a metabolizzare completamente 10 g di glucosio ($C_6H_{12}O_6$)

il glucosio è un carboidrato, cioè un composto che contiene carbonio, idrogeno e ossigeno (carbo- per carbonio, idrato per H_2O da greco υδερ=acqua); nella reazione di combustione/ossidazione si formano comunque solo CO_2 e H_2O

- scriviamo prima reagenti e prodotti e poi bilanciamo l'equazione chimica



- il bilanciamento stechiometrico ci dice che per bruciare una mole di glucosio mi servono 6 moli di O_2 ; noi però non abbiamo una mole di glucosio ma solo 10 g. A quante moli corrispondono 10 g? La massa molecolare di $C_6H_{12}O_6$ è $MM=6 \times 12 + 12 + 6 \times 16 = 180,0$ uma. Quindi le moli di glucosio presenti in 10 grammi sono

$$\text{moli di glucosio} = 10/180 = 0,0555 \text{ moli}$$

le moli di ossigeno necessarie sono 6 volte tanto e quindi

$$\text{moli di ossigeno necessarie} = 6 \times 0,0555 = 0,333 \text{ moli di } O_2$$

$$\text{massa di ossigeno} = 0,333 \times 32 = 10,7 \text{ g}$$



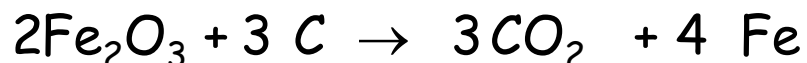
Chimica Generale

Esempi di problemi tipici

3) Determinare la massa di ossido ferrico (presente nelle rocce ferrose) necessarie a produrre 10 tonnellate di ferro per trattamento con carbone

il carbone contiene essenzialmente carbonio amorfo

- scriviamo prima reagenti e prodotti e poi bilanciamo l'equazione chimica



- per produrre 4 moli di ferro metallico mi servono 2 moli di ossido ferrico e 3 moli di carbonio; noi però vogliamo produrre 10 tonnellate ($=10 \times 1000 \text{ kg} = 10 \times 1000 \times 1000 \text{ g} = 10^7 \text{ g}$). A quante moli corrispondono 10^7 g di ferro? La massa atomica di Fe 55,8 una, quindi le moli di ferro presenti in 10 t sono

$$\text{moli di ferro} = 10^7 / 55,8 = 1,79 \times 10^5 \text{ moli}$$

le moli di Fe_2O_3 necessarie sono la metà (2/4) e quindi

$$\text{moli di } \text{Fe}_2\text{O}_3 \text{ necessarie} = 0,5 \times 1,79 \times 10^5 = 8,95 \times 10^4 \text{ moli}$$

$$\text{massa di } \text{Fe}_2\text{O}_3 = 8,95 \times 10^4 \times (2 \times 55,8 + 3 \times 16) = 1,43 \times 10^7 \text{ g} = 14,3 \text{ t}$$

le moli di C necessarie sono invece i $\frac{3}{4}$ delle moli di ferro finali e quindi

$$\text{moli di C necessarie} = \frac{3}{4} \times 1,79 \times 10^5 = 1,34 \times 10^5 \text{ moli}$$

$$\text{massa di C} = 1,34 \times 10^5 \times 12 = 1,61 \times 10^6 \text{ g} = 1,61 \text{ t}$$



REAGENTI LIMITANTI

Che cosa accade se invece di mettere a reagire i reagenti nelle quantità previste dall'equazione bilanciata ne metto uno in eccesso (oppure in difetto)?

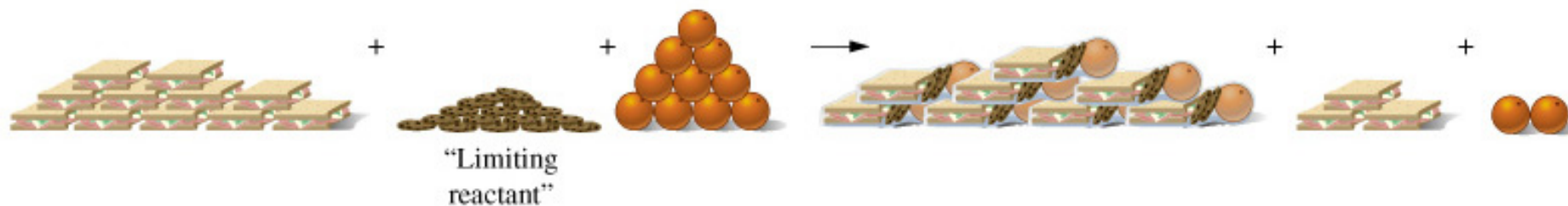
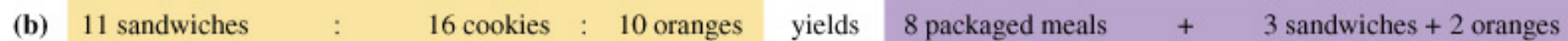
- abbiamo visto in un esempio precedente che per bruciare 10 g di $C_6H_{12}O_6$ mi servono 10,7 g di O_2 . Che cosa succede se metto a reagire soltanto 5,35 g di O_2 (cioè la metà della massa necessaria alla combustione completa del glucosio)? È abbastanza intuitivo capire che soltanto la metà del glucosio inizialmente presente sarà bruciato, mentre l'altra metà, non potendosi combinare ulteriormente con l'ossigeno, resterà glucosio.

la quantità di prodotti che si forma quando i reagenti non sono tutti presenti in quantità stechiometrica è determinata dal reagente in difetto



REAGENTI LIMITANTI

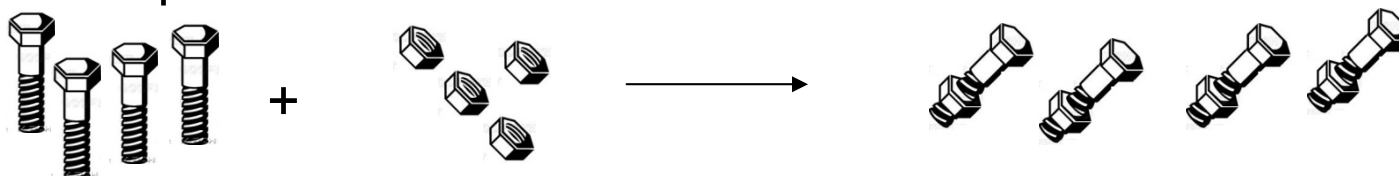
un parallelo dalla vita comune...





REAGENTI LIMITANTI

un altro parallelo dalla vita comune...



reagenti in quantità stechiometrica: 4 bulloni + 4 dadi \rightarrow 4 coppie dado/bullone



il numero di dadi è in difetto: 4 bulloni + 3 dadi \rightarrow 3 coppie dado/bullone
e mi resta un bullone che non 'reagisce'



il numero di dadi è in difetto: 3 bulloni + 4 dadi \rightarrow 3 coppie dado/bullone
e mi resta un dado che non 'reagisce'

VERIFICA LA TUA PREPARAZIONE

Dopo lo studio di questa unità dovrai essere in grado di:

- riconoscere le grandezze fisiche fondamentali e alcune grandezze fisiche derivate associando alle stesse le opportune unità di misura;
- usare la notazione esponenziale con base 10 e eseguire le relative operazioni di addizione/sottrazione e moltiplicazione/divisione;
- comprendere la differenza fra massa e peso;
- definire il numero atomico e il numero di massa di un elemento;
- riconoscere gli isotopi di uno stesso elemento;
- definire la massa atomica relativa e l'unità di massa atomica;
- calcolare la massa molecolare relativa di un composto a partire dalle masse atomiche relative degli atomi che lo costituiscono;
- definire il concetto di mole;
- comprendere la relazione tra mole e Numero di Avogadro;
- utilizzare la massa molecolare di un composto per calcolare la quantità in mol di sostanza, conoscendo la massa espressa in grammi, e viceversa;
- determinare la percentuale in massa degli elementi di un composto a partire dalla formula e viceversa.

ESEMPI DI ESERCIZI

1 – Ci sono più atomi di ossigeno in 100 g di:

- CaO
 - H₂O
 - O₂
 - Na₂O
-

2 – La massa di due moli di CaCO₃ è:

- 68 g
 - 100 g
 - 200 g
 - 136 g
-

3 – Una sostanza contiene il 44,3% di Cu e il 22,3% di S. Si tratta del composto:

- Cu₂S
 - CuS
 - CuSO₄
 - CuSO₃
-

4 – Uno degli ossidi di antimonio (massa atomica = 122 u.m.a.) contiene il 16,4% in peso di ossigeno. Quale è la formula empirica dell'ossido?

- SbO
- SbO₂
- Sb₂O₃
- Sb₂O₅

5 – L'ossido XO₂ contiene il 50% in peso dell'elemento X. La massa atomica di X è

- 8
 - 16
 - 32
 - 64
-

6 – Un composto organico contenente carbonio, idrogeno e azoto ha la seguente composizione percentuale in peso: C=38,7% (MA del carbonio: 12); H=16,1% (MA dell'idrogeno: 1); N=45,2% (MA dell'azoto 14). La formula empirica del composto è:

- C₂H₃N
 - CH₅N
 - CHN
 - C₂H₇N
-

7 – Quale dei seguenti fertilizzanti contiene la **minore** percentuale in massa di azoto?

- (NH₄)₂SO₄
- (NH₂)₂CO
- NH₄NO₃
- KNO₃