



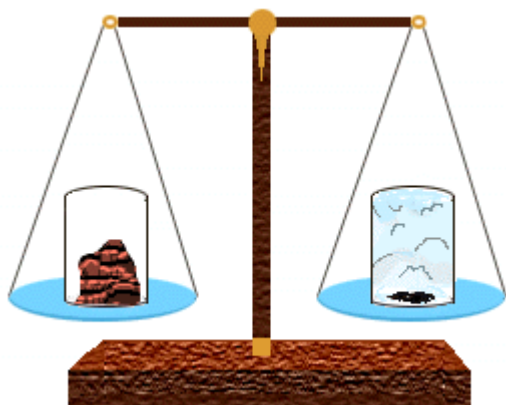
## MODULO 1 - LA MATERIA E GLI ATOMI

### UNITA' DIDATTICA 4 - LE REAZIONI CHIMICHE

# LA COSTANZA DELLA MASSA NELLE REAZIONI CHIMICHE

## -LA LEGGE DI LAVOISIER-

Nel XVIII secolo un chimico francese di nome **Antoine Laurent Lavoisier** (Parigi 1743-1794), introdusse nel suo lavoro di scienziato uno strumento molto innovativo per l'epoca: la bilancia. Fino a quel momento infatti si tendeva ad osservare ciò che accadeva da un punto di vista qualitativo e si trascuravano le quantità in gioco nelle varie reazioni chimiche. Questo modo di procedere aveva portato a diverse considerazioni errate. Il fatto che un pezzo di carbone bruci e alla fine lasci solo un po' di cenere poteva far pensare ad una scomparsa di materia o al contrario un pezzo di ferro che arrugginisce e aumenta la sua massa ad una creazione di materia. Tutto ciò veniva interpretato all'epoca con la teoria del "flogisto", un principio di cui avrebbero dovuto essere ricche le sostanze infiammabili che bruciando lo avrebbero ceduto all'aria. Se questa teoria poteva spiegare la diminuzione di massa di un pezzo di legno che brucia, non riusciva peraltro a chiarire l'aumento di massa del ferro che si arrugginisce. Il fatto era che oltre a trascurare le misure gli scienziati dell'epoca tendevano a trascurare anche i gas in gioco nelle reazioni chimiche concentrando la loro attenzione sui liquidi e i solidi.



Lavoisier iniziò a lavorare invece in sistemi chiusi, cioè in sistemi nei quali non vi è scambio di materia tra il sistema e l'ambiente, e riuscì quindi a tener conto della massa dei gas che si formavano o si consumavano in diverse reazioni chimiche. Potè quindi osservare che se si teneva conto della massa di tutte le sostanze, compresi i gas, che partecipavano alle reazioni chimiche, non si verificava alcuna variazione della massa tra l'inizio e la fine della reazione.

Come mostrato nella figura a fianco che considera la combustione di un pezzo di legno, troviamo che

la stessa massa iniziale si ritrova unendo alla massa della cenere la massa dei gas liberati durante la reazione stessa.

Anche nel secondo caso, la massa del ferro arrugginito è la somma della massa del ferro e di una parte dell'aria (circa un quinto e ora sappiamo che si tratta dell'ossigeno) che reagisce con esso.

Tutto ciò portò Lavoisier ad enunciare quella che è considerata la prima legge della chimica, la **legge di conservazione della massa** che porta giustamente il suo nome.

In una reazione chimica, la somma delle masse delle sostanze di partenza è pari alla somma delle masse delle sostanze che si ottengono dalla reazione.

Solo più tardi, dopo che fu enunciata la teoria atomica di Dalton (1803), si capì che la conservazione della massa in una reazione chimica si poteva interpretare come conservazione degli atomi e che quindi per ogni elemento coinvolto nella reazione il numero di atomi presente nelle sostanze di partenza è uguale al numero di atomi presente nelle sostanze ottenute.

Se ti interessa leggere qualcosa in più su Lavoisier apri l'approfondimento che trovi a fianco.





CHIMICA

CHIMICA

CHIMICA

**MODULO 1 - LA MATERIA E GLI ATOMI**

UNITA' DIDATTICA 4 - LE REAZIONI CHIMICHE

**TRASFORMAZIONI FISICHE E CHIMICHE**

I passaggi di stato di cui abbiamo già discusso sono esempi di trasformazioni fisiche poiché la materia non cambia la sua composizione chimica ma solo il modo in cui ci appare. Quando fondiamo un cubetto di ghiaccio, per esempio, partiamo da acqua allo stato solido e otteniamo acqua allo stato liquido. La natura della sostanza coinvolta quindi non varia, cioè le particelle che la costituiscono non subiscono modificazioni. Possiamo definire una trasformazione fisica nel seguente modo:

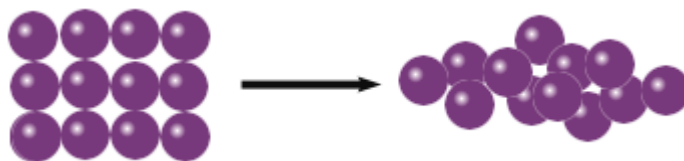
Una **trasformazione fisica** è una trasformazione reversibile che non cambia la natura delle sostanze coinvolte ma ne modifica l'apparenza.

Col termine reversibile intendiamo il fatto che è possibile tornare allo stato iniziale. Oltre ai passaggi di stato come esempi di trasformazioni fisiche possiamo citare i seguenti: la dissoluzione in acqua del sale da cucina (il sale infatti si può riottenere per semplice evaporazione dell'acqua) o la dilatazione che subisce un solido sottoposto a riscaldamento (il solido riacquista il volume originario quando viene raffreddato).

Il concetto di trasformazione fisica lo possiamo contrapporre a quello di **reazione chimica** che rappresenta una modificazione più profonda della materia.

Una **reazione chimica** è un processo attraverso il quale delle sostanze modificano la loro identità chimica, si trasformano cioè in sostanze differenti. Perché ciò succeda devono inevitabilmente trasformarsi le particelle che costituiscono le sostanze di partenza.

Osserviamo a livello microscopico ciò che accade nei due casi:



Nell'immagine è rappresentata una trasformazione fisica (fusione di un metallo) e si può notare come la sostanza non abbia variato la sua identità chimica; le particelle che la costituiscono sono rimaste identiche anche alla fine della trasformazione, hanno solamente variato la loro disposizione reciproca.



In questa immagine è rappresentata invece una reazione chimica. Un atomo di carbonio reagisce con una molecola di ossigeno e viene prodotta una molecola del composto anidride carbonica. Le particelle di partenza hanno cambiato la loro identità chimica e si sono trasformate in una nuova sostanza. In questa trasformazione profonda della materia **gli atomi sono però rimasti inalterati** anche se hanno cambiato la loro disposizione.

Dobbiamo infatti pensare ad una reazione chimica come ad un riarrangiamento di atomi, un fenomeno cioè che attraverso la rottura di legami chimici esistenti nelle particelle di partenza e la formazione di nuovi legami chimici porta alla produzione di nuove sostanze. Le reazioni chimiche conosciute sono milioni e abbiamo a che fare con molte di esse quotidianamente. Esempi di comuni reazioni chimiche sono l'arrugginimento di un pezzo di ferro all'aria, la combustione della benzina nel motore della macchina o quella del metano nell'impianto di riscaldamento e ancora l'imbrunimento di una fetta di mela lasciato all'aria e l'acidimento del latte conservato troppo a lungo. Non scordiamoci che anche il nostro organismo è una vera centrale di reazioni chimiche in quanto ne avvengono tantissime contemporaneamente.



CHIMICA

CHIMICA

CHIMICA



## MODULO 1 - LA MATERIA E GLI ATOMI

## UNITA' DIDATTICA 4 - LE REAZIONI CHIMICHE

## ESERCIZI DI BILANCIAMENTO

In questa pagina viene proposta una serie di equazioni chimiche da bilanciare. Cercate di eseguire gli esercizi da soli; terminata ogni reazione confrontate il vostro risultato con quello corretto.

## EQUAZIONE 1

[confronta](#)

## EQUAZIONE 2

[confronta](#)

## EQUAZIONE 3

[confronta](#)

## EQUAZIONE 4

[confronta](#)

## EQUAZIONE 5

[confronta](#)

## EQUAZIONE 6

[confronta](#)

## EQUAZIONE 7

[confronta](#)

## EQUAZIONE 8

[confronta](#)

## EQUAZIONE 9

[confronta](#)EQUAZIONE  
10[confronta](#)

**MODULO 1 - LA MATERIA E GLI ATOMI**

UNITA' DIDATTICA 4 - LE REAZIONI CHIMICHE

**BILANCIAMENTO GUIDATO**

In questa pagina proveremo a bilanciare insieme alcune equazioni chimiche dopo di che verranno proposti degli esercizi da svolgere autonomamente e dei quali potrete controllare le soluzioni.

Ricordo che per bilanciare un'equazione chimica **si può agire unicamente sui coefficienti stechiometrici**, non possono assolutamente essere cambiati gl' indici delle molecole e non si possono inserire numeri all'interno delle formule.

**ESEMPIO 1:**

In questa equazione chimica ci sono tre elementi da controllare: zinco, cloro e idrogeno. Partiamo con lo zinco e osserviamo che è già bilanciato in quanto è presente 1 atomo a sinistra e 1 atomo a destra. Proseguiamo con il cloro; stavolta ne contiamo 1 atomo a sinistra e 2 a destra. Ciò che dobbiamo fare è scrivere un 2 davanti al composto HCl in modo da ottenere complessivamente 2 atomi anche a sinistra. La nostra equazione si presenta adesso così:



Se ora controlliamo l'idrogeno vediamo che è già bilanciato con 2 atomi a sinistra e due a destra. Il nostro bilanciamento è concluso.

**ESEMPIO 2:**

Questa equazione è più complessa della precedente. Iniziamo con il sodio e vediamo che è bilanciato (1 a sinistra e 1 a destra). Osserviamo che l'ossigeno è nella medesima situazione. Sembra tutto molto semplice ma quando proseguiamo con l'idrogeno ne contiamo 2 atomi a sinistra e complessivamente 3 a destra (1 atomo nella molecola NaOH e 2 atomi in H<sub>2</sub>). Per bilanciare l'idrogeno posso scrivere un 2 davanti al composto NaOH e ottenere così globalmente 4 atomi di idrogeno a destra; a questo punto scrivo un altro 2 davanti alla molecola dell'acqua per avere 4 atomi di idrogeno anche a sinistra. L'equazione ora si presenta così:



Ora siamo costretti a ricontrollare l'ossigeno (2 atomi a sinistra e 2 a destra; è bilanciato) e il sodio. Quest'ultimo elemento compare con 1 atomo a sinistra e 2 a destra; dobbiamo scrivere un 2 davanti all'elemento sodio e l'equazione bilanciata si presenta adesso nel seguente modo:



In questo caso è stato necessario modificare tre coefficienti stechiometrici per arrivare al bilanciamento.

**ESEMPIO 3:**

In questa equazione chimica conviene iniziare il bilanciamento dall'ossigeno perchè a sinistra ne contiamo 3 atomi mentre a destra ve ne sono 2. Poichè nessuno di questi due numeri è un multiplo intero dell'altro, per trovare una soluzione consideriamo il minimo comune multiplo che è 6. Scriveremo quindi un 2 davanti al composto Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> e un 3 davanti alla molecola O<sub>2</sub>; in questo modo avremo 6 atomi da entrambe le parti.



Ora controllando il ferro osserviamo che avendone 4 atomi a sinistra è necessario aggiungere un 4 anche a destra davanti all'elemento ferro.



Per ultimo controlliamo il carbonio e avendone 3 atomi a destra scriviamo un 3 anche a sinistra davanti all'elemento.



In questa equazione è stato necessario modificare tutti i coefficienti stechiometrici.

**MODULO 1 - LA MATERIA E GLI ATOMI**

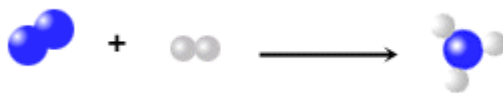
## UNITA' DIDATTICA 4 - LE REAZIONI CHIMICHE

**IL BILANCIAMENTO DELLE EQUAZIONI CHIMICHE**

I coefficienti stechiometrici cioè i numeri che in un'equazione chimica sono scritti in grande davanti alle formule delle sostanze, sono molto importanti per il chimico in quanto necessari allo svolgimento di calcoli e alla risoluzione di problemi. E' quindi necessario imparare a calcolare i coefficienti stechiometrici adeguati ad ogni equazione chimica. Questa operazione si chiama **bilanciamento** dell'equazione chimica e solo quando l'equazione chimica è bilanciata rappresenta correttamente la reazione chimica. Cerchiamo di riflettere su questo concetto. Osserviamo la seguente equazione chimica **non bilanciata**.



Un'equazione chimica non bilanciata è come una ricetta senza dosi; nel nostro caso l'equazione ci dice che facendo reagire azoto e idrogeno si otterrà un composto chiamato ammoniaca ma non ci informa sui rapporti numerici esistenti tra le specie chimiche coinvolte. Se raffiguriamo l'equazione chimica non bilanciata con delle particelle ci accorgiamo subito che c'è qualcosa che non va.



Infatti mentre a sinistra della freccia abbiamo in tutto 2 atomi di idrogeno, a destra se ne contano 3; allo stesso modo a sinistra troviamo 2 atomi di azoto mentre a destra ce n'è 1 solo. Nelle reazioni chimiche gli atomi non si creano e non si distruggono (ricordiamo la costanza della massa e quindi degli atomi nelle reazioni), ma semplicemente si dispongono in maniera differente rispetto alla situazione iniziale. Sicuramente l'equazione scritta sopra non sta rappresentando correttamente la realtà. Cerchiamo allora di bilanciarla tenendo presente che:

Un'equazione chimica è bilanciata quando **ogni elemento** è presente a sinistra e a destra della freccia con lo stesso numero di atomi.

Nel nostro caso il primo passo da compiere è di scrivere un 2 davanti alla formula del prodotto in modo da bilanciare l'azoto (2 atomi a sinistra e 2 a destra).

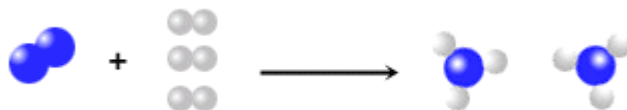


Ora a destra ci sono 6 atomi di idrogeno (2 molecole contenenti 3 atomi ciascuna) e per bilanciarli è necessario scrivere un 3 davanti alla molecola dell'idrogeno (3 molecole costituite da 2 atomi ciascuna = 6 atomi in tutto)



Ora l'equazione è correttamente bilanciata e mi indica che con 1 molecola di azoto reagiscono 3 molecole di idrogeno per dare 2 molecole di ammoniaca. Anche la nostra raffigurazione microscopica deve essere così modificata:





Alcune equazioni chimiche non hanno bisogno di bilanciamento in quanto considerando il coefficiente stechiometrico 1 sottinteso davanti alle formule sono già corrette. Negli altri casi bisogna procedere, come nell'esempio trattato, un passo dopo l'altro, iniziando a sistemare i coefficienti stechiometrici delle specie chimiche più complesse (quelle contenenti un numero maggiore di elementi chimici), per poi continuare con quelle più semplici.. Non esiste però un criterio assoluto nel modo di procedere; è solo tramite l'esercizio che si acquista la necessaria dimestichezza.



## MODULO 1 - LA MATERIA E GLI ATOMI

### UNITA' DIDATTICA 4 - LE REAZIONI CHIMICHE

## LE EQUAZIONI CHIMICHE

Le reazioni chimiche vengono rappresentate graficamente da delle equazioni chimiche. La reazione che abbiamo visto nella pagina precedente può essere rappresentata in questo modo:



**REAGENTI**

**PRODOTTO**

A sinistra della freccia si scrivono le formule delle sostanze da cui si parte chiamate **reagenti** mentre a destra vengono indicate le formule delle sostanze a cui si arriva dette **prodotti**. A seconda della reazione considerata il numero dei reagenti e dei prodotti varia; vi sono reazioni tramite le quali da un reagente si ottengono più prodotti o viceversa e reazioni tramite le quali da più reagenti si ottengono più prodotti. La freccia indica il senso in cui la reazione avviene. Tra i diversi reagenti e i diversi prodotti si indicano dei segni di addizione. A volte al pedice delle diverse sostanze è riportata una parentesi con dei simboli che indicano lo stato di aggregazione della sostanza in questione. Questi simboli sono i seguenti:

- (s) = solido
- (l) = liquido
- (g) = gas
- (aq) = sostanza sciolta in acqua

La reazione precedente potrebbe quindi apparire così:



In certi casi è anche possibile trovare una freccia verso il basso o verso l'alto dopo la formula di una sostanza; ciò indica rispettivamente la formazione di un precipitato o la formazione di un gas.



Nell'equazione scritta sopra è indicata la formazione di un precipitato (cloruro d'argento) cioè la formazione di un solido insolubile in acqua che, se la reazione è fatta avvenire in provetta, precipita sul fondo.

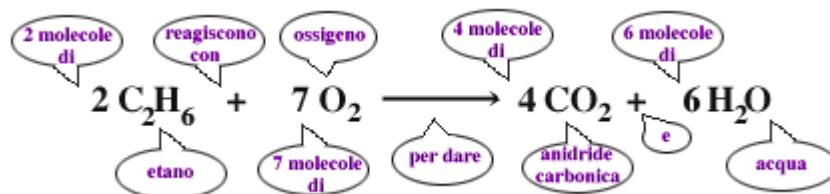


Nell'equazione precedente è indicata la formazione di un gas (anidride carbonica) la cui produzione si evidenzia, in provetta, con la presenza di bollicine che si liberano dalla soluzione.

Nell'ultima equazione chimica compare inoltre un numero scritto in grande davanti ad una

formula chiamato **coefficiente stechiometrico**. Quando avviene nella realtà una reazione chimica, il numero delle particelle di ogni sostanza coinvolte nella reazione è enorme. I coefficienti stechiometrici sono i **numeri minimi** che rappresentano i rapporti numerici esistenti tra le particelle delle specie chimiche coinvolte nella reazione. Quando davanti ad una sostanza non compare nessun numero è sottinteso il numero 1. Per quanto riguarda la reazione scritta sopra ciò significa che con ogni molecola di  $\text{CaCO}_3$  reagiscono 2 molecole di  $\text{HCl}$  e da questa reazione si ottiene 1 molecola di  $\text{CaCl}_2$ , una molecola di  $\text{CO}_2$  e una di  $\text{H}_2\text{O}$ . Nella prossima pagina troverai le spiegazioni per calcolare i coefficienti stechiometrici corretti per ogni reazione chimica.

Le reazioni chimiche si leggono nel seguente modo:





## MODULO 1 - LA MATERIA E GLI ATOMI

### UNITA' DIDATTICA 4 - LE REAZIONI CHIMICHE

## Antoine Laurent Lavoisier



Antoine Laurent Lavoisier nacque a Parigi nel 1743 da una ricca famiglia borghese. Pur avendo seguito gli studi paterni nelle migliori scuole di Parigi ed essendo diventato avvocato, si dedicò attivamente alla scienza insieme alla moglie che lo aiutava in qualità di assistente di laboratorio. A soli 21 anni pubblicò uno studio sulla composizione del gesso che attirò l'attenzione della comunità scientifica dell'epoca e gli valse l'ingresso, poco tempo dopo, all'Accademia delle Scienze. Lavoisier è attualmente considerato il padre della chimica moderna in quanto riconobbe l'importanza di misurazioni accurate nel metodo di lavoro del chimico. L'adozione sistematica di questo metodo lo portò a confutare vecchie teorie quali quella degli elementi (aria, acqua, fuoco e terra) di derivazione greca ed alla quale ancora qualche scienziato aderiva, e la teoria del flogisto che era stata considerata valida per circa un secolo. Lavoisier si dedicò intensamente agli studi sulla combustione e capì l'analogia tra la questo fenomeno e la respirazione animale, delucidò la composizione dell'aria, studiò il ruolo dell'ossigeno nella produzione degli acidi, elaborò, insieme ad altri scienziati, un nuovo sistema di nomenclatura chimica. Il suo lavoro portò ad una nuova visione e ad una razionalizzazione delle conoscenze chimiche. A parte poche eccezioni l'importanza del suo operato fu immediatamente riconosciuta dagli scienziati dell'epoca e le sue teorie subito accolte.

Purtroppo nel 1768 Lavoisier investì i suoi averi in un consorzio per l'esazione delle imposte e questo gli valse, dopo la Rivoluzione francese, negli anni del Terrore, l'arresto e la condanna a morte. Fu ghigliottinato nel 1794. Il matematico Lagrange commentò l'evento in questo modo: "E' bastato un momento per tagliare quella testa, e forse non basterà un secolo per generarne un'altra pari alla sua".