

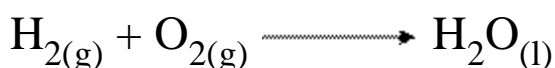
## 4. LE REAZIONI CHIMICHE

La **reazione chimica** è un processo in cui dei composti (reagenti) si trasformano in altri composti (prodotti) mediante una riorganizzazione degli atomi (formazione e rottura di legami chimici).

Ad esempio, l'idrogeno molecolare ( $H_2$ ) e l'ossigeno molecolare ( $O_2$ ) possono reagire tra loro per formare acqua ( $H_2O$ )

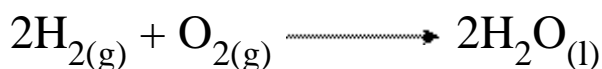
Gli atomi di idrogeno, così come quelli di ossigeno, sono inizialmente legati a coppie nei reagenti, idrogeno molecolare e ossigeno molecolare. In questa reazione chimica si ha la rottura dei legami chimici che tenevano insieme queste coppie di atomi e si ha la contemporanea formazione di nuovi legami chimici tra atomi di idrogeno e atomi di ossigeno per formare il prodotto della reazione, le molecole d'acqua.

Le reazioni chimiche vengono rappresentate mediante **equazioni chimiche** che mostrano le formule dei reagenti e dei prodotti, eventualmente i loro stati fisici e la direzione (o le direzioni) in cui procede la reazione.



Nelle reazioni chimiche non si ha mai creazione o scomparsa di materia ma solo trasformazione dei composti chimici.

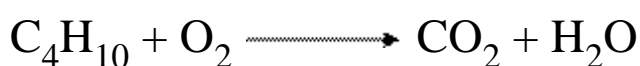
Nelle **equazioni chimiche bilanciate** si introducono dei coefficienti stechiometrici (numeri interi) davanti alle formule chimiche (sottintendendo il numero uno) in modo da mostrare nel modo più semplice possibile il rapporto tra i reagenti e i prodotti.



Le equazioni chimiche bilanciate mostrano le quantità relative dei reagenti e dei prodotti in termini di moli oppure di molecole e unità formula.

Ad esempio, nella reazione di combustione del butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) (combustibile) in presenza di ossigeno molecolare (comburente) si ottiene anidride carbonica ( $\text{CO}_2$ ) e acqua (tipici prodotti di una reazione di combustione completa).

L'equazione non bilanciata di questa reazione è:

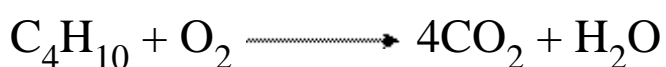


L'equazione chimica **non bilanciata non dà informazioni** sulle quantità relative dei reagenti e dei prodotti della reazione.

Per ottenere delle **informazioni quantitative** circa la reazione chimica che rappresenta, **l'equazione chimica** deve essere **bilanciata**

Per bilanciare l'equazione chimica bisogna introdurre i coefficienti stechiometrici più semplici possibili che permettano di conservare tra i prodotti il numero di atomi di ogni elemento dei reagenti e che nello stesso tempo non crei nuovi atomi. In altre parole, che lo stesso numero di atomi (o di moli) di ogni elemento appaia sia tra i prodotti che tra i reagenti.

Ad esempio per l'equazione chimica precedente non bilanciata possiamo procedere bilanciando per primi gli atomi di carbonio, introducendo il coefficiente stechiometrico 4 davanti alla formula dell'anidride carbonica

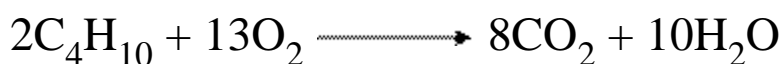


Poi gli atomi di idrogeno, introducendo il coefficiente stechiometrico 5 davanti alla formula dell'acqua in modo che 10

atomi di idrogeno siano presenti sia tra i reagenti che tra i prodotti



Poi bilanciamo gli atomi di ossigeno. 13 sono gli atomi di ossigeno che compaiono tra i prodotti a cui corrisponderebbero 6.5 molecole di ossigeno. Dato che i coefficienti devono essere degli interi dobbiamo moltiplicare tutti i coefficienti stechiometrici per due in modo da bilanciare complessivamente l'equazione chimica:



Possiamo ora verificare che sono presenti sia tra i reagenti che tra i prodotti:

8 atomi di carbonio, 20 atomi di idrogeno e 26 atomi di ossigeno

e che i coefficienti stechiometrici utilizzati sono i più semplici possibili (numeri primi tra loro).

L'equazione chimica ci dice che:

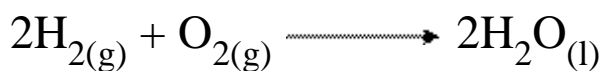
Due molecole di butano reagiscono con tredici molecole di ossigeno per dare otto molecole di anidride carbonica (biossido di carbonio) e dieci molecole di acqua.

Oppure in modo equivalente: due moli di butano reagiscono con tredici moli di ossigeno molecolare per dare otto moli di anidride carbonica e dieci moli di acqua.

## **RAPPORTI STECHIOMETRICI E REAGENTI IN DIFETTO**

Quando i reagenti vengono mescolati in modo tale da rispettare i rapporti molari dell'equazione bilanciata si dice che sono presenti in **modo stechiometrico**.

Ad esempio se facciamo reagire 3 moli di idrogeno molecolare con 1.5 moli di ossigeno molecolare per ottenere 3 moli acqua



Per calcolare la quantità stechiometrica di un reagente o prodotto di una reazione chimica che reagisce o si forma da un dato composto chimico di riferimento basta dividere la quantità in moli del composto di riferimento per il suo coefficiente stechiometrico e moltiplicarla per il coefficiente stechiometrico del composto interessato.

Ad esempio la quantità stechiometrica di ossigeno molecolare che può reagire con 22.4 moli di idrogeno può essere calcolata in questo modo:

$$\text{Moli O}_2 = (\text{Moli H}_2 / \text{coef. stech. H}_2) * \text{coef. stech. O}_2 = (22.4/2) * 1 = 11.2 \text{ moli}$$

La quantità di acqua che si può ottenere da questa reazione può essere calcolata in modo analogo:

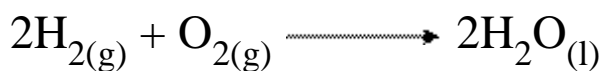
$$\text{Moli H}_2\text{O} = (\text{Moli H}_2 / \text{coef. stech. H}_2) * \text{coef. stech. H}_2\text{O} = (22.4/2) * 2 = 22.4 \text{ moli}$$

Oppure

$$\text{Moli H}_2\text{O} = (\text{Moli O}_2 / \text{coef. stech. O}_2) * \text{coef. stech. H}_2\text{O} = (11.2/1) * 2 = 22.4 \text{ moli}$$

Quando uno dei **reagenti** è **in difetto** rispetto al rapporto stechiometrico della reazione, siamo in presenza di un **reagente limitante la reazione** in quanto la quantità di prodotto ottenuto dalla reazione dipenderà solo dalla quantità di questo reagente presente in difetto.

Ad esempio se facciamo reagire 4 moli di idrogeno molecolare con 1.5 mole di ossigeno molecolare



L'ossigeno molecolare è il reagente limitante la reazione (il rapporto dei reagenti iniziale  $\text{H}_2/\text{O}_2$  di 4:1.5 è maggiore del rapporto stechiometrico che pari a 2:1 quindi l'idrogeno è in eccesso e l'ossigeno è in difetto)

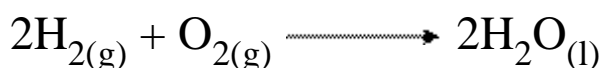
I reagenti in eccesso rispetto al rapporto stechiometrico verranno consumati parzialmente fino alla scomparsa del reagente limitante la reazione.

Nel esempio precedente l'ossigeno molecolare (reagente limitante) reagisce completamente consumando 3 moli di idrogeno molecolare (rimane 1 mole di idrogeno molecolare in eccesso) e producendo 3 moli di acqua.

## RESA DI UNA REAZIONE

La quantità di prodotto teoricamente ottenibile da date quantità di reagenti viene chiamata **resa teorica**.

Ad esempio se facciamo reagire 4 moli di idrogeno molecolare con 1.5 mole di ossigeno molecolare



La resa teorica è di 3 moli di acqua.

La quantità di prodotto effettivamente ottenuto dalla reazione chimica viene chiamata **resa effettiva**.

La resa effettiva è sempre minore o uguale alla resa teorica.

Il rapporto tra resa effettiva e resa teorica moltiplicato per cento viene chiamato **resa percentuale**.

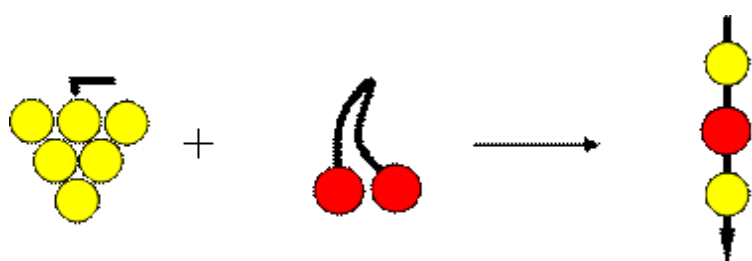
La resa percentuale è un numero positivo sempre minore o al massimo uguale a 100.

Ad esempio, se nella reazione precedente otteniamo effettivamente 2.7 moli di acqua rispetto alle 3 moli teoriche la resa percentuale della reazione è:

$$100 \cdot 2.7 / 3 = 90\%$$

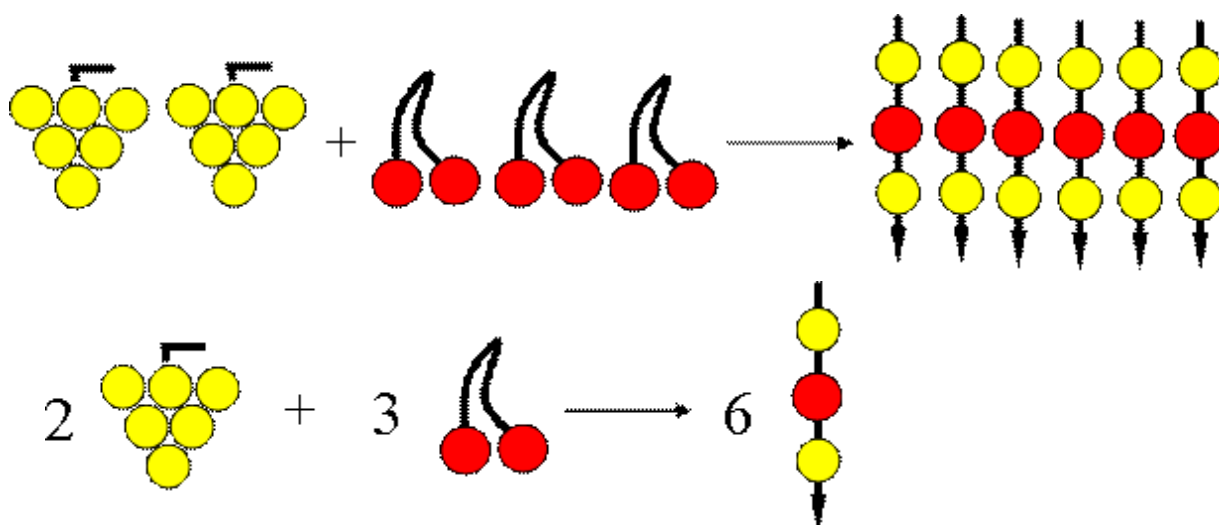
### Esempio di calcolo stechiometrico nella vita quotidiana

Vogliamo preparare degli spiedini di frutta composti da due acini di uva e una ciliegia (prodotto di reazione) partendo da grappoli d'uva con 6 acini e da coppie di ciliegie (reagenti)



Da 4 grappoli d'uva e 7 coppie di ciliegie quanti spiedini posso preparare?

Per risolvere questo problema, possiamo “bilanciare la reazione”



Il rapporto stechiometrico tra grappoli d'uva e coppie di ciliegie è di 2:3

Il rapporto tra l'uva e le ciliegie di partenza è di 4:7

4:7 è minore di 2:3 quindi i grappoli d'uva sono in difetto rispetto alle coppie di ciliegie.

L'uva è il "reagente limitante" .

Il numero di spiedini ottenibili è legato in modo stechiometrico (2:6 cioè 1:3) ai grappoli d'uva

Considerando il rapporto stechiometrico posso calcolare i spiedini di frutta ottenibili dai grappoli d'uva.

$N^{\circ}$  Spiedini =  $N^{\circ}$  grappoli d'uva \* coefficiente stechiometrico degli spiedini / coefficiente stechiometrico dell'uva.

$4 * 6 / 2 = 12$  spiedini di frutta ottenibili da 4 grappoli d'uva

Allo stesso modo posso calcolare le ciliegie utilizzate:

$N^{\circ}$  coppie ciliegie =  $N^{\circ}$  grappoli d'uva \* coefficiente stechiometrico delle ciliegie / coefficiente stechiometrico dell'uva

$4 * 3 / 2 = 6$  coppie di ciliegie

Le ciliegie in eccesso sono la differenza tra quelle iniziali e quelle utilizzate per gli spiedini:

$7 - 6 = 1$  coppia di ciliegie in eccesso

