Mole

Molecole e atomi sono oggetti troppo piccoli per poter essere separati, contati o pesati. E' necessaria una grandezza che possa essere valutata sperimentalmente.

La grandezza fisica **quantità di materia** viene rappresentata con il simbolo **n** e la sua unità di misura nel SI è la **mole** (**mol**).

Una **mole** è definita come la **quantità di una sostanza che contiene lo stesso numero di particelle (atomi, ioni o molecole) contenuti in un campione di 12 g dell'isotopo 12 del carbonio (^{12}C)**.

La massa dell'atomo ^{12}C è pari a $1.992 \cdot 10^{-23}$ g. Da questo valore possiamo calcolare il numero di atomi di carbonio presenti in una mole di carbonio (12 g, per definizione). Questo numero corrisponde al **numero di Avagadro** (N_A):

$$N_A = {}^{m_{1mol\ C}}/_{m_{1atomoC}} = 6.02214 \cdot 10^{23}$$

Dal punto di vista numerico, la massa in grammi di una mole di una sostanza corrisponde alla massa molecolare delle molecole che la compongono in u.m.a. Queste grandezze NON sono la stessa cosa, ma numericamente hanno valore uguale.

Massa molecolare = massa della molecola in **u.m.a.**

Massa molare = massa di una mole di atomi/ioni/molecole in g, unità di misura: **g/mol**

Qualche esempio:

- La massa atomica di un atomo di idrogeno è 1.01 u.m.a.. Perciò, una mole di atomi di idrogeno pesa 1.01 g. Questa quantità contiene un numero di Avogadro di atomi.

  Una mole di molecole di idrogeno (H_2) contiene $2 \cdot N_A$ atomi di idrogeno.

- Quanti atomi di iodio sono contenuti in 3 moli di ioduro di zinco?

  ZnI_2 Ciascuna mole di questa sostanza contiene 2 volte il numero di Avogadro di atomi di *I*.
  3 moli di ZnI_2 contengono $6 \cdot N_A$ atomi di *I*.

- Quanto pesa una mole di acido solforico?

  H_2SO_4 Una molecola di acido solforico pesa 98.08 u.m.a. L'acido solforico ha quindi una massa molare di 98.08 g/mol.
  Una mole di acido solforico pesa 98.08 g.

- Quanto pesano 4.00 moli di idrossido di calcio? Quanti ioni idrossido sono contenuti in questa quantità?

  $\mathrm{Ca}(OH)_2$ Massa molare = MM = 74.09 g/mol
  Per *n = 4.00 mol*, $\boldsymbol{m = n \cdot MM} = 4.00\ mol \cdot 74.09\ \frac{g}{mol}$
  $m = 296\ g$ $N_{OH-} = 4 \cdot 2 \cdot N_A = 8 \cdot N_A$

- Quante moli sono presenti in 25.6 g di urea, $(NH_2)_2CO$?

$MM_{urea} = 60.07\,\frac{g}{mol}$ $\quad$ $\boldsymbol{n = \frac{m}{MM}}$ $\quad$ $n_{urea} = \frac{m_{urea}}{MM_{urea}} = \frac{25.6\ g}{60.07\ g/mol} = 0.426\ mol$

- Quanti grammi di idrogeno sono presenti in 0.426 mol di urea?

$n_H = 4 \cdot n_{urea} = 4 \cdot 0.426\ mol = 1.70\ mol$ $\quad$ $MM_H = 1.01\ g/mol$

$m_H = n_H \cdot MM_H = 1.70\ mol \cdot 1.01\,\frac{g}{mol} = 1.72\ g$

- Quanti grammi di ossigeno sono presenti in 0.426 mol di urea?

$MM_O = 16.00\ g/mol$ $\quad$ $n_O = n_{urea}$ $\quad$ $m_O = n_O \cdot MM_O = 6.82\ g$

- Quanti grammi di carbonio sono presenti in 0.426 mol di urea?

$MM_C = 12.01\ g/mol$ $\quad$ $n_C = n_{urea}$ $\quad$ $m_C = n_C \cdot MM_C = 5.12\ g$

- Quanti grammi di azoto sono presenti in 0.426 mol di urea?

$MM_N = 14.01\ g/mol$ $\quad$ $n_N = 2\ n_{urea}$ $\quad$ $m_N = n_N \cdot MM_N = 11.9\ g$

<u>Controprova</u>: la somma delle masse di tutti gli elementi che compongono l'urea deve essere pari alla massa iniziale.

$$(1.72 + 6.82 + 5.12 + 11.9)\ g = 25.6\ g$$

Composizione percentuale

Dato un composto ignoto, sperimentalmente è possibile misurare la quantità in massa di ciascun elemento presente nel composto (analisi elementare).

Percentuale di un elemento presente in un composto:

$$\%_X = \frac{m_X}{m_{totale}} \cdot 100 = \frac{n_X \cdot MM_X}{MM_{composto}} \cdot 100$$

dove: m_X, m_{totale} sono la massa dell'elemento e la massa del composto,

n_X è il numero di moli dell'elemento per una mole di composto,

$MM_X, MM_{composto}$ sono le masse molari dell'elemento e del composto.

Nell'esempio precedente: $(NH_2)_2CO$ $m_{urea} = 25.6\ g$

$m_O = 6.82\ g$ $m_H = 1.72\ g$ $m_N = 11.9\ g$ $m_C = 5.12\ g$

$$\%_H = \frac{m_H}{m_{totale}} \cdot 100 = \frac{1.72\ g}{25.6\ g} \cdot 100 = 6.72\%$$

$$\%_N = \frac{m_N}{m_{totale}} \cdot 100 = \frac{11.9\ g}{25.6\ g} \cdot 100 = 46.5\%$$

$$\%_O = \frac{m_O}{m_{totale}} \cdot 100 = \frac{6.82\ g}{25.6\ g} \cdot 100 = 26.6\%$$

$$\%_C = 100 - \%_H - \%_N - \%_O = 20.2\%$$

Esempio:

Calcolare la composizione percentuale del permanganato di potassio.

$KMnO_4$ $\quad n_K = 1\ mol/1\ mol\ composto$

$n_{Mn} = 1\ mol/1\ mol\ composto$

$n_O = 4\ mol/1\ mol\ composto$

$MM_K = 39.10\ g/mol \qquad MM_{Mn} = 54.94\ g/mol \qquad MM_O = 16.00\ g/mol$

$MM_{KMnO_4} = 158.04\ g/mol$

$$\%_K = \frac{n_K \cdot MM_K}{MM_{KMnO_4}} \cdot 100 = \frac{1 \cdot 39.10\ g/mol}{158.04\ g/mol} \cdot 100 = 24.74\%$$

$$\%_{Mn} = \frac{n_{Mn} \cdot MM_{Mn}}{MM_{KMnO_4}} \cdot 100 = \frac{1 \cdot 54.94\ g/mol}{158.04\ g/mol} \cdot 100 = 34.76\%$$

$$\%_O = \frac{n_O \cdot MM_O}{MM_{KMnO_4}} \cdot 100 = \frac{4 \cdot 16.00\ g/mol}{158.04\ g/mol} \cdot 100 = 40.50\%$$

oppure $\quad \%_O = 100 - \%_K - \%_{Mn} = 40.50\%$

Esempio:

Calcolare la composizione percentuale del solfato di rame (II) pentaidrato.

$CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ $\quad n_{Cu} = 1\ mol/1\ mol\ composto$

$n_S = 1\ mol/1\ mol\ composto$

$n_O = 9\ mol/1\ mol\ composto$

$n_H = 10\ mol/1\ mol\ composto$

$MM_{Cu} = 63.55\ g/mol \qquad MM_S = 32.07\ g/mol \qquad MM_O = 16.00\ g/mol$

$MM_H = 1.01\ g/mol \qquad MM_{composto} = 249.72\ g/mol$

$$\%_{Cu} = \frac{n_{Cu} \cdot MM_{Cu}}{MM_{composto}} \cdot 100 = \frac{1 \cdot 63.55\ g/mol}{249.72\ g/mol} \cdot 100 = 25.45\%$$

$$\%_S = \frac{n_S \cdot MM_S}{MM_{composto}} \cdot 100 = \frac{1 \cdot 32.07\ g/mol}{249.72\ g/mol} \cdot 100 = 12.84\%$$

$$\%_O = \frac{n_O \cdot MM_O}{MM_{composto}} \cdot 100 = \frac{9 \cdot 16.00\ g/mol}{249.72\ g/mol} \cdot 100 = 57.66\%$$

$$\%_H = 100 - \%_{Cu} - \%_S - \%_O = 4.05\%$$

Calcolo della formula minima

I rapporti tra le masse di diversi elementi in un composto chimico sono diversi dai rapporti tra le moli degli stessi elementi.

Ad esempio: Dal calcolo precedente, in un campione di 25.6 g di urea sono contenuti 1.72 g di idrogeno e 6.82 g di ossigeno.

Però dalla formula dell'urea, $(NH_2)_2CO$, il rapporto tra le moli di idrogeno e ossigeno è 4: per ogni atomo di ossigeno ci sono 4 atomi di idrogeno.

Conoscendo la massa di ciascun elemento presente in un campione, possiamo calcolarne il numero di moli e da questo calcolo ottenere il rapporto tra le moli (**formula minima!**).

Nell'esempio: Dalla massa di idrogeno e di ossigeno nel campione di urea, posso calcolare che sono presenti

$$n_H = \frac{m_H}{MM_H} = \frac{1.72\ g}{1.01\ g/mol} = 1.70\ mol \quad e \quad n_O = \frac{m_O}{MM_O} = \frac{6.82\ g}{16.00\ g/mol} = 0.43\ mol$$

Da questi valori possiamo calcolare il rapporto tra idrogeno e ossigeno: $n_H/n_O = 1.70\ mol/0.43\ mol = 3.95 \approx 4$

Esempio:

La percentuale in peso degli elementi di un composto è: K 26.58%, Cr 35.35%, O 38.07%. Calcolare la formula empirica (o formula minima) del composto.

1. *Consideriamo una massa di composto di 100.0 g.*

   $m_K = 26.58\ g \qquad m_{Cr} = 35.35\ g \qquad m_O = 38.07\ g$

2. *Calcoliamo il numero di moli per ciascun elemento in base alla massa molare.*

   $MM_K = 39.10\ g/mol \qquad n_K = \frac{m_K}{MM_K} = \frac{26.58\ g}{39.10\ g/mol} = 0.6798\ mol$

   $MM_{Cr} = 52.00\ g/mol \qquad n_{Cr} = \frac{m_{Cr}}{MM_{Cr}} = \frac{35.35\ g}{52.00\ g/mol} = 0.6798\ mol$

   $MM_O = 16.00\ g/mol \qquad n_O = \frac{m_O}{MM_O} = \frac{38.07\ g}{16.00\ g/mol} = 2.379\ mol$

3. *Calcoliamo i rapporti molari, ponendo al denominatore l'elemento con meno moli per comodità*

   $\frac{n_{Cr}}{n_K} = \frac{0.6798\ mol}{0.6798\ mol} = 1 \qquad \frac{n_O}{n_K} = \frac{2.379\ mol}{0.6798\ mol} \approx 3.5$

$$K_1Cr_1O_{3.5} \qquad \Longrightarrow \qquad K_2Cr_2O_7$$

Esempio:

Il peso molecolare della nicotina è 162.2 u.m.a. e contiene carbonio (74.0%), idrogeno (8.70%) e azoto. Calcolare la ***formula molecolare****.*

Per 100 g di nicotina, $m_C = 74.0\ g$ $m_H = 8.70\ g$

$m_N = m_{totale} - m_C - m_H = (100 - 74.0 - 8.70)g = 17.3\ g$

$n_C = \frac{m_C}{MM_C} = \frac{74.0\ g}{12.01\ g/mol} = 6.15\ mol$ $/1.23\ mol \approx 5$

$n_H = \frac{m_H}{MM_H} = \frac{8.70\ g}{1.01\ g/mol} = 8.61\ mol$ $/1.23\ mol \approx 7$

$n_N = \frac{m_N}{MM_N} = \frac{17.3\ g}{14.01\ g/mol} = 1.23\ mol$ $/1.23\ mol = 1$

Formula minima: C_5H_7N

$MM_{C_5H_7N} = 81.13\frac{g}{mol}$

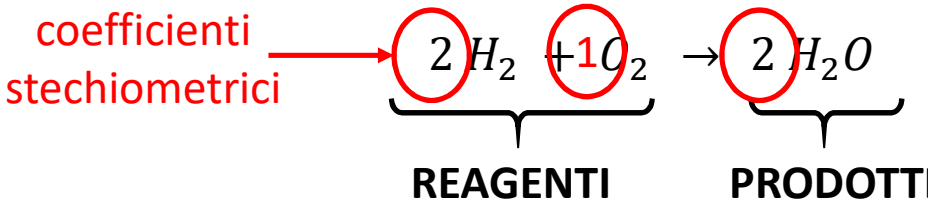
$MM_X = 162.2\frac{g}{mol}$

$MM_X/MM_{C_5H_7N} = 2$ Formula molecolare: $C_{10}H_{14}N_2$

Reazioni chimiche

Trasformazioni di alcune molecole (**reagenti**) in altre (**prodotti**) attraverso un cambio di connessioni (legami) tra gli atomi.

Le reazioni vengono rappresentate attraverso **equazioni chimiche**:



I coefficienti stechiometrici di una reazione sono necessari per il principio di conservazione delle massa: **il numero e il tipo di atomi tra i reagenti deve essere uguale al numero e al tipo di atomi tra i prodotti**.

Nell'esempio: $2\,H_2 + O_2 \rightarrow 2\,H_2O$

Due molecole di idrogeno (H_2) si combinano con una molecola di ossigeno (O_2) per dare due molecole di acqua (H_2O).

Tra i reagenti: (2x2) = 4 atomi di idrogeno, 2 atomi di ossigeno

Tra i prodotti: (2x2) = 4 atomi di idrogeno, 2 atomi di ossigeno

L'equazione è bilanciata.

Il segno → in una equazione chimica indica che il processo avviene fino al consumo totale di almeno uno dei reagenti. La reazione si dice **completa**.

Il segno $\rightleftharpoons$ indica una reazione **all'equilibrio**, cioè una reazione in cui reagenti e prodotti non vengono consumati completamente.

Le equazioni chimiche possono indicare anche lo stato di aggregazione delle specie coinvolte nella reazione:

$$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \rightarrow 2\,H_2O_{(l)}$$

Stati di aggregazione: (g) = gas, (l) = liquido,
(s) = solido, (solv) = solvatato,
(aq) = in soluzione acquosa.

Possono essere presenti anche i segni: ↓ che indica che una specie lascia il sistema di reazione perché precipita dalla soluzione, e ↑ che indica che una specie lascia il sistema di reazione nella forma di gas.

Nel caso siano presenti coefficienti stechiometrici frazionari, è possibile moltiplicare in modo da ottenere coefficienti interi:

$$C_4H_{10} + {}^{13}/_{2}\,O_2 \rightarrow 4\,CO_2 + 5\,H_2O$$ x2

$$2\,C_4H_{10} + 13\,O_2 \rightarrow 8\,CO_2 + 10\,H_2O$$

Un esempio di bilanciamento di reazioni:

$KClO_3 \rightarrow KCl + O_2$

3 atomi di O tra i reagenti, ma 2 atomi di ossigeno tra i prodotti

$\mathbf{2}\ KClO_3 \rightarrow KCl + \mathbf{3}\ O_2$

Potassio e cloro non sono bilanciati

$\mathbf{2}\ KClO_3 \rightarrow \mathbf{2}\ KCl + \mathbf{3}\ O_2$

Suggerimenti per il bilanciamento:

1. Iniziare bilanciando gli elementi che compaiono in un solo reagente e in un solo prodotto
2. Bilanciare per ultimi gli elementi liberi, se presenti
3. Gli ioni poliatomici che rimangono immutati possono essere considerati come entità a sé, e bilanciati come gruppo anziché come atomi singoli
4. In alcuni casi è utile bilanciare con coefficienti frazionari (e poi eventualmente moltiplicare)

$Be_2C + H_2O \rightarrow Be(OH)_2 + CH_4$

$Be_2C + 4\ H_2O \rightarrow 2\ Be(OH)_2 + CH_4$

$NH_3 + CuO \rightarrow Cu + N_2 + H_2O$

$2\ NH_3 + 3\ CuO \rightarrow 3\ Cu + N_2 + 3\ H_2O$

$C_2H_6 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$

$2\ C_2H_6 + 7\ O_2 \rightarrow 4\ CO_2 + 6\ H_2O$

Reazioni in soluzione acquosa: Elettroliti

Per le reazioni che avvengono in soluzione acquosa, è necessario che i reagenti siano sciolti in acqua (**DISSOLUZIONE**). Si definiscono **ELETTROLITI** quelle sostanze che, sciolte in acqua rendono la soluzione capace di condurre elettricità perchè si dissociano negli ioni che li formano (**DISSOCIAZIONE**).

Un esempio di elettroliti sono i sali: $NaCl_{(s)} \rightarrow Na^{+}_{(aq)} + Cl^{-}_{(aq)}$.

Tra gli elettroliti distinguiamo:

- **ELETTROLITI FORTI**, tra cui tutti i sali, che quando si sciolgono si dissociano completamente (N.B. alcuni sali però sono poco solubili...). Questo include anche gli acidi e le basi forti: $HCl + H_2O \rightarrow Cl^{-}_{(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}$
- **ELETTROLITI DEBOLI**, che sono solo parzialmente dissociati in soluzione. Tra questi, basi e acidi deboli: $CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^{-}_{(aq)} + H_3O^{+}_{(aq)}$

Tra le sostanze che appartengono al gruppo dei **NON ELETTROLITI**: composti organici (a parte acidi e basi organiche, che sono di solito elettroliti deboli) e altri composti molecolari.

Quando le reazioni avvengono in ambiente acquoso, le specie ioniche (sali e altri elettroliti forti) si dissociano negli ioni che le costituiscono. In questo caso, alcuni ioni partecipano alla reazione, altri (indicati come **ioni spettatori**) rimangono inalterati in soluzione acquosa.

Esempio: $Mg(OH)_{2(aq)} + 2\,HCl_{(aq)} \rightarrow MgCl_{2(aq)} + 2\,H_2O_{(l)}$

In questa reazione alcune specie sono dissociate negli ioni che le costituiscono. In particolare:

$$Mg(OH)_{2(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2\,OH^-_{(aq)}$$

$$MgCl_{2(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2\,Cl^-_{(aq)}$$

$$HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$$

*Riscrivendo l'equazione **in forma ionica**:*

$$Mg^{2+}_{(aq)} + 2\,OH^-_{(aq)} + 2\,H^+_{(aq)} + 2\,Cl^-_{(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2\,Cl^-_{(aq)} + 2\,H_2O_{(l)}$$

Gli ioni spettatori possono essere omessi: $OH^-_{(aq)} + H^+_{(aq)} \rightarrow H_2O_{(l)}$.

Per le reazioni in forma ionica, è necessario considerare anche il **bilanciamento delle cariche**: la carica complessiva tra i reagenti deve essere pari alla carica complessiva tra i prodotti.

Per indicare il ruolo del solvente in una reazione, questo può essere indicato sopra la freccia che indica il procedere della reazione.

Esempi: $NaNO_{3(s)} \xrightarrow{H_2O} Na^+_{(aq)} + NO^-_{3(aq)}$

$Al_2S_{3(s)} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 2\,Al^{3+}_{(aq)} + 3\,S^{2-}_{(aq)}$

Tipi di reazioni chimiche

- **Reazioni di sintesi**: reazione in cui si ha la formazione di un nuovo composto da due o più reagenti *Esempio:* $H_2 + I_2 \rightarrow 2\,HI$
- **Reazioni di decomposizione**: reazioni in cui un reagente si scompone in due o più prodotti (spesso con l'aiuto del calore) *Esempio:* $CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$
- **Reazioni acido-base** *Esempio:* $H_2SO_4 + 2\,NaOH \rightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$
- **Reazioni di combustione**: reazioni in cui un reagente si combina con l'ossigeno per formare CO_2 e acqua *Esempio:* $C_3H_8 + {}^7/_2\ O_2 \rightarrow 3\,CO_2 + 3\,H_2O$
- **Ossidoriduzioni** *Esempio:* $2\,MnO_4^- + 3\,SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow 2\,MnO_2 + 3\,SO_4^{2-} + 2\,OH^-$

Reazioni di ossidoriduzione

Le **reazioni di ossidoriduzione** (redox) sono reazioni in cui avviene un trasferimento di elettroni tra le specie coinvolte.

Ad esempio: $Zn_{(s)} + Cu^{2+}_{(aq)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + Cu_{(s)}$

Si parla sempre di una coppia in cui una specie dona gli elettroni e un'altra li accetta.

Si possono scrivere due **semi-reazioni** separate, che **avvengono sempre contemporaneamente**:

- la **semi-reazione di ossidazione**, in cui una specie cede elettroni:

RIDUCENTE → $Zn_{(s)} \rightarrow Zn^{2+}_{(aq)} + 2\,e^-$

forma ridotta — forma ossidata

- la **semi-reazione di riduzione**, in cui una specie accetta elettroni:

OSSIDANTE → $Cu^{2+}_{(aq)} + 2\,e^- \rightarrow Cu_{(s)}$

forma ossidata — forma ridotta

La specie coinvolta nella semireazione di ossidazione viene chiamata **riducente**, la specie coinvolta nella semireazione di riduzione viene chiamata **ossidante**.

Bilanciamento con il metodo delle semireazioni

Una reazione di ossidoriduzione provoca un cambiamento degli stati di ossidazione di alcuni atomi presenti tra i prodotti rispetto agli stessi atomi tra i reagenti, in coincidenza con lo scambio di elettroni tra le specie chimiche.

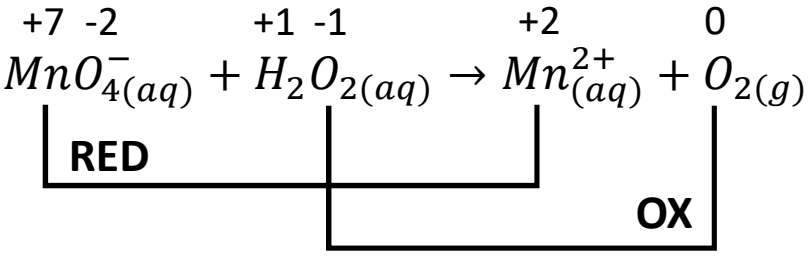
Poichè le reazioni di ossidazione e riduzione avvengono contemporaneamente, nella reazione deve esserci una specie chimica il cui numero di ossidazione aumenta e una specie chimica il cui numero di ossidazione diminuisce.

- **Ossidazione**: cessione di elettroni da parte di un atomo in una specie chimica, aumento del suo numero di ossidazione
- **Riduzione**: acquisizione di elettroni da parte di un atomo in una specie chimica, diminuzione del suo numero di ossidazione

Le reazioni di ossidoriduzione devono essere bilanciate considerando lo scambio di ***elettroni***, oltre al ***numero e tipo di atomi*** e alla ***carica*** (come per le reazioni chimiche che non comportano variazione dello stato di ossidazione degli atomi coinvolti).

Per bilanciarle usiamo il metodo delle semireazioni, che consiste nel separare le specie atomiche coinvolte nelle semireazioni di riduzione e di ossidazione e bilanciare queste separatamente.

Esempio: Bilanciare la seguente reazione che avviene in ambiente acido



1. Attribuire gli **stati di ossidazione** e riconoscere **la specie che si riduce e quella che si ossida.**

2. Si separano la reazione di riduzione e quella di ossidazione, tenendo conto della dissociazione delle specie ioniche in soluzione:

OX $\quad H_2O_2 \rightarrow O_2$ $\qquad$ **RED** $\quad MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$

3. Bilanciare il numero di atomi dell'elemento che viene ossidato o ridotto. Per le semireazioni nell'esempio, i numeri di atomi di O e Mn sono già bilanciati.

4. Aggiungere gli elettroni ceduti o acquisiti in base alla variazione del numero di ossidazione.

$H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2(1e^-)$ $\qquad$ $MnO_4^- + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}$

5. Per ciascuna delle semireazioni, bilanciare le cariche tra i reagenti e tra i prodotti aggiungendo **ioni H^+** se la reazione avviene in **ambiente acido**, o **ioni OH^-** se la reazione avviene in **ambiente basico**.

$H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\,e^- + 2\,H^+$ $\qquad$ $MnO_4^- + 5\,e^- + 8\,H^+ \rightarrow Mn^{2+}$

6. Per ciascuna della semireazioni, bilanciare numero e tipo di atomi aggiungendo molecole di acqua tra i reagenti o tra i prodotti.

x5 $H_2O_2 \rightarrow O_2 + 2\,e^- + 2\,H^+$ $MnO_4^- + 5\,e^- + 8\,H^+ \rightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O$ x2

Non è necessario aggiungere H_2O

7. Dopo aver bilanciato le semireazioni, **moltiplicare ciascuna semireazione per un coefficiente intero, in modo che il numero di elettroni ceduti risulti uguale al numero di elettroni acquisiti.**

$5\,H_2O_2 \rightarrow 5\,O_2 + 10\,e^- + 10\,H^+$

$2\,MnO_4^- + 10\,e^- + 16\,H^+ \rightarrow 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$

8. Sommare le semireazioni. Le specie che compaiono sia ai reagenti che ai prodotti possono essere omesse.

$$5\,H_2O_2 + 2\,MnO_4^- + 10\,e^- + 16\,H^+ \rightarrow 5\,O_2 + 10\,e^- + 10\,H^+ + 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$$

$$5\,H_2O_2 + 2\,MnO_4^- + 6\,H^+ \rightarrow 5\,O_2 + 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$$

Al termine si verifica che la reazione sia effettivamente bilanciata controllando carica e numero di atomi.

Esempio: Bilanciare la seguente reazione che avviene in <u>ambiente acido</u>

$$\overset{+6\ -2}{Cr_2O_{7(aq)}^{2-}} + \overset{-1}{Cl_{(aq)}^{-}} \rightarrow \overset{+3}{Cr_{(aq)}^{3+}} + \overset{0}{Cl_{2(g)}}$$

RED **OX**

1. Stati di ossidazione, ossidazione e riduzione.

2. Si separano le semireazioni:

OX: $Cl^- \rightarrow Cl_2$ RED: $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$

3. Si bilancia il numero di atomi dell'elemento che viene ossidato o ridotto.

$2\ Cl^- \rightarrow Cl_2$ $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2\ Cr^{3+}$

4. Si aggiungono gli elettroni ceduti o acquisiti.

$2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$ $Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- \rightarrow 2\ Cr^{3+}$

5. Si bilanciano le cariche aggiungendo ioni H^+ (ambiente acido).

$2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$ $Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- + 14\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+}$

6. Si bilanciano numero e tipo di atomi aggiungendo acqua.

x3 $2\ Cl^- \rightarrow Cl_2 + 2\ e^-$ $Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- + 14\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$ **x1**

7. Si eguagliano gli elettroni ceduti/acquistati.

$6\ Cl^- \rightarrow 3\ Cl_2 + 6\ e^-$ $Cr_2O_7^{2-} + 6\ e^- + 14\ H^+ \rightarrow 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$

8. Si sommano le semireazioni.

$$6\ Cl^- + Cr_2O_7^{2-} + 14\ H^+ \rightarrow 3\ Cl_2 + 2\ Cr^{3+} + 7\ H_2O$$

Esempio: Bilanciare la seguente reazione che avviene in <u>ambiente basico</u>

+1 -2 +3 -2 -1 +6 -2

$$ClO^-_{(aq)} + CrO^-_{2(aq)} \rightarrow Cl^-_{(aq)} + CrO^{2-}_{4(aq)}$$

RED **OX**

1. Stati di ossidazione, ossidazione e riduzione.

2. Si separano le semireazioni:

OX: $CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-}$ RED: $ClO^- \rightarrow Cl^-$

3. Si bilancia il numero di atomi dell'elemento che viene ossidato o ridotto. **OK**

4. Si aggiungono gli elettroni ceduti o acquisiti.

$$CrO_2^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 3\ e^- \qquad ClO^- + 2\ e^- \rightarrow Cl^-$$

5. Si bilanciano le cariche aggiungendo ioni OH^- (ambiente basico).

$$CrO_2^- + 4\ OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 3\ e^- \qquad ClO^- + 2\ e^- \rightarrow Cl^- + 2\ OH^-$$

6. Si bilanciano numero e tipo di atomi aggiungendo acqua.

x2 $CrO_2^- + 4\ OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 3\ e^- + 2\ H_2O$

$ClO^- + 2\ e^- + H_2O \rightarrow Cl^- + 2\ OH^-$ **x3**

7. Si eguagliano gli elettroni ceduti/acquistati.

$$2\ CrO_2^- + 8\ OH^- \rightarrow 2\ CrO_4^{2-} + 6\ e^- + 4\ H_2O$$

$$3\ ClO^- + 6\ e^- + 3\ H_2O \rightarrow 3\ Cl^- + 6\ OH^-$$

8. Si sommano le semireazioni.

$$2\ CrO_2^- + 2\ OH^- + 3\ ClO^- \rightarrow 2\ CrO_4^{2-} + H_2O + 3\ Cl^-$$

Esempio: Bilanciare la seguente ***reazione di dismutazione, in cui la stessa specie di ossida e si riduce****, che avviene in* *ambiente basico*

$$\overset{0}{Cl_{2(g)}} \rightarrow \overset{-1}{Cl^-_{(aq)}} + \overset{+1\ -2}{ClO^-_{(aq)}}$$

RED **OX**

2. Si separano le semireazioni:

OX: $Cl_2 \rightarrow ClO^-$ RED: $Cl_2 \rightarrow Cl^-$

3. Si bilancia il numero di atomi dell'elemento che viene ossidato o ridotto.

$Cl_2 \rightarrow 2\ ClO^-$ $Cl_2 \rightarrow 2\ Cl^-$

4. Si aggiungono gli elettroni ceduti o acquisiti.

$Cl_2 \rightarrow 2\ ClO^- + 2\ e^-$ $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$

5. Si bilanciano le cariche aggiungendo ioni OH^- (ambiente basico).

$Cl_2 + 4\ OH^- \rightarrow 2\ ClO^- + 2\ e^-$ $Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$

6. Si bilanciano numero e tipo di atomi aggiungendo acqua.

x1 $Cl_2 + 4\ OH^- \rightarrow 2\ ClO^- + 2\ e^- + 2\ H_2O$

$Cl_2 + 2\ e^- \rightarrow 2\ Cl^-$ **x1**

7. Si eguagliano gli elettroni ceduti/acquistati. In questo caso le due semireazioni hanno lo stesso numero di elettroni.

8. Si sommano le semireazioni.

$$2\ Cl_2 + 4\ OH^- \rightarrow 2\ ClO^- + 2\ Cl^- + 2\ H_2O$$

$$Cl_2 + 2\ OH^- \rightarrow ClO^- + Cl^- + H_2O$$

Esempio: Bilanciare la seguente reazione che avviene in <u>ambiente acido</u>

$$\overset{+5\ -2}{NO_{3(aq)}^{-}} + \overset{+3\ -2}{As_2O_{3(s)}} \rightarrow \overset{+3\ -2}{N_2O_{3(g)}} + \overset{+1\ +5\ -2}{H_3AsO_{4(aq)}}$$

RED **OX**

1. Stati di ossidazione, ossidazione e riduzione.

2. Si separano le semireazioni:

OX: $As_2O_3 \rightarrow H_3AsO_4$ RED: $NO_3^- \rightarrow N_2O_3$

3. Si bilancia il numero di atomi dell'elemento che viene ossidato o ridotto.

$As_2O_3 \rightarrow 2\ H_3AsO_4$ $2\ NO_3^- \rightarrow N_2O_3$

4. Si aggiungono gli elettroni ceduti o acquisiti.

$As_2O_3 \rightarrow 2\ H_3AsO_4 + 4\ e^-$ $2\ NO_3^- + 4\ e^- \rightarrow N_2O_3$

5. Si bilanciano le cariche aggiungendo ioni H^+ (ambiente acido).

$As_2O_3 \rightarrow 2\ H_3AsO_4 + 4\ e^- + 4\ H^+$ $2\ NO_3^- + 4\ e^- + 6\ H^+ \rightarrow N_2O_3$

6. Si bilanciano numero e tipo di atomi aggiungendo acqua.

x1 $As_2O_3 + 5\ H_2O \rightarrow 2\ H_3AsO_4 + 4\ e^- + 4\ H^+$

$2\ NO_3^- + 4\ e^- + 6\ H^+ \rightarrow N_2O_3 + 3\ H_2O$ **x1**

7. Si eguagliano gli elettroni ceduti/acquistati. In questo caso le due semireazioni hanno lo stesso numero di elettroni.

8. Si sommano le semireazioni.

$$As_2O_3 + 2\ NO_3^- + 2\ H^+ + 2\ H_2O \rightarrow 2\ H_3AsO_4 + N_2O_3$$

Relazioni ponderali in una reazione chimica

I coefficienti stechiometrici di una reazione bilanciata rappresentano le moli di reagenti che si combinano tra loro, per dare le moli di prodotti indicate dei coefficienti stechiometrici dei prodotti.

Conoscendo le masse molari di reagenti e prodotti, possiamo calcolare anche la massa di ciascuna delle sostanze che reagiscono.

Ad esempio: Quanto ossigeno reagisce con 10.0 g di gas metano (CH_4) per produrre diossido di carbonio e acqua (reazione di combustione)?

$$CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O$$

$$m_{CH_4} = 10.0\ g \qquad MM_{CH_4} = 16.05\ \frac{g}{mol} \qquad MM_{O_2} = 32.00\ \frac{g}{mol}$$

$$n_{CH_4} = \frac{m_{CH_4}}{MM_{CH_4}} = \frac{10.0\ g}{16.05\ g/mol} = 0.623\ mol$$

1 mol di CH_4 reagisce con 2 mol di O_2, ***rapporto stechiometrico*** *1:2*

$$n_{O_2} = 2 \cdot n_{CH_4} = 2 \cdot 0.623\ mol = 1.25\ mol$$

$$m_{O_2} = n_{O_2} \cdot MM_{O_2} = 1.25\ mol \cdot 32.00\ g/mol = 39.95\ g$$

Esempio:

Il litio metallico reagisce con l'acqua per dare idrossido di litio e idrogeno molecolare. Scrivere la reazione bilanciata e calcolare la massa di acqua che viene consumata da 7.0 g di litio e le masse di idrogeno e idrossido di litio che vengono prodotte.

$$2\ Li + 2\ H_2O \rightarrow 2\ LiOH + H_2$$

$m_{Li} = 7.0\ g \qquad MM_{Li} = 6.94\ g/mol \qquad MM_{H_2O} = 18.02\ g/mol$

$MM_{H_2} = 2.02\ g/mol \qquad MM_{LiOH} = 23.95\ g/mol$

$$n_{Li} = \frac{m_{Li}}{MM_{Li}} = \frac{7.0\ g}{6.94\ g/mol} = 1.0\ mol$$

Rapporto stechiometrico *Li : H_2O = 1 : 1*

$n_{H_2O} = n_{Li} = 1.0\ mol \qquad m_{H_2O} = n_{H_2O} \cdot MM_{H_2O} = 18\ g$

Rapporto stechiometrico *Li : LiOH = 1 : 1*

$n_{LiOH} = n_{Li} = 1.0\ mol \qquad m_{LiOH} = n_{LiOH} \cdot MM_{LiOH} = 24\ g$

Rapporto stechiometrico *Li : H_2 = 2 : 1*

$n_{H_2} = {}^1/_2\, n_{Li} = 0.50\ mol \qquad m_{H_2} = n_{H_2} \cdot MM_{H_2} = 1.0\ g$

Reagente limitante

Quando due composti reagiscono tra loro nelle quantità esattamente previste dalla stechiometria di reazione, al termine delle reazione entrambi sono stati consumati. Si dice in questo caso che i composti sono in **quantità stechiometrica**.

In alcuni casi, un reagente è in quantità superiore all'altro. Il reagente in quantità stechiometrica inferiore (**reagente limitante**) viene consumato completamente prima dell'altro (**reagente in eccesso**). Una volta consumato uno dei due reagenti, la reazione ha termine perchè non può continuare in assenza di entrambi i reagenti.

Per calcolare la quantità di prodotto che si ottiene, è necessario individuare il reagente limitante. **La quantità di prodotto che si forma dipende dalla quantità di reagente limitante presente.**

Reagente limitante → in quantità stechiometrica minore, consumato completamente al termine della reazione, la sua quantità deve essere considerata per calcolare la quantità di prodotto della reazione.

Reagente in eccesso → in quantità stechiometrica maggiore, ancora presente al termine della reazione.

Esempio:

220.0 g di nitrato d'argento vengono aggiunti ad una soluzione contenente 98.0 g di cloruro di calcio. Si formano cloruro d'argento e nitrato di calcio. Individuare il reagente limitante, calcolare la quantità del reagente in eccesso che rimane e le quantità dei due prodotti che si formano durante la reazione.

$$2\,AgNO_3 + CaCl_2 \rightarrow 2\,AgCl + Ca(NO_3)_2$$

$MM_{AgNO_3} = 169.88\ g/mol$ $\quad MM_{CaCl_2} = 110.98\ g/mol$

$$n_{AgNO_3} = \frac{m_{AgNO_3}}{MM_{AgNO_3}} = \frac{220.0\ g}{169.88\ g/mol} = 1.295\ mol$$

$$n_{CaCl_2} = \frac{98.0\ g}{110.98\ g/mol} = 0.883\ mol$$

maggiore

Rapporto stechiometrico $AgNO_3 : CaCl_2 = 2 : 1$

Se $AgNO_3$ fosse reagente limitante, calcolo quantità di $CaCl_2$ consumata:

$n_{CaCl_2\ consumate} = n_{AgNO_3}/2 = 0.647\ mol$

minore

$AgNO_3$ è il reagente limitante

$n_{CaCl_2\ residue} = (0.883 - 0.647)\ mol = 0.235\ mol$

Rapporto stechiometrico $AgNO_3 : AgCl = 1 : 1$ $\quad n_{AgCl} = n_{AgNO_3} = 1.295\ mol$

Rapporto stechiometrico $AgNO_3 : Ca(NO_3)_2 = 2 : 1$ $\quad n_{Ca(NO_3)_2} = \frac{1}{2} n_{AgNO_3} = 0.647\ mol$

Esempio:

Se 0.86 mol di diossido di manganese reagiscono con 48.2 g di acido cloridrico, per produrre dicloruro di manganese, cloro molecolare e acqua, quale reagente sarà consumato per primo? E quanti grammi di cloro saranno prodotti?

$$MnO_2 + 4\,HCl \rightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\,H_2O$$

$$n_{MnO_2} = 0.86\ mol \qquad m_{HCl} = 48.2\ g \qquad MM_{HCl} = 36.46\ g/mol$$

$$n_{HCl} = \frac{m_{HCl}}{MM_{HCl}} = \frac{48.2\ g}{36.46\ g/mol} = 1.32\ mol$$ — *minore*

Rapporto stechiometrico $MnO_2 : HCl = 1 : 4$

Se MnO_2 fosse reagente limitante, calcolo quantità di HCl consumata:

$$n_{HC\ \ consumate} = n_{MnO_2} \cdot 4 = 0.86\ mol \cdot 4 = 3.44\ mol$$ — *maggiore*

HCl è il reagente limitante e viene consumato per primo

Rapporto stechiometrico $HCl : Cl_2 = 4 : 1$ $\qquad n_{Cl_2} = \frac{n_{HCl}}{4} = \frac{1.32\ mol}{4} = 0.330\ mol$

$$MM_{Cl_2} = 70.90\ g/mol \qquad m_{Cl_2} = n_{Cl_2} \cdot MM_{Cl_2} = 23.4\ g$$

Resa

Come abbiamo visto in precedenza, dalla quantità di reagente limitante presente nell'ambiente di reazione possiamo calcolare la quantità di prodotto che dovremmo ottenere. Tuttavia, nella realtà delle condizioni sperimentali, la quantità di prodotto che otteniamo è solitamente minore a quella attesa.

La resa di una reazione rappresenta, in percentuale, la quantità di prodotto ottenuta, rispetto a quella prevista:

$$Resa = \frac{m_{ottenuta\ di\ X}}{m_{teorica\ di\ X}} \cdot 100 = \frac{n_{ottenut\ \ di\ X}}{n_{teoriche\ di\ X}} \cdot 100$$

Ad esempio: Si considera la seguente reazione: $CaO + 3\ C \rightarrow CaC_2 + CO$

300 g di ossido di calcio vengono fatti reagire con carbone. Si ottengono 248 g di CaC_2*. Calcolare la resa di questa reazione.*

$MM_{CaO} = 56.08\ g/mol$ $\quad n_{CaO} = \frac{m_{CaO}}{MM_{CaO}} = \frac{300\ g}{56.08\ g/mol} = 5.35\ mol$

Rapporto stechiometrico CaO : CaC_2 *= 1 : 1* $\quad n_{CaC_2,teoriche} = 5.35\ mol$

$MM_{CaC_2} = 64.1\ g/mol$ $\quad n_{CaC2,ottenute} = \frac{m_{CaC_2}}{MM_{CaC_2}} = \frac{248\ g}{64.1\ g/mol} = 3.87\ mol$

$$Resa = \frac{n_{ottenute\ di CaC_2}}{n_{teoriche\ di CaC_2}} \cdot 100 = \frac{3.87\ mol}{5.35\ mol} \cdot 100 = 72.3\%$$

Esempio:

6.50 g di alcol etilico (C_2H_6O) vengono fatti reagire con 15.1 g di triioduro di fosforo, per formare ioduro di etile (C_2H_5I) e acido fosfonico. Se la reazione ha una resa del 60%, calcolare la massa di ioduro di etile ottenuta.

$$3\,C_2H_6O + PI_3 \rightarrow 3\,C_2H_5I + H_3PO_3$$

$$m_{C_2H_6O} = 6.50\ g \qquad MM_{C_2H_6O} = 46.08\ g/mol$$

$$n_{C_2H_6O} = \frac{m}{MM} = \frac{6.50\ g}{46.08\ g/mol} = 0.143\ mol$$

$$m_{PI_3} = 15.1\ g \qquad MM_{PI_3} = 411.67\ g/mol$$

$$n_{PI_3} = \frac{m}{MM} = \frac{15.1\ g}{411.67\ g/mol} = 3.67 \cdot 10^{-2}\ mol$$

minore

Rapporto stechiometrico $C_2H_6O : PI_3 = 3 : 1$

Se C_2H_6O fosse reagente limitante, calcolo quantità di PI_3 consumata:

$$n_{PI_3\ consumate} = n_{C_2H_6O}/3 = 4.77 \cdot 10^{-2}\ mol$$

maggiore

PI_3 è il reagente limitante

Rapporto stechiometrico $PI_3 : C_2H_5I = 1 : 3$

$$n_{C_2H_5I\ teoriche} = 3\,n_{PI_3} = 3 \cdot 3.67 \cdot 10^{-2} mol = 0.110\ mol$$

$$n_{C_2H_5I\ reali} = resa \cdot n_{C_2H_5I\ teoriche} = 60\% \cdot 0.110\ mol = 6.60 \cdot 10^{-2} mol$$

$$MM_{C_2H_5I} = 155.97\ g/mol \qquad m_{C_2H_5I} = MM \cdot n_{reali} = 10.3\ g$$

Purezza dei reagenti

In alcuni casi, la quantità di un reagente che viene pesata non è quella che poi sarà disponibile per la reazione in quanto nel materiale pesato non sono presenti solo le molecole di reagente, ma anche altre sostanze. In questo caso si dice che il reagente non è puro.

Conoscendo la percentuale (in peso) delle molecole di reagente che sono presenti nel campione, possiamo comunque calcolare la quantità di prodotto che si forma. Tale percentuale prende il nome di **purezza**.

Ad esempio: Calcolare la quantità di idrossido di potassio che può essere ottenuta da 5.00 g di potassio con purezza al 70% che vengono fatti reagire con acqua. Nella reazione si forma anche idrogeno molecolare.

$2\,K\ + 2\,H_2O\ \rightarrow 2\,KOH\ +\ H_2$ $\quad m_{K\ impuro} = 5.00\ g$ $\quad purezza = 70\%$

$m_{K\ puro} = m_{K\ impuro} \cdot purezza = 5.00\ g \cdot 70\% = 3.50\ g$ $\quad MM_K = 39.10\ g/mol$

$$n_K = \frac{m}{MM} = \frac{3.50\ g}{39.10\ g/mol} = 8.95 \cdot 10^{-2}\ mol$$

Rapporto stechiometrico K : KOH = 1 : 1

$n_{KOH} = n_K = 8.95 \cdot 10^{-2} mol$ $\quad MM_{KOH} = 56.11\ g/mol$

$m_{KOH} = MM \cdot n = 5.02\ g$

Esempio:

La calcinazione è un trattamento termico che porta alla decomposizione in ossido del metallo e diossido di carbonio. La calcinazione di 100 g di un minerale che contiene $CaCO_3$ e $MgCO_3$ ha prodotto 36.4 g di CaO e 16.7 g di MgO. Calcolare la percentuale dei due carbonati nel minerale.

$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2$ $\qquad$ $MgCO_3 \xrightarrow{\Delta} MgO + CO_2$

$m_{CaC_3} + m_{MgCO_3} = 100g$ $\qquad$ $m_{CaO} = 36.4\ g$ $\qquad$ $m_{MgO} = 16.7\ g$

- $MM_{CaO} = 56.08\ g/mol$ $\qquad$ $n_{CaO} = \frac{m}{MM} = \frac{36.4\ g}{56.08\ g/mol} = 0.649\ mol$

  Rapporto stechiometrico CaO : $CaCO_3$ = 1: 1

  $n_{CaCO_3} = n_{CaO} = 0.649\ mol$ $\qquad$ $MM_{CaCO_3} = 100.09\ \frac{g}{mol}$

  $m_{CaC_3} = n \cdot MM = 64.9\ g$ $\qquad$ $\%CaCO_3 = \frac{m_{CaCO_3}}{m_{totale}} \cdot 100 = 64.9\%$

- $MM_{MgO} = 40.30\ g/mol$ $\qquad$ $n_{Mg} = \frac{m}{MM} = \frac{16.7\ g}{40.30\ g/mol} = 0.414\ mol$

  Rapporto stechiometrico MgO : $MgCO_3$ = 1: 1

  $n_{MgCO_3} = n_{Mg} = 0.414\ mol$ $\qquad$ $MM_{MgCO_3} = 84.31\ \frac{g}{mol}$

  $m_{MgCO_3} = n \cdot MM = 34.9\ g$ $\qquad$ $\%MgCO_3 = \frac{m_{MgCO_3}}{m_{totale}} \cdot 100 = 34.9\%$

Soluzione

Una soluzione è una **miscela omogenea** di almeno due sostanze che si mescolano formando un'unica fase.

La componente in quantità maggiore viene detta **solvente**.
Le componenti in quantità minore (anche una sola) vengono dette **soluti**.

Il processo in cui un soluto si scioglie in un solvente è detto **dissoluzione**.

Le componenti di una soluzione possono essere separate per mezzo di processi fisici (evaporazione, distillazione, cristallizzazione).



Le soluzioni possono essere:

- gassose: miscele di due o più gas sono SEMPRE omogenee, sono sempre soluzioni
- liquide: formate da solvente liquido e soluto che può essere (1) solido (*ad esempio: acqua di mare*), (2) liquido (*vino*) oppure (3) gassoso (*acqua gassata*)
- solide: generalmente chiamate leghe (*ad esempio: ottone, bronzo, acciaio*)

Concentrazione

A seconda della quantità di soluto contenuto nel solvente, la soluzione si dice più concentrata (più soluto) o più diluita (meno soluto). La **concentrazione** è la quantità di soluto che viene sciolta in una quantità unitaria di solvente.

A seconda dell'utilizzo che si fa di questa informazione, ci sono diversi modi di definire la concentrazione e diverse unità di misura. Tra queste possiamo distinguere unità di tipo fisico che considerano grandezze prettamente fisiche come massa o volume, e unità di tipo chimico che considerano la quantità chimica di sostanza (il numero di moli).

- **%massa**: $^0/_0\, m/m = \frac{m_{soluto}}{m_{soluzione}} \cdot 100$
- **%volume**: $^0/_0\, V/V = \frac{V_{soluto}}{V_{soluzione}} \cdot 100$
- **%massa/volume**: $^0/_0\, m/V = \frac{m_{soluto}}{V_{soluzione}} \cdot 100$
- **ppm (parti per milione)**: $ppm = \frac{m_{soluto}(g)}{V_{soluzione}(L)} \cdot 10^6$

Unità fisiche

Unità chimiche

- **Frazione molare**: $\chi_i = \frac{n_i}{n_{totali}} = \frac{n_i}{\sum_j^N n_j}$

La somma delle frazioni molari di tutte le componenti deve essere pari a 1.

- **MOLALITA'**: $m = \frac{n_{soluto}}{m_{solvente}(Kg)}$

unità di misura: **mol/Kg**

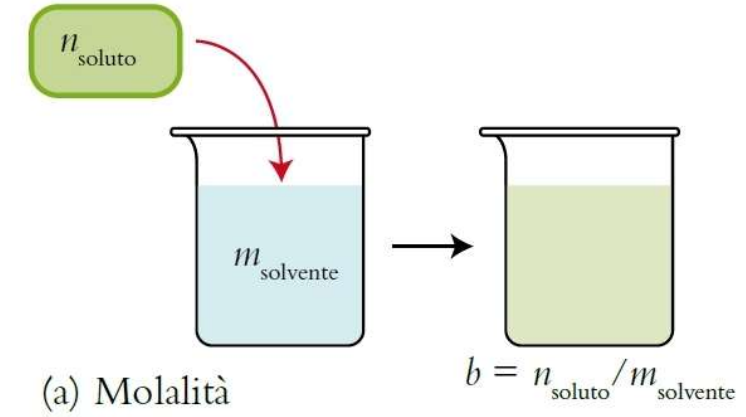
- **MOLARITA'**: $M = \frac{n_{soluto}}{V_{soluzione}}$

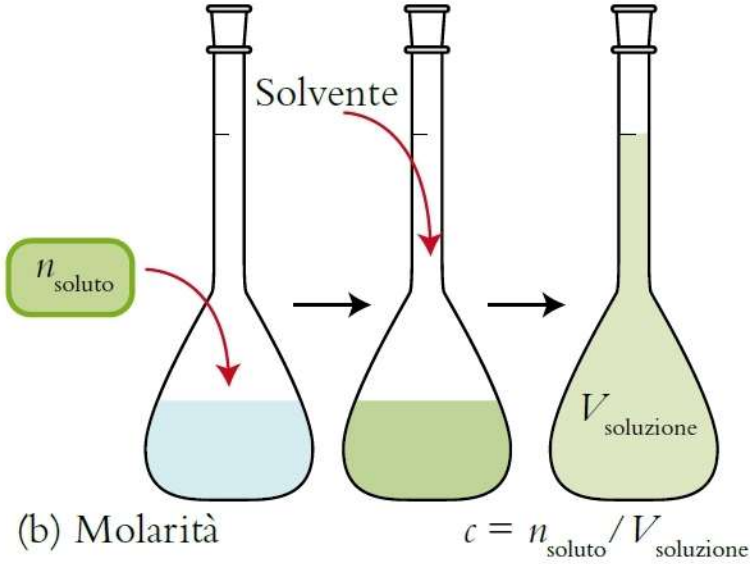
unità di misura: **mol/L**

- **NORMALITA'**: $N = \frac{eq_{soluto}}{V_{soluzione}}$

unità di misura: **eq/L**

Equivalente = frazione di mole
Il rapporto tra equivalenti e moli dipende dalla stechiometria della reazione. Le sostanze reagiscono tra loro in rapporto 1 eq : 1 eq.





ATTENZIONE!! Le masse sono additive: la massa della soluzione è pari alla massa del solvente più quella del soluto. **I volumi NO!!!**

Esempio: Una soluzione di acido bromidrico al 48.5% in massa ha una densità di 1.488 g/cm³. Calcolare la %m/V della soluzione.

HBr *Per 100 g di soluzione:* $m_{HBr} = \%\frac{m}{m} \cdot m_{soluzione} = 48.5\ g$

$$V_{soluzione} = \frac{m_{soluzione}}{d_{soluzione}} = \frac{100\ g}{1.488\ g/cm^3} = 67.20\ cm^3 = 67.20\ mL$$

$$\%\, m/V = \frac{m_{HBr}}{V_{soluzione}(mL)} \cdot 100 = \frac{48.5\ g}{67.20\ mL} \cdot 100 = 72.2\%\ (g/mL)$$

Esempio: Quanto acido nitrico (in g) è contenuto in 5.00 L di una soluzione $1.55 \cdot 10^{-2}$ M dell'acido? **[M, molare, equivale a mol/L]**

HNO_3 $M = 1.55 \cdot 10^{-2}\ mol/L$ $M = \frac{n_{HNO_3}}{V_{soluzione}}$

$$n_{HNO_3} = M \cdot V_{soluzione} = 1.55 \cdot 10^{-2}\ mol/L \cdot 5.00\ L = 7.75 \cdot 10^{-2}\ mol$$

$$MM_{HNO_3} = 63.02\ g/mol$$

$$m_{HN\ _3} = n \cdot MM = 7.75 \cdot 10^{-2}\ mol \cdot 63.02\ g/mol = 4.88\ g$$

Esempio:

Quanti grammi di nitrato di calcio sono contenuti in 250 cm^3 di una sua soluzione acquosa al 25% in peso sapendo che la densità della soluzione è di 1.25 g/cm^3? Qual è la molarità della soluzione?

$Ca(NO_3)_2$ $\quad m_{soluzione} = V_{soluzione} \cdot d_{soluzione} = 250\ cm^3 \cdot 1.25 \frac{g}{cm^3} = 312\ g$

$\%\, m/m = 25\% \quad m_{soluto} = \%\frac{m}{m} \cdot m_{soluzione} = 78\ g$

$MM_{Ca(NO_3)_2} = 164.10\ g/mol \quad n_{soluto} = \frac{m}{MM} = \frac{78\ g}{164.10\ g/mol} = 0.48\ mol$

$$M = \frac{n_{soluto}}{V_{soluzione}} = \frac{0.48\ mol}{0.250\ L} = 1.9\ mol/L$$

Esempio:

Si prepara una soluzione acquosa di glicerolo ($C_3H_8O_3$) di concentrazione 16% in massa, la cui densità è pari a 1.37 g/mL. Calcolare frazione molare, molalità e molarità.

$MM_{C_3H_8O_3} = 92.11\ g/mol \quad MM_{H_2O} = 18.02\ g/mol$

Per 100 g di soluzione:

$m_{C_3H_8O_3} = \%\frac{m}{m} \cdot m_{soluz} = 16\ g \quad n_{C_3H_8O_3} = \frac{m_{C_3H_8O_3}}{MM_{C_3H_8O_3}} = 0.17\ mol$

$m_{H_2O} = m_{soluz} - m_{C_3H_8O_3} = 84\ g \quad n_{H_2O} = 4.7\ mol$

$\chi_{C_3H_8O_3} = \frac{n_{C_3H_8O_3}}{n_{totali}} = \frac{0.17\ mol}{(0.17+4.7)mo} = 3.5 \cdot 10^{-2} \quad m = \frac{n_{C_3H_8O_3}}{m_{H_2O}} = \frac{0.17\ mol}{0.084\ kg} = 2.0\ mol/kg$

$V_{soluz} = \frac{m_{soluz}}{d} = \frac{100\ g}{1.37\ g/mL} = 73\ mL \quad M = \frac{n_{C_3H_8O_3}}{V_{soluz}} = \frac{0.17\ mol}{0.073\ L} = 2.3\ mol/L$

Diluizione

Per diluizione di una soluzione si intende l'aggiunta di solvente, in modo da ottenere una soluzione con una concentrazione minore.

E' possibile calcolare la concentrazione della nuova soluzione (soluzione diluita), tenendo conto che nella diluizione **lo stesso numero di moli di soluto sono presenti all'inizio e alla fine del processo**, in quanto il soluto non viene aggiunto assieme al solvente.

In base alla definizione di molarità, il numero di moli può essere calcolato come prodotto tra la molarità della soluzione e il suo volume:

$$\boldsymbol{n_{dil} = n_{conc} = M_{dil} \cdot V_{dil} = M_{conc} \cdot V_{conc}}$$

Esempio:
50.0 cm^3 di una soluzione di KCl hanno concentrazione di 1.59 mol/L. Alla soluzione viene aggiunta acqua fino al volume di 1 L. Calcolare la nuova concentrazione.

Soluzione concentrata: $V_{conc} = 50.0\ cm^3 = 0.0500\ L$ $\quad M_{conc} = 1.59\ mol/L$

Soluzione diluita: $V_{dil} = 1.0\ L$ $\quad M_{dil}?$

$$M_{dil} = \frac{V_{conc} \cdot M_{conc}}{V_{dil}} = \frac{0.0500\ L \cdot 1.59\ mol/L}{1.0\ L} = 0.080\ mol/L$$

Esempio:

Quale volume di $CuSO_4$ 2.00 M deve essere diluito con acqua per dare 1.0 L di soluzione a concentrazione 0.10 M.

Soluzione concentrata: $M_{conc} = 2.00\ mol/L \qquad V_{conc}?$

Soluzione diluita: $M_{dil} = 0.10\ mol/L \qquad V_{dil} = 1.0\ L$

$$V_{conc} = \frac{M_{dil} \cdot V_{dil}}{M_{conc}} = \frac{0.10\ mol/L \cdot 1.0\ L}{2.00\ mol/L} = 0.050\ L = 50\ mL$$

Esempio:

A 1.00 dm^3 di una soluzione acquosa di acido cloridrico al 0.12 M sono aggiunti 0.50 dm^3 di una soluzione dello stesso acido alla concentrazione di 0.20 M. Calcolare la concentrazione molare della soluzione finale, considerando i volumi come additivi.

Soluzione 1: $V_1 = 1.00\ dm^3 = 1.00\ L \qquad M_1 = 0.12\ mol/L$

Soluzione 2: $V_2 = 0.50\ dm^3 = 0.50\ L \qquad M_2 = 0.20\ mol/L$

Soluzione 1+2: $V_{1+2} \approx V_1 + V_2 = 1.50\ L \qquad M_{1+2}?$

$$n_{soluto\ 1} + n_{soluto\ 2} = n_{soluto\ 1+2} = M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 =$$
$$= 0.12\ M \cdot 1.00\ L + 0.20\ M \cdot 0.50\ L = 0.22\ mol$$

$$M_{1+2} = \frac{n_{1+2}}{V_{1+2}} = \frac{0.22\ mol}{1.50\ L} = 0.15\ mol/L$$

Esempio (reazione redox in forma completa):
Il bicromato di potassio reagisce con l'acido bromidrico producendo bromuro di potassio, bromuro di cromo (III), bromo molecolare e acqua. Scrivere la reazione in forma ionica e in forma completa.

$$K_2Cr_2O_7 + HBr \rightarrow KBr + CrBr_3 + Br_2 + H_2O$$

RED **OX**

Forma ionica: $Cr_2O_7^{2-} + Br^- \rightarrow Cr^{3+} + Br_2$

OX: $2Br^- \rightarrow Br_2$ RED: $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow 2Cr^{3+}$

OX: $2Br^- \rightarrow Br_2 + 2e^-$ RED: $Cr_2O_7^{2-} + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+}$

E' presente acido bromidrico (ambiente acido):

OX: $2Br^- \rightarrow Br_2 + 2e^-$ RED: $Cr_2O_7^{2-} + 6e^- + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+}$

OX: $2Br^- \rightarrow Br_2 + 2e^-$ RED: $Cr_2O_7^{2-} + 6e^- + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$

x3 **x1**

$$Cr_2O_7^{2-} + 6Br^- + 14H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3Br_2 + 7H_2O$$

$$2K^+ + Cr_2O_7^{2-} + 6Br^- + 14H^+ + 8Br^- \rightarrow 2K^+ + 2Cr^{3+} + 8Br^- + 3Br_2 + 7H_2O$$

$$K_2Cr_2O_7^{2-} + 14HBr \rightarrow 2KBr + 2CrBr_3 + 3Br_2 + 7H_2O$$