

# Chimica

Simone Balducci

## 1 Moli

La mole è la grandezza fisica che quantifica la quantità di sostanza (da non confondere con la massa, che quantifica la quantità di materia). In una mole di sostanza è contenuto un numero di Avogadro di molecole (ovvero  $6.022 \times 10^{23}$ ).

La massa di sostanza e il numero di moli sono legate dalla massa molare, caratteristica per ogni elemento chimico. L'unità di misura della massa molare (o massa molecolare, che nella pratica è la stessa cosa) è  $g/mol$ .

### Esempio

Si consideri una quantità di  $2\text{ g}$  di monossido di carbonio,  $CO$ . La massa molare di un composto si ottiene sommando le masse molari dei singoli elementi (eventualmente moltiplicate per il rispettivo pedice).

Per il monossido di carbonio quindi la massa molare è  $12 + 16 = 28\text{ g/mol}$ . Si può quindi calcolare il numero di moli:

$$n = \frac{m}{Mm} = \frac{12\text{ g}}{28\text{ g/mol}} = 0.43\text{ mol}$$

Una volta ottenuto il numero di moli della quantità di materia considerata, si può calcolare il numero di molecole:

$$N = n \times N_A = 0.43 \times 6.022 \times 10^{23} \approx 2.6 \times 10^{23} \text{ molecole}$$

**Esercizio** A quante moli corrispondono  $4\text{ ml}$  di un composto avente massa molecolare pari a  $50\text{ g/mol}$  e densità  $1.25\text{ g/ml}$ ?

Per calcolare il numero di moli è necessaria la massa. Questa non viene

fornita, ma viene fornito il volume del campione, che unito alla densità ci permette di calcolare la massa:

$$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow m = \rho \cdot V = 4 \text{ ml} \cdot 1.25 \text{ g/mol} = 5 \text{ g}$$

A questo punto è sufficiente dividere il valore della massa per la massa molare, ottenendo così il numero di moli:

$$n = \frac{5 \text{ g}}{50 \text{ g/mol}} = 0.1 \text{ mol}$$

## 2 Reazioni chimiche

Le reazioni chimiche sono processi in cui la natura dei componenti coinvolti cambia.

Le reazioni per poter avvenire devono essere bilanciate, ovvero il numero di atomi di ogni singolo elemento (e degli elettroni nelle redox) deve essere invariato prima e dopo il processo. Questo deriva dal principio di Lavoisier, che sancisce che la somma delle masse dei reagenti deve essere sempre uguale alla somma delle masse dei prodotti.

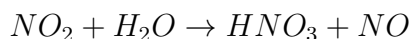
Bilanciare una reazione significa calcolare i coefficienti stechiometrici, ovvero quei numeri che determinano il rapporto delle molecole, e che fanno sì che ogni componente sia bilanciato.

Quanto si bilancia una reazione si segue un ordine preciso:

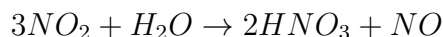
- Metalli
- Semimetalli
- Ossigeno
- Idrogeno

Questo ordine velocizza di molto il calcolo dei coefficienti stechiometrici, ma a volte risulta necessario ribilanciare degli elementi già bilanciati in precedenza dopo aver bilanciato i successivi.

### Esempio



In questa reazione non sono presenti metalli, quindi si passa all'azoto. Per bilanciare gli azoti si potrebbe mettere un 2 davanti a  $NO_2$ . Si nota tuttavia che per bilanciare gli idrogeni è necessario mettere un 2 davanti all' $HNO_3$ . Questo porta il numero totale di azoti tra i prodotti a 3, quindi il coefficiente stechiometrico del  $NO_2$  è 3. Si nota infine che gli ossigeni sono bilanciati, quindi la reazione è bilanciata.



## 2.1 Reazioni redox

Le reazioni redox sono reazioni in cui alcuni elementi cambiano numero di ossidazione. Questo implica che ci sia uno scambio di elettroni, che devono essere bilanciati come gli altri elementi.

### Esempio

*Arriva*

## 3 Soluzioni

Quando una sostanza (il soluto) viene disciolta in un solvente, come l'acqua, si ottiene una soluzione. Per le soluzioni si definisce una grandezza fisica, la concentrazione, uguale al rapporto tra la quantità di soluto disciolta e la quantità di solvente.

L'unità di misura più comune per la concentrazione è la molarità. La molarità è definita come il rapporto tra il numero di moli del soluto e il volume in litri di solvente in cui il soluto è disciolto.

$$M = \frac{n}{V(l)_{slz}}$$

### Esempio

Sciogliendo 12 g di sale da cucina,  $NaCl$ , in 100 ml di acqua si ottiene una soluzione avente concentrazione di 2 M.

Infatti, calcolando il numero di moli si trova che questo vale

$$n = \frac{12 g}{58.45 g/mol} = 0.205 mol$$

e dividendo per il volume di solvente (convertito in litri) si ottiene la concentrazione

$$M = \frac{0.205 \text{ mol}}{0.1 \text{ l}} \approx 2 \text{ M}$$

### 3.1 Miscelazione di soluzioni

Quando si miscelano due soluzioni aventi lo stesso soluto, in generale si ottiene una nuova soluzione avente diversa concentrazione.

Per calcolare la nuova concentrazione è sufficiente considerare che miscelare le due soluzioni vuol dire sommare il numero di moli contenuto in ciascuna delle soluzioni, e anche i volumi.

#### Esempio

Si prendano due soluzioni di  $HCl$ , una di  $100 \text{ ml}$  con molarità  $0.1 \text{ M}$  e una di  $300 \text{ ml}$  con molarità  $0.2 \text{ M}$ .

Il numero totale di moli vale

$$n = n_1 + n_2 = M_1 V_1 + M_2 V_2 = 0.1 \cdot 0.1 + 0.2 \cdot 0.3 = 0.07 \text{ mol}$$

mentre il volume totale della soluzione è

$$V = V_1 + V_2 = 100 + 300 = 400 \text{ ml}$$

La concentrazione finale risulta quindi:

$$M = \frac{0.07 \text{ mol}}{0.4 \text{ l}} = 0.175 \text{ M}$$

## 4 Equilibrio chimico

L'equilibrio chimico è una condizione *dinamica* che si instaura quando la velocità della reazione diretta e quella della reazione inversa sono uguali. E' importante specificare che l'equilibrio chimico è una condizione dinamica, perchè anche se macroscopicamente sembra che il sistema sia in uno stato stazionario, non è quello che avviene microscopicamente.

L'esempio più semplice è quello dello scioglimento di una quantità di sale in un contenitore pieno di acqua, in cui si ha la formazione del corpo di fondo (sale non disciolto che si deposita sul fondo del contenitore). Microscopicamente si vedrebbe una certa quantità di sale che viene disciolta nell'acqua,

e una quantità uguale di sale disciolto che precipita e contribuisce a formare il corpo di fondo. All'equilibrio chimico questi due processi avvengono allo stesso modo, mantenendo quindi invariato il sistema macroscopicamente.

#### **4.1 Costante di equilibrio e quoziente di reazione**

### **5 pH**

### **6 Termochimica**

### **7 Chimica organica**