

Comprende versione  
**ebook**



G. Marci • L. Palmisano • F. Ruffo

# Stechiometria



# Accedi ai contenuti digitali

## Espandi le tue risorse

un libro che **non pesa**  
e si **adatta** alle dimensioni  
del **tuo lettore!**



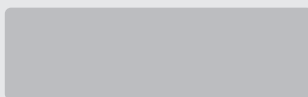
COLLEGATI AL SITO  
**EDISESUNIVERSITA.IT**

ACCEDI AL  
**MATERIALE DIDATTICO**

SEGUI LE  
**ISTRUZIONI**

Utilizza il codice personale contenuto nel riquadro per registrarti al sito **edisesuniversita.it** e accedere ai contenuti digitali.

Scopri il tuo **codice personale** grattando delicatamente la superficie



Il volume NON può essere venduto, né restituito, se il codice personale risulta visibile.  
L'**accesso ai contenuti digitali** sarà consentito **per 18 mesi**.

Per attivare i **servizi riservati**, collegati al sito **edisesuniversita.it** e segui queste semplici istruzioni

### Se sei registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- inserisci email e password
- inserisci le ultime 4 cifre del codice ISBN, riportato in basso a destra sul retro di copertina
- inserisci il tuo **codice personale** per essere reindirizzato automaticamente all'area riservata

### Se non sei già registrato al sito

- clicca su *Accedi al materiale didattico*
- registrati al sito o autenticali tramite facebook
- attendi l'email di conferma per perfezionare la registrazione
- torna sul sito **edisesuniversita.it** e segui la procedura già descritta per *utenti registrati*



I contenuti digitali sono accessibili dalla propria **area riservata** secondo la procedura indicata nel frontespizio.

Dalla sezione **materiali e servizi** della tua area riservata potrai accedere all'**Ebook**, ovvero la versione digitale del testo in formato epub, standard dinamico che organizza il flusso di testo in base al dispositivo sul quale viene visualizzato. Fruibile mediante l'applicazione gratuita BookShelf, consente una visualizzazione ottimale su lettori e-reader, tablet, smartphone, iphone, desktop, Android, Apple e Kindle Fire.

L'accesso ai contenuti digitali sarà consentito per **18 mesi**.



Giuseppe Marci • Leonardo Palmisano • Francesco Ruffo

# Stechiometria



## STECIOMETRIA

Giuseppe Marci, Leonardo Palmisano, Francesco Ruffo

Copyright © 2022, Edises Edizioni S.r.l. – Napoli

9 8 7 6 5 4 3 2 1 0

2026 2025 2024 2023 2022

*Le cifre sulla destra indicano il numero e l'anno dell'ultima ristampa effettuata*

*A norma di legge è vietata la riproduzione, anche parziale, del presente volume o di parte di esso con qualsiasi mezzo.*

L'Editore

*L'Editore ha effettuato quanto in suo potere per richiedere il permesso di riproduzione del materiale di cui non è titolare del copyright e resta comunque a disposizione di tutti gli eventuali aventi diritto.*

*In copertina:*

Reazione del dicromato di ammonio quando gli si dà fuoco su un foglio.

*Progetto grafico e Fotocomposizione:* V colore di Francesco Omaggio - Pordenone

*Stampato presso:*

PrintSprint S.r.l. – Napoli

*Per conto della*

Edises Edizioni S.r.l. – Piazza Dante, 89 – Napoli

[www.edisesuniversita.it](http://www.edisesuniversita.it)      [assistenza.edises.it](mailto:assistenza.edises.it)

ISBN 978 88 3623 1058

---

I curatori, l'editore e tutti coloro in qualche modo coinvolti nella preparazione o pubblicazione di quest'opera hanno posto il massimo impegno per garantire che le informazioni ivi contenute siano corrette, compatibilmente con le conoscenze disponibili al momento della stampa; essi, tuttavia, non possono essere ritenuti responsabili dei risultati dell'utilizzo di tali informazioni e restano a disposizione per integrare la citazione delle fonti, qualora incompleta o imprecisa.

Realizzare un libro è un'operazione complessa e, nonostante la cura e l'attenzione poste dagli autori e da tutti gli addetti coinvolti nella lavorazione dei testi, l'esperienza ci insegna che è praticamente impossibile pubblicare un volume privo di imprecisioni. Saremo grati ai lettori che vorranno inviarci le loro segnalazioni e/o suggerimenti migliorativi sulla piattaforma [assistenza.edises.it](mailto:assistenza.edises.it)

# Autori

PROF. GIUSEPPE MARCÌ  
*Università degli Studi di Palermo*

PROF. LEONARDO PALMISANO  
*Università degli Studi di Palermo*

PROF. FRANCESCO RUFFO  
*Università degli Studi di Napoli Federico II*



# Introduzione

Abbiamo deciso di proporre un nuovo testo di esercizi di chimica, ispirati dalla esperienza di insegnamento presso vari corsi di studio universitari. Col passar del tempo, ci siamo resi conto che gli studenti acquistano disinvoltura nello svolgere gli esercizi e maturano competenza nell'affrontare problemi inediti solo attraverso un allenamento graduale, costante e accuratamente guidato. *Graduale*, perché, a partire da conoscenze semplici e ben dosate, possano prendere confidenza con la disciplina, per elaborare a poco a poco un patrimonio personale di strumenti. *Costante*, perché la ripetizione di concetti-chiave, attraverso più punti di vista, aumenta l'elasticità del ragionamento e affina la mente verso scenari via via più articolati. *Guidato*, perché la complessità della chimica può intimidire gli studenti alle prime armi, e un accompagnamento mirato li sostiene e li rafforza.

Contemporaneamente, talvolta abbiamo avvertito il loro disagio di fronte a passaggi matematici che, se non ben digeriti, scoraggiano lo studio proficuo.

Pertanto, abbiamo immaginato un allenamento fatto di pratica nell'inquadrare il contesto del problema, esprimerne i concetti, scrivere le relative formule, riepilogare in schemi, risolvere numericamente con ordine. Così, ciascun problema è svolto esplicitando tutti i passaggi logici e i relativi calcoli, con un corredo di spiegazioni e richiami alla teoria. La ripetizione di questi rimandi rende ciascun esempio indipendente dai precedenti, e quindi immediatamente fruibile. La trama del testo è decorata da fumetti che bisbigliano quelle sfumature, quegli incisi ai quali un docente fa cenno durante le spiegazioni: non sono necessari per la risoluzione dell'esercizio, ma ribadiscono concetti e relazioni.

Gli esercizi svolti sono seguiti da un congruo numero di problemi da risolvere, ricchi di circostanze tipiche della pratica quotidiana di un laboratorio scientifico.

Siamo persuasi che l'insieme di accorgimenti messi in atto sarà utile a un'ampia platea studentesca: a chi desidera allargare il panorama di esercizi per rafforzare le competenze, a chi vuole costruire la propria preparazione mediante un approccio metodico e rassicurante, a chi cerca un manuale di pronta consultazione per risolvere un dubbio sporadico.





# Indice generale

<b>1 Grandezze fisiche, unità di misura e leggi fondamentali della chimica</b>	<b>1</b>
<b>Grandezze fisiche, unità di misura e sistema Internazionale di misura (SI)</b>	<b>1</b>
Dimensioni delle grandezze fisiche	3
Sensibilità degli strumenti di misura. Precisione ed accuratezza delle misure	6
Cifre significative e notazione esponenziale	7
<b>Leggi fondamentali della chimica. Scala dei pesi atomici, cenni su Cannizzaro. Nuovi riferimenti <math>^{16}\text{O}</math> e <math>^{12}\text{C}</math></b>	<b>8</b>
<b>Brevi cenni su atomo, isotopi, molecole e ioni</b>	<b>11</b>
Atomo	11
Isotopi	11
Molecole	12
Ioni	12
<b>La mole e la massa molare</b>	<b>13</b>
<b>Formule minime e molecolari</b>	<b>18</b>
<b>Stechiometria di una reazione chimica</b>	<b>23</b>
<b>2 Formule di Lewis e geometria molecolare</b>	<b>37</b>
<b>Legame chimico covalente (omeopolare ed eteropolare)</b>	<b>37</b>
<b>I legami nelle molecole e negli ioni poliatomici e la loro geometria spaziale</b>	<b>39</b>
<b>3 Bilanciamento delle reazioni chimiche</b>	<b>81</b>
<b>Le reazioni chimiche</b>	<b>81</b>
Il numero di ossidazione	84
<b>4 I gas</b>	<b>121</b>
<b>Parametri che definiscono lo stato gassoso</b>	<b>121</b>

Legge di Boyle, leggi di Charles-Gay Lussac ed equazione di stato dei gas ideali	121
Legge di Dalton delle pressioni parziali e legge di Amagat dei volumi parziali	131
Legge di Graham	145
Equazione di van der Waals	147
<b>5 Le soluzioni e la loro concentrazione</b>	<b>157</b>
Le soluzioni	157
Concentrazione di una soluzione	157
Molarità, normalità e peso equivalente	157
Molalità, frazione molare, percentuale in peso e percentuale in volume	160
<b>6 Le proprietà colligative</b>	<b>185</b>
Le proprietà colligative	185
Pressione di vapore e legge di Raoult	185
Innalzamento ebullioscopico e abbassamento crioscopico	188
Pressione osmotica	189
Riepilogo delle proprietà colligative	189
Proprietà di soluzioni non diluite di soluti con pressione di vapore paragonabile a quella del solvente	190
<b>7 Elementi di termodinamica e cinetica chimica</b>	<b>211</b>
Elementi di termodinamica	211
Primo principio della termodinamica	211
Entalpia e legge di Hess	213
Legge di Hess e reazioni chimiche a pressione costante	214
Stato standard	214
Entalpia di formazione	215
Secondo e terzo principio della termodinamica	222
Energia libera di Gibbs	224
Accenni di cinetica chimica. Velocità di reazione	228
<b>8 Equilibri molecolari</b>	<b>243</b>

<b>Equilibrio liquido-vapore</b>	243
<b>Equilibri chimici molecolari</b>	244
Relazione tra $K_p$ e $K_c$	249
Altre grandezze legate a $K_p$ e $K_c$	250
Relazione tra grado di dissociazione " $\alpha$ " e $K_c$	251
Relazione tra le costanti di equilibrio ( $K_c$ e $K_p$ ) e la temperatura	252
<b>9 Acidi e basi</b>	281
Definizione di acidi e basi	281
Equilibrio di auto-ionizzazione e prodotto ionico dell'acqua	282
<b>10 Prodotto di solubilità di solidi ionici poco solubili e solubilità dei gas nei liquidi</b>	353
Soluzioni sature, solubilità e prodotto di solubilità	353
Solubilità dei gas nei liquidi	367
<b>11 Elettrochimica</b>	375
Semielementi e celle galvaniche	375
Celle di elettrolisi	391
Resistenza ( $R$ ), Conduttanza ( $K$ ), Conduttività ( $\chi$ ), Conduttività equivalente ( $\Lambda$ ) delle soluzioni di elettroliti	397
Conduttività equivalente	398
Conduttività equivalente a diluizione infinita	400
Legge della migrazione indipendente degli ioni	400
<b>Appendice</b>	411



# Le soluzioni e la loro concentrazione

## PER RIPASSARE

### Le soluzioni

In questo capitolo affronteremo il calcolo della concentrazione delle soluzioni.

Le **soluzioni** sono sistemi omogenei a due o più componenti. Esse possono essere **solide**, **gassose** o **liquide**. Un esempio di soluzione solida è dato dalle leghe metalliche mentre i miscugli gassosi, che abbiamo già trattato nel Capitolo 4, costituiscono sempre delle soluzioni perché i gas sono miscibili in tutte le proporzioni. Le soluzioni liquide possono essere formate da due o più componenti liquidi o da un componente liquido in cui vengono sciolti uno o più componenti solidi o uno o più componenti gassosi.

Quando si parla di soluzioni, bisogna distinguere tra **soluto** e **solvente**. Se la soluzione è formata mescolando più liquidi, il componente presente in quantità maggiore viene detto **solvente**, mentre tutti gli altri si chiamano **soluti**. Se invece la soluzione è formata per dissoluzione di uno o più solidi in un liquido, allora il solvente è il liquido (cioè il componente che mantiene il suo stato di aggregazione) mentre tutti i solidi sono soluti. Nel linguaggio comune e nei casi trattati in questo libro si considera come solvente l'acqua liquida, a meno che non venga specificato diversamente.

Prima di parlare delle soluzioni liquide è bene ricordare che i liquidi sono dotati di volume proprio ma si presentano privi di forma, assumendo quella del recipiente che li contiene.

Inoltre, i liquidi, così come i solidi, possiedono una **superficie**, che presenta delle caratteristiche molto diverse da quelle che si riscontrano all'interno della loro massa. Questo fa sì che alcune particelle possano passare dallo stato liquido o dallo stato solido allo stato aeriforme. Entrambi i fenomeni sono caratterizzati da una grandezza che dipende dalla temperatura e che è chiamata **tensione di vapore**. Di essa si parlerà nel prossimo Capitolo 6.

### Concentrazione di una soluzione

Si intende per **concentrazione** di una soluzione la quantità di un componente rispetto a un altro. In genere si considera la concentrazione del soluto o le concentrazioni dei soluti rispetto al solvente. È molto importante notare che, man mano che un soluto viene aggiunto a un solvente, la sua concentrazione nella soluzione risultante va aumentando. Molto spesso esiste un limite massimo di soluto che può solubilizzarsi nel solvente. Questo valore massimo si chiama **solubilità** e la soluzione risultante si dice **soluzione satura**. Superato questo limite ci troveremo con un sistema bifasico. Vediamo adesso i modi di esprimere la concentrazione delle soluzioni.

### Molarità, normalità e peso equivalente

La concentrazione può essere espressa come numero di moli di soluto solubilizzate (sciolte) in un volume di soluzione uguale a 1 litro. Questa unità è definita **molarità** e si indica con la lettera **M**

(Figura 5.1):

$$\text{molarità (M)} = \frac{\text{numero di moli di soluto}}{\text{volume di soluzione espresso in litri}} \left( \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)$$

L'unità di misura della molarità è mol/L che spesso viene indicata come M. In questo testo, le concentrazioni molari saranno quindi espresse indifferentemente usando mol/L o M.

Pesare e trasferire 1,00 mol di NaCl (58,44 g).

Aggiungere acqua fino a sciogliere tutto il solido. Quindi aggiungere altra acqua fino a raggiungere la tacca di 1 L.

Mescolare

Soluzione 1,00 molare di NaCl

Figura 5.1 Preparazione di una soluzione 1 M di NaCl.

Un altro modo per esprimere la concentrazione è quello di indicare la quantità di soluto come numero di **equivalenti** sciolti in un volume di soluzione uguale a 1 litro. Questa unità è definita **normalità** e si indica con la lettera **N**:

$$\text{normalità (N)} = \frac{\text{numero di equivalenti di soluto}}{\text{volume di soluzione espresso in litri}} \left( \frac{\text{eq}}{\text{L}} \right)$$

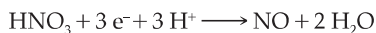
Il numero di equivalenti di una specie chimica viene calcolato facendo il rapporto tra la massa della specie e il suo **peso equivalente (PE)**:

$$\text{numero di equivalenti (eq)} = \frac{\text{massa della specie (g)}}{\text{PE} \left( \frac{\text{g}}{\text{eq}} \right)}$$

Il concetto di peso equivalente è nato prima di quello di peso atomico ed è basato sull'osservazione sperimentale fatta dal chimico tedesco J. Richter (1762-1807), che si può riassumere in questo modo: *se due elementi reagiscono tra di loro, le stesse quantità relative reagiscono con un terzo elemento*. Storicamente, il peso equivalente di una specie è definito come la quantità in grammi di quella specie che interagisce (direttamente o indirettamente) con 1 grammo di idrogeno. Da questa definizione deriva che una stessa specie può presentare più pesi equivalenti. Infatti, nel caso di specie che prendono parte a reazioni di ossido-riduzione, il PE viene calcolato dividendo la massa molare per il numero di moli di elettroni che interagiscono con 1 mole di quella specie nella semireazione che può



essere di riduzione o di ossidazione. Così, ad esempio, considerando le due semireazioni bilanciate dell'Esercizio svolto 3.6, che riportiamo nuovamente di seguito:



il peso equivalente dell'acido nitrico è:

$$\text{PE}_{\text{HNO}_3} = \frac{\text{mM}_{\text{HNO}_3}}{3} = \frac{63,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{3 \frac{\text{eq}}{\text{mol}}} = 21,00 \frac{\text{g}}{\text{eq}}$$

e quello dell'acido fosforico:

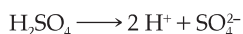
$$\text{PE}_{\text{H}_3\text{PO}_4} = \frac{\text{mM}_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{5} = \frac{98,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{5 \frac{\text{eq}}{\text{mol}}} = 19,60 \frac{\text{g}}{\text{eq}}$$

Dalla semireazione bilanciata vediamo che 4 mol di  $\text{H}_3\text{PO}_4$  interagiscono con 20 elettroni e quindi 1 mol di  $\text{H}_3\text{PO}_4$  interagirà con  $\frac{20}{4} = 5$  elettroni. Ecco quindi da dove deriva il 5 che si trova al denominatore.

Per quanto riguarda gli acidi e le basi, di cui parleremo nel Capitolo 9, il peso equivalente è quella quantità in grammi che può cedere (acido) o acquistare (base) 1 mole di ioni  $\text{H}^+$  (**protoni**).

Per calcolare il peso equivalente di un acido o di una base è sufficiente dividere la loro massa molare per un numero intero uguale al numero di moli di protoni rispettivamente donati o accettati.

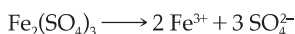
Così, ad esempio, nel caso dell'acido solforico, che quando disciolto in acqua può cedere due protoni, il peso equivalente è:



$$\text{PE}_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{\text{mM}_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \frac{\text{eq}}{\text{mol}}} = 49,04 \frac{\text{g}}{\text{eq}}$$

Bisogna notare che gli acidi poliprotici (che possiedono più protoni) possono avere diversi pesi equivalenti a seconda del numero di protoni ceduti alla base che li accetta. Lo stesso acido solforico, visto sopra, potrebbe avere anche un peso equivalente di  $98,08 \frac{\text{g}}{\text{eq}}$  nel caso cedesse solo 1 protone trasformandosi in  $\text{HSO}_4^-$ .

Nel caso dei sali, il peso equivalente è quella quantità in grammi che contiene una mole di carica positiva o negativa e si ottiene dividendo la massa della mole del sale per un numero intero che corrisponde alla carica totale in valore assoluto dei cationi (o degli anioni) che si liberano per dissociazione del sale in acqua. Così, ad esempio, nel caso del solfato(VI) di ferro(III) che quando disciolto in acqua si dissocia come segue:



il peso equivalente è:

$$PE_{Fe_2(SO_4)_3} = \frac{mM_{Fe_2(SO_4)_3}}{6} = \frac{399,88 \frac{g}{mol}}{6 \frac{eq}{mol}} = 66,65 \frac{g}{eq}$$

Come si può vedere, dalla dissociazione di 1 mole di sale si ottengono 2 moli di ioni  $Fe^{3+}$  (6 moli di cariche) e 3 moli di ioni  $SO_4^{2-}$  (6 moli di cariche). Ecco quindi il 6 che trovi al denominatore.

Dalle definizioni di molarità e di normalità e dalle considerazioni fatte per calcolare il PE, possiamo ricavare una relazione che lega la molarità alla normalità; infatti:

$$\begin{aligned} C(N) &= \frac{n_{eq, soluto} (eq)}{V_{soluzione} (L)} = \frac{PE_{soluto} \left( \frac{g}{eq} \right)}{V_{soluzione} (L)} = \frac{\frac{m_{soluto} (g)}{mM (g/mol)}}{V_{soluzione} (L)} = \frac{a \left( \frac{eq}{mol} \right) \cdot \frac{m_{soluto} (g)}{mM (g/mol)}}{V_{soluzione} (L)} = \\ &= \frac{a \left( \frac{eq}{mol} \right) \cdot n_{soluto} (mol)}{V_{soluzione} (L)} = a \left( \frac{eq}{mol} \right) \cdot C \left( \frac{mol}{L} \right) \end{aligned}$$

e quindi:

$$C(N) = a \left( \frac{eq}{mol} \right) \cdot C(M)$$

Da questa relazione si evince che la normalità può essere uguale alla molarità o a un multiplo di essa.

Il termine “a” rappresenta, il numero per il quale abbiamo diviso la massa molare per ottenere il peso equivalente. Quindi, ricapitolando, il termine “a” rappresenta: (1) il numero di moli di elettroni che interagiscono con 1 mole di quella specie nella semireazione di riduzione o di ossidazione; (2) il numero di moli di protoni donati o accettati rispettivamente da 1 mole di acido o 1 mole di base nel caso di soluti che siano acidi o basi e (3) il numero di moli di cariche positive (cationi) o di cariche negative (anioni) che si liberano per dissociazione di 1 mole di soluto in acqua nel caso di sali.

Da quanto visto sopra comprendiamo che alcuni soluti, quando disciolti in acqua, si possono dissociare in ioni. Questi soluti si chiamano **elettroliti** per distinguerli da quelli che non si dissociano e che sono detti **non elettroliti**. Nel Capitolo 6 studieremo le proprietà delle soluzioni di elettroliti e di non elettroliti e vedremo inoltre la distinzione tra elettroliti forti ed elettroliti deboli.

## Molalità, frazione molare, percentuale in peso e percentuale in volume

Un'altra unità di misura della concentrazione, chiamata **molalità** e indicata con **m**, esprime il numero di moli di soluto sciolte in **1 kg di solvente** e viene calcolata come segue:

$$molalità (m) = \frac{\text{numero di moli di soluto}}{\text{massa di solvente espressa in chilogrammi}} \left( \frac{mol}{kg} \right)$$

Un'altra unità, che abbiamo già visto quando abbiamo introdotto la legge di Dalton delle pressioni parziali (Capitolo 4), è chiamata **frazione molare** e viene indicata con  $x$ . Essa rappresenta il rapporto tra le moli di un componente e la somma delle moli di tutti i componenti.

Altre unità di misura della concentrazione sono la **percentuale in peso** e la **percentuale in volume**.

La **percentuale in peso**, indicata spesso come  $\%_{p/p}$  o  $\%_{w/w}$ , è definita come la massa in grammi di soluto presente in una massa di 100 grammi di soluzione (**Figura 5.2**).

La **percentuale in volume**, indicata generalmente come  $\%_{v/v}$ , è il volume di soluto presente in 100 parti in volume di soluzione. Ad esempio, il volume in millilitri di soluto presenti in un volume di 100 millilitri di soluzione.

Dopo avere presentato le varie unità di misura utilizzate per esprimere la concentrazione, presentiamo adesso alcuni esempi numerici.



**Figura 5.2** La composizione di questo spray antipulci per gatti è riportata come percentuale in peso.

## EERCIZI SVOLTI

### 5.1 Calcolare i grammi di $\text{NaNO}_3$ che bisogna aggiungere a 45,0 g di acqua per ottenerne una soluzione al 7,50% in peso.

La *percentuale in peso* ( $\%_{p/p}$  o  $\%_{w/w}$ ) è definita come la massa di soluto contenuta in 100 grammi di soluzione:

Il pedice w è l'iniziale della parola *weight*, che in inglese significa appunto *peso*.

$$\%_{w/w} = \frac{m_{\text{soluto}}(\text{g})}{m_{\text{soluzione}}(\text{g})} \cdot 100$$

La percentuale in peso è adimensionale.

Ovviamente, la massa della soluzione è pari alla massa del solvente più quella del soluto.

Nel nostro caso, conosciamo la massa di solvente, l'acqua, che è 45,0 g, mentre la massa di soluto è la nostra incognita. Per cui, possiamo sostituire questi dati nell'espressione:

$$7,50 = \frac{m(\text{NaNO}_3)}{45,0 + m(\text{NaNO}_3)} \cdot 100$$

Sottintendiamo l'unità di misura (g) per semplificare l'espressione.

Ricaviamo quindi la massa di soluto:

$$0,0750 \cdot [45,0 + m(\text{NaNO}_3)] = m(\text{NaNO}_3)$$

Sono tre cifre significative: lo zero finale va infatti considerato.

$$3,38 + 0,0750 \cdot m(\text{NaNO}_3) = m(\text{NaNO}_3)$$

$$m(\text{NaNO}_3) = \frac{3,38}{1 - 0,0750} \text{ g} = 3,65 \text{ g}$$

## 5.2 Si sciolgono 22,5 g di $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ in 420,0 g di acqua. Calcolare la percentuale in peso di $\text{CuSO}_4$ nella soluzione risultante.

Per prima cosa, ricaviamo le moli di solfato di rame pentaidrato, attraverso l'espressione:

È un sale idrato, vale a dire che contiene molecole di acqua nel solido cristallino.

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{\text{mM}\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$

$$n(\text{mol}) \text{ di } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \frac{22,5 \text{ g}}{249,68 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0901 \text{ mol}$$

Osservando la stechiometria del composto, possiamo affermare che 22,5 g di  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  contengono 0,0901 mol di  $\text{CuSO}_4$  (accompagnate da  $0,0901 \cdot 5 = 0,451$  mol di acqua). I corrispondenti valori in massa sono:

$$m(\text{g}) \text{ di } \text{CuSO}_4 = n(\text{CuSO}_4) \cdot \text{mM}(\text{CuSO}_4) = 0,0901 \text{ mol} \cdot 159,61 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 14,4 \text{ g}$$

Otteniamo la massa di acqua per differenza tra quella del sale idrato e quella del solo  $\text{CuSO}_4$ .

$$m(\text{g}) \text{ di } \text{H}_2\text{O} = 22,5 - 14,4 = 8,1 \text{ g}$$

Quindi, riassumendo, sono presenti 14,4 g di  $\text{CuSO}_4$  (0,0901 mol) in  $420,0 + 8,1 = 428,1$  g di acqua.

La *percentuale in peso* ( $\%_{w/w}$ ) è definita come la massa di soluto contenuta in 100 grammi di soluzione:

$$\%_{w/w} = \frac{m_{\text{soluto}}(\text{g})}{m_{\text{soluzione}}(\text{g})} \cdot 100$$

$$\%_{w/w} \text{ di } \text{CuSO}_4 = \frac{14,4 \text{ g}}{428,1 \text{ g}} \cdot 100 = 3,36\%_{w/w}$$

### 5.3 Calcolare quanti grammi di $\text{HNO}_3$ sono scolti in 2,25 L di una soluzione $2,55 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ dell'acido.

La *molarità* (M) è definita come le moli di soluto contenute in 1 L di soluzione:

$$C(M) = \frac{n_{\text{soluto}}(\text{mol})}{V_{\text{soluzione}}(\text{L})}$$

L'unità di misura della molarità è mol/L.

Nel nostro caso, conosciamo il volume di soluzione e la sua molarità, mentre la massa di soluto è la nostra incognita. Per cui possiamo sostituire questi dati nell'espressione inversa e ricavare le moli di soluto (acido nitrico):

$$n(\text{HNO}_3) = 2,55 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \cdot 2,25 \text{ L} = 5,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Ora, per calcolare la massa di acido nitrico, basta applicare la formula inversa dell'equazione già incontrata:

$$n(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{mM\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)}$$

Per cui la massa di acido nitrico sciolto in 2,25 L di soluzione è:

$$m(\text{g}) = n(\text{mol}) \cdot mM\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right) = 5,74 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 63,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0,362 \text{ g}$$

### 5.4 Una soluzione acquosa 15,8 M di ammoniaca ha una densità di 0,895 kg/L. Si determini il valore della molalità della soluzione.

Come abbiamo già visto, la *molarità* (M) è definita come le moli di soluto contenute in 1 L di soluzione:

L'unità di misura della molarità è mol/L.

$$C(M) = \frac{n_{\text{soluto}}(\text{mol})}{V_{\text{soluzione}}(\text{L})}$$

Il passaggio da molarità a molalità richiede la conoscenza della densità della soluzione.

mentre la *molalità* (m) è definita come le moli di soluto contenute in 1 kg di solvente:

Spesso, per risolvere gli esercizi partiamo da una quantità arbitraria e comoda di soluzione.

$$C(m) = \frac{n_{\text{soluto}}(\text{mol})}{m_{\text{solvente}}(\text{kg})}$$

L'unità di misura della molalità è mol/kg.

Se consideriamo 1 L di soluzione:

- per definizione di molarità, vi sono sciolte 15,8 moli di ammoniaca, pari a  $(15,8 \text{ mol} \cdot 17,03 \text{ g/mol}) = 269 \text{ g}$  di ammoniaca;
- nota la densità, sappiamo anche che la massa di 1 L di soluzione è 0,895 kg. Quindi in 1 L di soluzione vi sono  $0,895 \text{ kg} - 0,269 \text{ kg} = 0,626 \text{ kg}$  di acqua.

Sottraiamo la massa di ammoniaca (0,269 kg) a quella della soluzione (0,895 kg) per ottenere la massa di solvente (0,626 kg).

Combinando queste informazioni, ci rendiamo conto che in 0,626 kg di acqua (solvente) sono contenute 15,8 moli di ammoniaca (soluti). Possiamo sostituire questi valori nell'espressione della molalità:

$$C(m) = \frac{15,8 \text{ mol}}{0,626 \text{ kg}} = 25,2 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

### 5.5 Una soluzione acquosa 16,6 m di un composto con $mM = 34,01 \text{ g/mol}$ ha densità di 1,12 kg/L. Determinare il valore della molarità della soluzione.

Per definizione di molalità, in 1 kg di acqua sono sciolte 16,6 moli di soluto, pari a  $16,6 \text{ mol} \cdot 34,01 \text{ g/mol} = 565 \text{ g}$  di soluto. Quindi 16,6 moli di soluto sono sciolte in  $(1 + 0,565) \text{ kg} = 1,565 \text{ kg}$  di soluzione.

Sapendo che la densità è definita come:

$$d\left(\frac{\text{kg}}{\text{L}}\right) = \frac{m_{\text{soluzione}}(\text{kg})}{V_{\text{soluzione}}(\text{L})}$$

Sommiamo la massa del soluto a quella di solvente, in kg.

il volume di soluzione corrispondente a 1,565 kg di soluzione è:

Applichiamo la formula inversa.

$$V_{\text{soluzione}} = \frac{1,565 \text{ kg}}{1,12 \frac{\text{kg}}{\text{L}}} = 1,40 \text{ L}$$

Combinando i dati, si evince che 16,6 moli di soluto sono sciolte in 1,40 L di soluzione, e possiamo ottenere la molarità della soluzione:

$$C(M) = \frac{16,6 \text{ mol}}{1,40 \text{ L}} = 11,9 \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

### 5.6 25,5 g di KBr sono sciolti in 1.500 g di acqua. Calcolare molalità, percentuale in peso, frazione molare, molarità e normalità della soluzione risultante. La densità della soluzione è 1,03 g/mL.

Per potere calcolare la molalità dobbiamo conoscere il numero di moli di KBr:

$$n_{\text{KBr}}(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{mM\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = \frac{25,5 \text{ g}}{119,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,214 \text{ mol}$$

Quindi la molalità sarà:

$$C(m) = \frac{n_{\text{soluti}}(\text{mol})}{m_{\text{solvente}}(\text{kg})} = \frac{0,214 \text{ mol}}{1,50 \text{ kg}} = 0,143 \text{ mol/kg}$$

Dalla definizione di *percentuale in peso* ( $\%_{w/w}$ ) otteniamo:

$$\%_{w/w} = \frac{m_{\text{soluti}}(\text{g})}{m_{\text{soluzione}}(\text{g})} \cdot 100 = \frac{25,5}{1.525,5} \cdot 100 = 16,7\%_{w/w}$$

La massa di soluzione è data dalla somma della massa del soluto e di quella di solvente e quindi  $25,5 \text{ g} + 1.500 \text{ g} = 1.525,5 \text{ g}$ .



Per il calcolo della frazione molare dobbiamo prima calcolare il numero di moli di solvente (l'acqua):

$$n_{\text{H}_2\text{O}}(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{\text{mM} \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{1.500 \text{ g}}{18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 83,24 \text{ mol}$$

e quindi dalla definizione di frazione molare otteniamo:

$$x_{\text{KBr}} = \frac{n_{\text{KBr}}}{n_{\text{KBr}} + n_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,214 \text{ mol}}{0,214 \text{ mol} + 83,24 \text{ mol}} = 2,56 \cdot 10^{-3}$$

Per ottenere la molarità dobbiamo calcolare il volume di soluzione corrispondente alla massa di soluzione calcolata sopra (1.525,5 g) attraverso la conoscenza della densità:

$$V_{\text{soluzione}}(\text{mL}) = \frac{m_{\text{soluzione}}(\text{g})}{d_{\text{soluzione}}\left(\frac{\text{g}}{\text{mL}}\right)} = \frac{1.525,5 \text{ g}}{1,03 \frac{\text{g}}{\text{mL}}} = 1.481 \text{ mL}$$

Quindi calcoliamo la molarità utilizzando la formula già vista:

$$C(\text{M}) = \frac{n_{\text{soluto}}(\text{mol})}{V_{\text{soluzione}}(\text{L})} = \frac{0,214 \text{ mol}}{1,481 \text{ L}} = 0,144 \text{ M}$$

Ricorda che il volume espresso in (L) si ottiene dividendo per 1.000 il volume espresso in mL.

Calcoliamo ora la normalità. Ricordando che essa è data da:

$$\text{normalità} = \frac{\text{numero di equivalenti di soluto}}{\text{volume di soluzione espresso in litri}}$$

dobbiamo prima calcolare il numero di equivalenti, che come visto è dato da:

$$\text{numero di equivalenti (eq)} = \frac{\text{massa della specie (g)}}{\text{PE} \left( \frac{\text{g}}{\text{eq}} \right)}$$

Per ottenere il numero di equivalenti è perciò necessario calcolare il PE del KBr. Essendo KBr un sale che in acqua si dissocia in  $\text{K}^+$  e  $\text{Br}^-$  (da 1 mol di sale si ottengono 1 mol di cariche positive e 1 mol di cariche negative), il suo PE viene calcolato dividendo la sua massa molare per il numero di cariche (positive o negative) che si liberano per dissociazione del sale in acqua, che in questo caso è uguale a 1. Quindi il PE (g/eq) sarà numericamente uguale alla massa molare e il numero di equivalenti sarà uguale al numero di moli, e di conseguenza la normalità sarà uguale alla molarità.

$$C(\text{N}) = \frac{n_{\text{eq, soluto}}(\text{eq})}{V_{\text{soluzione}}(\text{L})} = \frac{\frac{m_{\text{soluto}}(\text{eq})}{\text{PE}_{\text{soluto}}(\text{eq})}}{V_{\text{soluzione}}(\text{L})} = \frac{0,214 \text{ eq}}{1,481 \text{ L}} = 0,144 \text{ N}$$

Possiamo calcolare subito la normalità anche applicando la relazione che avevamo visto prima e che riportiamo di seguito:

$$C(N) = a \left( \frac{\text{eq}}{\text{mol}} \right) \cdot C(M)$$

Visto che in questo caso il termine “a” vale 1, la normalità coincide numericamente con la molarità.

**5.7 Il contenuto di ioni  $\text{Na}^+$  e  $\text{Cl}^-$  in un’acqua superficiale marina (Figura 5.3) è pari rispettivamente a 1,07% e 1,93%<sub>w/w</sub>. Calcolare la molarità dei due ioni, ipotizzando che la densità dell’acqua marina sia 1,0 g/mL.**

Spesso, per risolvere gli esercizi partiamo da una quantità arbitraria e comoda di soluzione.

In 100 g di soluzione saranno contenuti:

1,07 g di  $\text{Na}^+$  e

1,93 g di  $\text{Cl}^-$

Inoltre, sapendo che la densità della soluzione è pari a 1,0 g/mL possiamo dire subito che 100 g di soluzione occuperanno un volume pari a 100 mL corrispondenti a 0,100 L.

$$\text{Ricordando che } \text{volume}(\text{mL}) = \frac{\text{massa}(\text{g})}{d\left(\frac{\text{g}}{\text{mL}}\right)}$$

Per calcolare le molarità dei due ioni dobbiamo trasformare le loro masse nel rispettivo numero di moli:

$$n_{\text{Na}^+}(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{mM\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = \frac{1,07 \text{ g}}{22,99 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0465 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Cl}^-}(\text{mol}) = \frac{m(\text{g})}{mM\left(\frac{\text{g}}{\text{mol}}\right)} = \frac{1,93 \text{ g}}{35,45 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,0544 \text{ mol}$$

E quindi la concentrazione molare dello ione  $\text{Na}^+$  sarà:

$$C_{\text{Na}^+}(M) = \frac{0,0465 \text{ mol}}{0,100 \text{ L}} = 0,465 \text{ M}$$

e quella dello ione  $\text{Cl}^-$ :

$$C_{\text{Cl}^-}(M) = \frac{0,0544 \text{ mol}}{0,100 \text{ L}} = 0,544 \text{ M}$$



G. Marci • L. Palmisano • F. Ruffo

# Stechiometria

Accedi ai contenuti digitali > Espandi le tue risorse > con un libro che **non pesa** e si **adatta** alle dimensioni del tuo **lettore**



All'interno del volume il **codice personale** e le istruzioni per accedere ai **contenuti digitali**.  
L'accesso alle risorse digitali è **gratuito** ma limitato a **18 mesi dalla attivazione del servizio**.

