

ZANICHELLI

Jay Phelan

Maria Cristina Pignocchino

Scopriamo la chimica e le scienze della Terra

Capitolo C4

Il linguaggio e le misure del chimico

A ogni formula corrisponde un nome specifico /1

La **nomenclatura IUPAC** è un sistema condiviso di nomenclatura dei composti che consente di attribuire un nome a ogni sostanza in base alla sua formula.

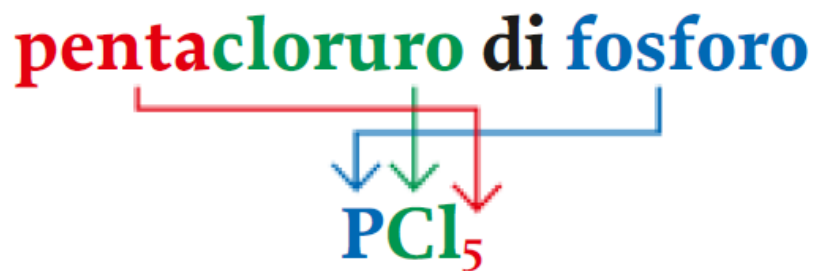
In molti casi, però, sono ancora in uso i **nomi tradizionali**.

Un primo criterio di classificazione è la distinzione tra:

- **composti organici** → composti del carbonio;
- **composti inorganici** → composti di tutti gli altri elementi.

A ogni formula corrisponde un nome specifico /2

Nella nomenclatura IUPAC, per i **composti binari** si usa la radice del nome del secondo elemento (il più elettronegativo) seguita dalla desinenza *uro*, mentre il nome del primo elemento resta invariato ed è preceduto dalla preposizione *di*.



Il prefisso *penta* indica il numero 5.

A ogni formula corrisponde un nome specifico /3

In alcuni casi la radice è modificata rispetto al nome:

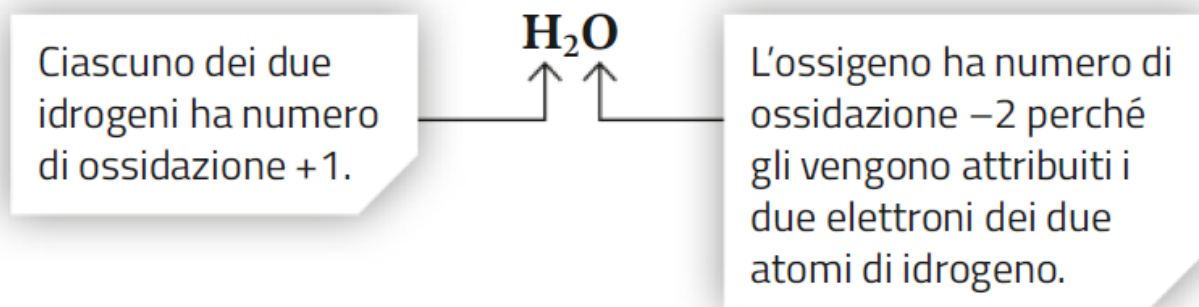
Tabella 1 Nomenclatura IUPAC per i composti binari.

Elemento	Numero di ossidazione	Radice del nome	Nome del secondo elemento
ossigeno O^{2-}	-2	oss-	ossido (non ossigenuro)
ossigeno O_2^{2-}	-1*	oss-	perossido
zolfo	-2	solf-	solfuro
azoto	-3	nitr-	nitruro (non azoturo)
fluoro	-3	fluor-	fluoruro
cloro	-1	clor-	cloruro

* Nell'attribuire i numeri di ossidazione non si considerano i legami tra atomi uguali, per cui l'atomo di ossigeno nei perossidi ha numero di ossidazione -1.

A ogni formula corrisponde un nome specifico /4

Il **numero di ossidazione** rappresenta la carica che un atomo assumerebbe in un composto se gli elettroni di legame fossero attribuiti all'elemento più elettronegativo.



Il numero di ossidazione è usato nella nomenclatura tradizionale per distinguere ioni positivi di carica diversa del medesimo elemento (suffissi *-ico* e *-oso*).

I composti binari /1

I **composti binari** possono essere distinti in **acidi inorganici** e **basi inorganiche**.

Le classi più importanti sono:

- Sali binari → metallo + non metallo
nomenclatura tradizionale: X-uro Y-oso/ico
- Ossidi  →
 - basici → metallo + ossigeno
nomenclatura tradizionale: ossido di Y
 - acidi → non metallo + ossigeno
nomenclatura tradizionale: anidride X-osa/ica
- Idracidi → idrogeno + elemento gruppo VII / zolfo
nomenclatura tradizionale: acido X-idrico

I composti binari /2

Tabella 3 Nomi tradizionali e IUPAC di alcuni sali binari.

Ione	Numero di ossidazione	Esempio	Nome tradizionale	Nome IUPAC
Fe ²⁺	+2	FeCl ₂	cloruro ferroso	dicloruro di ferro
Fe ³⁺	+3	FeCl ₃	cloruro ferrico	tricloruro di ferro
Al ³⁺	+3	Al ₂ S ₃	solfuro di alluminio	trisolfuro di dialluminio
Cu ⁺	+1	CuCl	cloruro rameoso	cloruro di rame
Cu ²⁺	+2	CuCl ₂	cloruro rameico	dicloruro di rame

Tabella 5 Nomi tradizionali e IUPAC di alcuni idracidi.

Ione	Numero di ossidazione	Esempio	Nome tradizionale	Nome IUPAC
Cl ⁻	-1	HCl	acido cloridrico	cloruro di idrogeno
F ⁻	-1	HF	acido fluoridrico	fluoruro di idrogeno
Br ⁻	-1	HBr	acido bromidrico	bromuro di idrogeno
S ²⁻	-2	H ₂ S	acido solfidrico	solfuro di diidrogeno
CN ⁻	-1	HCN	acido cianidrico	cianuro di idrogeno

Tabella 4 Nomi tradizionali e IUPAC di alcuni ossidi.

	Ione	Numero di ossidazione	Esempio	Nome tradizionale	Nome IUPAC
Ossidi basici	Na ⁺	+1	Na ₂ O	ossido di sodio	ossido di disodio
	Ca ²⁺	+2	CaO	ossido di calcio	ossido di calcio
	Fe ²⁺	+2	FeO	ossido ferroso	ossido di ferro
	Fe ³⁺	+3	Fe ₂ O ₃	ossido ferrico	triossido di diferro
Ossidi acidi	P ³⁺	+3	P ₂ O ₃	anidride fosforosa	triossido di difosforo
	P ⁵⁺	+5	P ₂ O ₅	anidride fosforica	pentossido di difosforo
	S ⁴⁺	+4	SO ₂	anidride solforosa	diossido di zolfo
	S ⁶⁺	+6	SO ₃	anidride solforica	triossido di zolfo
	C ²⁺	+2	CO	ossido di carbonio	monossido di carbonio
	C ⁴⁺	+4	CO ₂	anidride carbonica	diossido di carbonio

La IUPAC ha attribuito nomi diversi a uno stesso composto (come nel caso degli idracidi) a seconda che fossero puri o in soluzione acquosa.

I composti ternari /1

Le classi più importanti di composti ternari sono:

- Idrossidi \longrightarrow metallo + OH^-
nomenclatura IUPAC: idrossido di X
nomenclatura tradizionale: idrossido X-oso/ico
- Ossiacidi \longrightarrow idrogeno + non metallo + ossigeno
nomenclatura IUPAC: acido Y-ico
nomenclatura tradizionale: acido Y-oso/ico
- Sali ternari \longrightarrow metallo + ossianione non metallico
nomenclatura IUPAC: osso-Y-ato di X
nomenclatura tradizionale: Y-ato di X

I sali ternari si formano a partire dagli ossiacidi, che in acqua cedono ioni H^+ generando *ossianioni*.

I composti ternari /2

Tabella 6 Nomi tradizionali e IUPAC di alcuni idrossidi.

Ione	Numero di ossidazione	Esempio	Nome tradizionale	Nome IUPAC
Ca^{2+}	+2	Ca(OH)_2	idrossido di calcio	diidrossido di calcio
Fe^{2+}	+2	Fe(OH)_2	idrossido ferroso	diidrossido di ferro
Fe^{3+}	+3	Fe(OH)_3	idrossido ferrico	triidrossido di ferro
Cu^+	+1	CuOH	idrossido rameoso	idrossido di rame
Cu^{2+}	+2	Cu(OH)_2	idrossido rameico	diidrossido di rame

Tabella 7 Nomi tradizionali e IUPAC di alcuni ossiacidi.

Esempio	Numero di ossidazione	Nome tradizionale	Nome IUPAC
H_2SO_3	+4	acido solforoso	acido triossosolfurico
H_2SO_4	+6	acido solforico	acido tetraossosolfurico
HNO_2	+3	acido nitroso	acido diossonitrico
HNO_3	+5	acido nitrico	acido triossonitrico
H_2CO_3	+4	acido carbonico	acido triossocarbonico

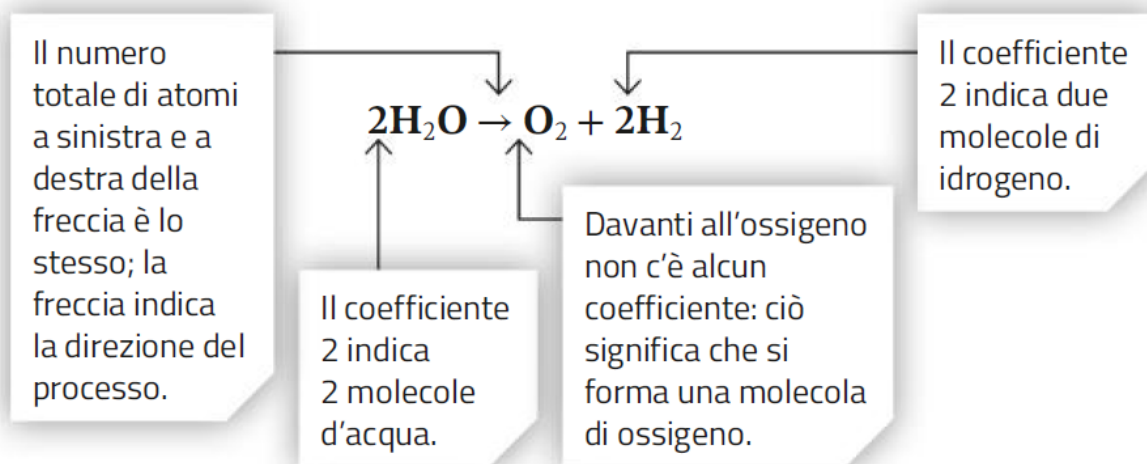
Tabella 8 Nomi tradizionali e IUPAC di alcuni sali, con indicato il numero di ossidazione del non-metallo.

Esempio	Numero di ossidazione	Nome tradizionale	Nome IUPAC
$\text{CaMg(CO}_3)_2$	+4	carbonato doppio di magnesio e calcio	triossocarbonato di magnesio e calcio
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	+6	solfo ferrico	tetraossosolfato di ferro
NaH_2PO_4	+5	fosfato biacido di sodio	diidrogenofosfato di sodio
$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$	+4	carbonato di ammonio	triossocarbonato di ammonio
$\text{Ca(HCO}_3)_2$	+4	bicarbonato di calcio	idrogenotriosocarbonato di calcio

Le equazioni chimiche /1

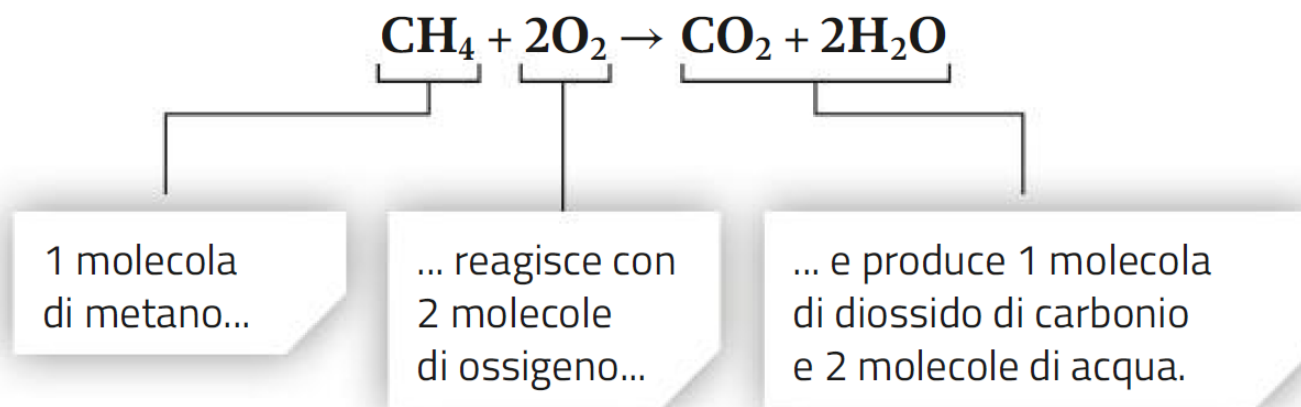
Un'**equazione chimica** descrive le reazioni indicando i rapporti numerici tra le particelle dei reagenti e dei prodotti, rappresentate mediante le rispettive formule.

Davanti alle formule vengono posti dei numeri, detti **coefficienti stechiometrici**, che indicano il numero minimo di particelle che partecipano alla reazione.



Le equazioni chimiche /2

Nell'equazione non vengono indicate le modalità di svolgimento della reazione: leggendola non si capisce se la reazione è lenta o veloce, se deve essere attivata con il calore o con dei **catalizzatori**, oppure se è esplosiva.



La chimica nell'arte

In pittura ogni materiale e ogni colore usato hanno una precisa **composizione chimica**. Questa influisce sulla resa dell'opera d'arte, come si può vedere confrontando due opere del pittore **Vincent Van Gogh**. Le due opere in origine erano molto simili, ma oggi si stanno differenziando.

Van Gogh Museum, Amsterdam



CHE COSA CONTIENE?



I **Gialli di cromo** sono pigmenti a base di **cromato di piombo**

Le tonalità vanno dal **giallo-arancio** ● (cromato di piombo vario)

al **giallo-pallido** ● (cromato di piombo e solfato di piombo).

Questi ultimi toni sono i più sensibili alla luce

CHE COSA ACCADE?

Nella copia di Amsterdam il **giallo cromo** sta virando verso il **marrone**.



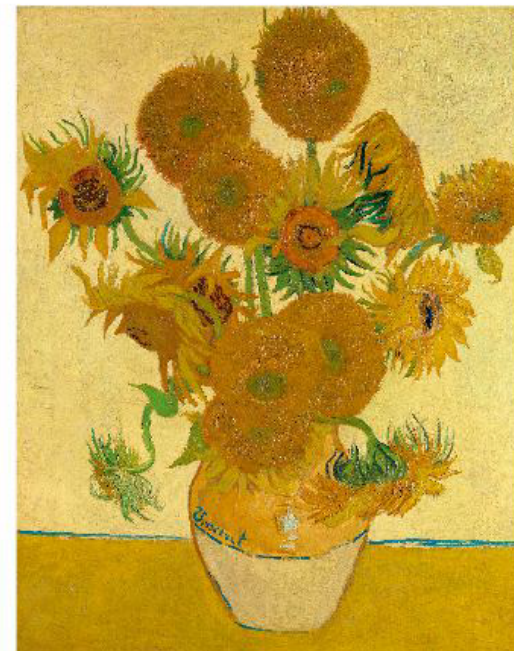
Due ipotesi:

1) Reazione dovuta alla **luce**.



2) Reazione dovuta all'interazione con **bario e zolfo** presenti nella vernice prossima alle aree gialle. L'assenza di zolfo rende le vernici più stabili.

National Gallery, Londra



Studiare la composizione chimica di un'opera d'arte fornisce informazioni utili in quattro settori diversi:

CONOSCENZA SULL'ARTISTA
E IL PERIODO STORICO

CONSERVAZIONE
DELL'OPERA

RESTAURO

AUTENTICAZIONE
E DATAZIONE



ATTENTI AI FALSI

All'inizio del Novecento il falsario **Han Van Meegeren** creò sei dipinti nello stile del pittore seicentesco Vermeer. Scelse pigmenti dell'epoca, pennelli antichi e tecniche di invecchiamento precoce della patina pittorica. I critici d'arte non si accorsero della **truffa**, ma le analisi chimiche rivelarono la presenza di blu cobalto e di resina a base di fenolformaldeide, sostanze sconosciute nel 1600.

Fonte: Didatticarte

1. Quale composto chimico è alla base del giallo usato da Van Gogh?
2. Verso che colore sta virando il giallo dei *Girasoli* di Amsterdam?

Bilanciare le equazioni chimiche /1

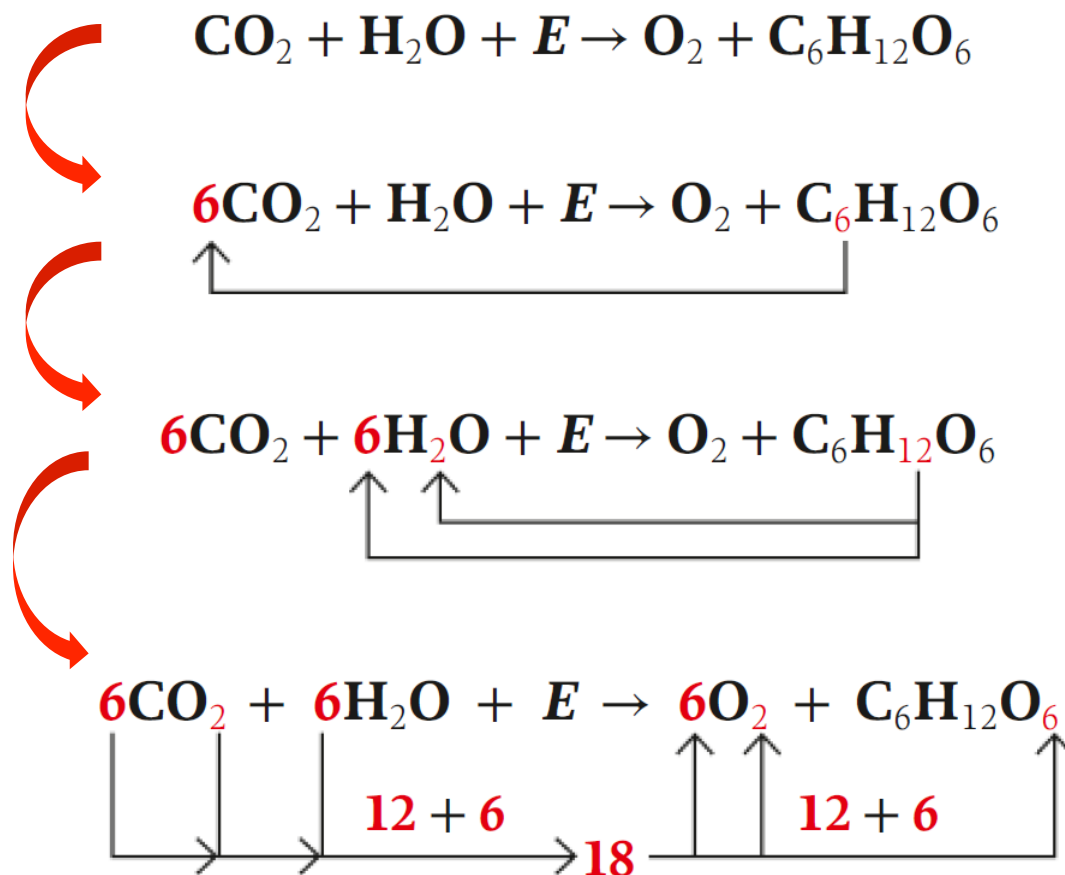
Bilanciare un'equazione chimica significa porre davanti alle formule i coefficienti appropriati per uguagliare nei reagenti e nei prodotti il numero di atomi di ciascun elemento.

Si bilanciano, in questo ordine:

1. metalli e i non metalli nei composti;
2. ossigeno e idrogeno;
3. molecole di acqua ed elementi puri.

Bilanciare le equazioni chimiche /2

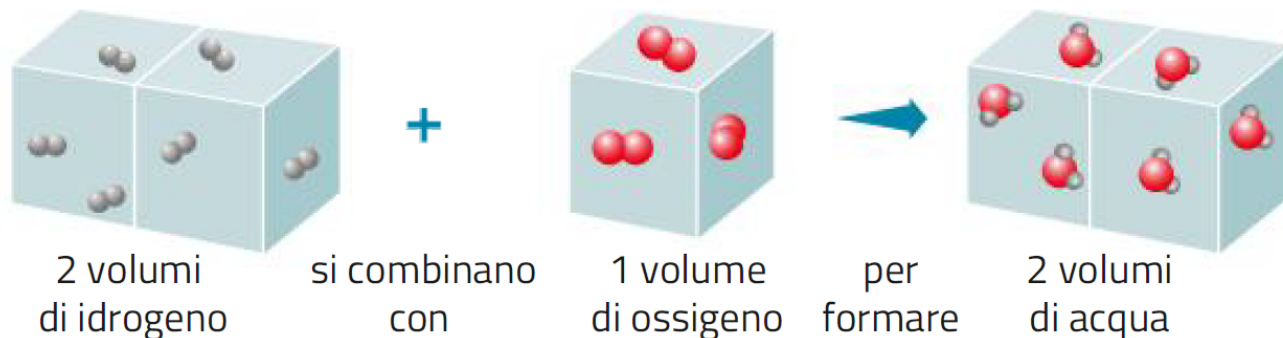
Bilanciamento di una reazione:



La legge di Gay-Lussac e il principio di Avogadro

Legge di Gay-Lussac: quando le sostanze reagenti e le sostanze prodotte di una reazione sono allo stato di gas (o di vapore), i rapporti tra i volumi dei gas reagenti e i volumi dei gas prodotti sono espressi da numeri piccoli e interi.

Principio di Avogadro: volumi uguali di gas diversi, misurati nelle stesse condizioni di pressione e temperatura, contengono lo stesso numero di molecole.



La massa atomica relativa e la massa molecolare relativa /1

La massa di un singolo atomo non si può misurare con una bilancia, perché ha un valore troppo piccolo.

I chimici hanno definito una particolare unità di misura della massa chiamata **unità di massa atomica** (u), utilizzando la massa di un atomo-campione: il **carbonio-12** (^{12}C):

1 u = 1/12 della massa di un atomo di ^{12}C

$$1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

La massa atomica relativa e la massa molecolare relativa /2

La **massa atomica relativa** (MA) di un elemento è il rapporto tra la massa media di un atomo dell'elemento e una unità di massa atomica (1 u):

$$\frac{\text{massa dell'atomo}}{1 \text{ u}}$$

massa atomica relativa →

idrogeno	
1	-259
H	-253
	1312
	2,20
1,008	0,0899
	±1
	1s ¹

La **massa molecolare relativa** (MM) si calcola sommando la massa atomica di tutti gli atomi nella formula. Per i composti ionici, si parla di **massa formula** (MF).

MA, MM e MF sono *numeri puri*.

La mole e la massa molare

Una **mole** è una quantità di sostanza che contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ particelle. Questo numero è chiamato **numero di Avogadro** ed è indicato con la lettera N .

La massa di una mole di sostanza è detta **massa molare** (M) e si esprime in grammi/mol.

La massa molare di un dato elemento equivale alla sua massa atomica relativa espressa in grammi/mol.

Quantità di
sostanza (mol)

$$n = \frac{m}{M}$$

Massa (g)

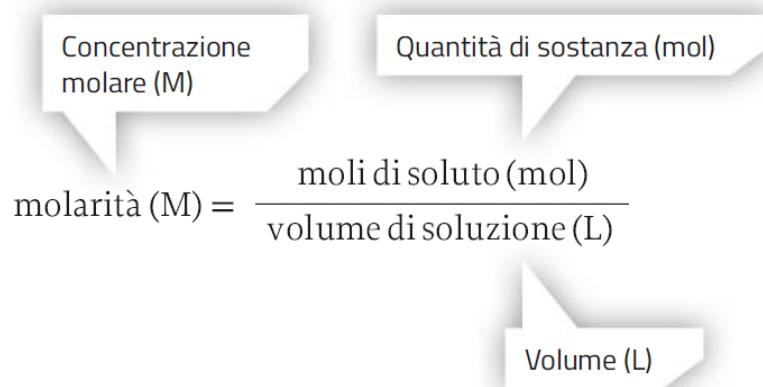
Massa molare
(g/mol)

La concentrazione delle soluzioni

Una soluzione è un miscuglio omogeneo: il *solvente* è il componente più abbondante, mentre le altre sostanze sono chiamate *soluti*.

La **concentrazione** misura il rapporto tra la quantità di soluto e la quantità di solvente o di soluzione.

La **molarità** (M) è il numero di moli di soluto sciolte in un litro di soluzione.


$$\text{molarità (M)} = \frac{\text{moli di soluto (mol)}}{\text{volume di soluzione (L)}}$$

Le caratteristiche delle soluzioni acquose /1

Perché si formi una **soluzione liquida** è necessario che si rompano i legami che uniscono tra loro le particelle di ciascuna sostanza e si instaurino nuovi legami tra le particelle del soluto e del solvente.

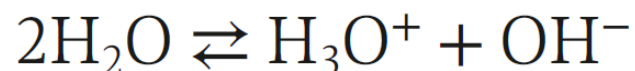
Solventi polari → sciolgono sostanze ioniche e polari.

Solventi apolari → sciolgono sostanze apolari.



Le caratteristiche delle soluzioni acquose /2

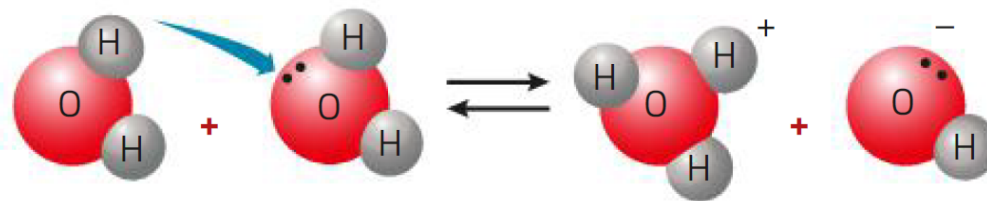
A causa dei legami a idrogeno, l'acqua pura è capace di autoionizzarsi parzialmente.



H_3O^+ → **ione idronio**

OH^- → **ione ossidrile**

La reazione è *reversibile*, cioè avviene contemporaneamente nei due versi.



Il comportamento dei soluti ionici e molecolari in acqua /1

Mescolando alcune sostanze con l'acqua possiamo distinguere tre situazioni:

1. Le **sostanze ioniche** si dissociano.



2. Le molecole di molte sostanze **polari** si disperdono ma non si modificano.
3. Alcune molecole **polari** vengono ionizzate totalmente o parzialmente.

Il comportamento dei soluti ionici e molecolari in acqua /2

La presenza o l'assenza di ioni in un liquido si evidenzia misurandone la capacità di condurre la corrente elettrica: sono **conduttori di corrente elettrica** solo le soluzioni che contengono ioni.

Un **elettrolita** è una sostanza che rende elettricamente conduttrice la soluzione acquosa in cui è disciolta.

Elettroliti forti → si ionizzano totalmente, buoni conduttori.

Elettroliti deboli → si ionizzano parzialmente, cattivi conduttori.

Le soluzioni acquose dei sali sono buoni conduttori.