

Nomenclatura composti inorganici

Composti ionici

Un composto ionico prende il nome dagli ioni che contiene scrivendo prima il **catione** e poi l'**anione**



sodio cloruro

È anche usata una variante in cui si inverte l'ordine e si fa precedere il nome del catione da "di"



cloruro di sodio

Uno **ione monoatomico** è uno ione formato da un singolo atomo

Uno **ione poliatomico** è uno ione costituito da due o più atomi legati chimicamente



ioni monoatomici



ioni poliatomici



Un catione monoatomico prende il nome dall'**elemento**

Na^+	ione sodio
Ca^{2+}	ione calcio
Al^{3+}	ione alluminio

Molti **elementi di transizione** formano cationi con diverse cariche che sono distinti da un numero romano (fra parentesi) pari alla carica

Fe^{2+}	ione ferro (II)	o ione ferroso
Fe^{3+}	ione ferro (III)	o ione ferrico

In una vecchia nomenclatura si usano i suffissi **-oso** e **-ico** per gli ioni con carica **minore** e **maggiore**



1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺													C ⁴⁻	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Li ⁺														P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	Al ³⁺					
K ⁺	Ca ²⁺		Ti ²⁺		Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ⁴⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ⁴⁺	Bi ⁵⁺			

I **metalli** formano cationi, per quelli non di transizione (**arancioni** nella figura) la carica del catione è uguale al numero del gruppo nella nomenclatura non IUPAC.



PRINCIPALI CATIONI

formula

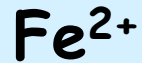
nome



Cromo(III) o cromico



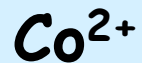
Manganese(II) o manganoso



Ferro(II) o ferroso



Ferro(III) o ferrico



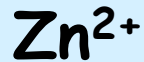
Cobalto(II) o cobaltoso



Nichel(II) o nichel



Rame(II) o rameico



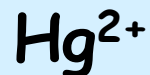
Zinco



Argento



Cadmio



Mercurio(II) o mercurico



Un anione monoatomico prende il nome dall'elemento seguito dal suffisso -uro

Cl⁻ cloro
S²⁻ solfuro

ma O²⁻ ossido

1A	2A	3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H ⁺																H ⁻	
Li ⁺													C ⁴⁻	N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	
Na ⁺	Mg ²⁺		Ti ²⁺		Cr ²⁺ Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺ Fe ³⁺	Co ²⁺ Co ³⁺	Ni ²⁺	Cu ⁺ Cu ²⁺	Zn ²⁺	Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺														Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺									Ag ⁺	Cd ²⁺		Sn ²⁺		Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺										Hg ₂ ²⁺ Hg ²⁺		Pb ²⁺	Bi ³⁺			

I non metalli formano anioni con carica pari al numero del gruppo meno 8

Cl⁻ VII A 7-8=-1
S²⁻ VI A 6-8=-2

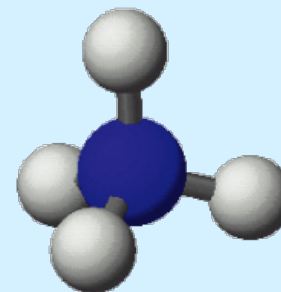


Ioni poliatomici

L'unico catione poliatomico di rilievo è:



ione ammonio



ione ammonio (NH_4^+)

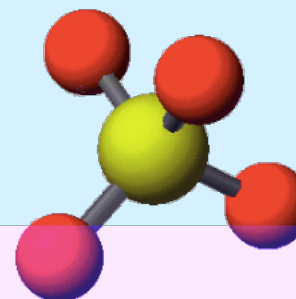
La maggior parte degli ioni poliatomici sono ossianioni, contenenti **ossigeno** più un altro elemento:



ione carbonato



ione solfato



ione solfato (SO_4^{2-})



PRINCIPALI IONI POLIATOMICI

Nome	Formula	Nome	Formula
Acetato	CH_3COO^-	Idrossido	OH^-
Ammonio	NH_4^+	Ipoclorito	ClO^-
Carbonato	CO_3^{2-}		
Clorato	ClO_3^-	Monoidrogeno fosfato	HPO_4^{2-}
Clorito	ClO_2^-	Nitrato	NO_3^-
Cromato	CrO_4^{2-}	Nitrito	NO_2^-
Cianuro	CN^-	Ossalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Bicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Perclorato	ClO_4^-
Diidrogenofosfato	H_2PO_4^-	Permanganato	MnO_4^-
Fosfato	PO_4^{3-}	Ossido	O^{2-}
Idrogenocarbonato (o bicarbonato)	HCO_3^-	Perossido	O_2^{2-}
Idrogenosolfato (o bisolfato)	HSO_4^-	Solfato	SO_4^{2-}
Idrogenosolfito (o bisolfito)	HSO_3^-	Solfito	SO_3^{2-}



Esempi



Solfato di ferro (II)



Bromuro di alluminio



Ossido di titanio (IV)



Solfato di ferro (III)



Nitrato di rame (I)



Nitrato di rame (II)



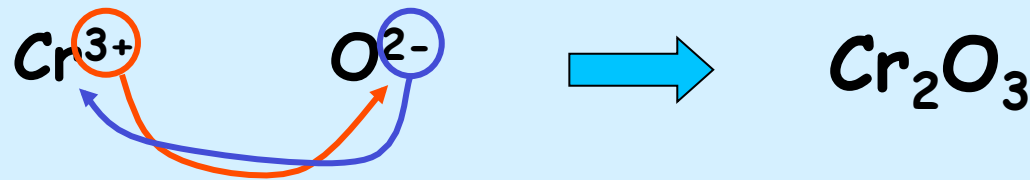
Nitruro di magnesio



Scrittura della formula a partire dagli ioni

Si scriva la formula dell'ossido di cromo(III).

Gli ioni componenti sono lo ione ossido O^{2-} e lo ione cromo(III) Cr^{3+} . Per raggiungere la neutralità si possono prendere un numero di cationi pari alla carica dell'anione e un numero di anioni pari alla carica del catione:



Se è possibile si devono ridurre i pedici ai numeri interi più piccoli possibile (questo accade quando i pedici hanno dei divisori in comune).

Es: ossido di stronzio



Si dividono i pedici per il massimo comune divisore=2



IDRATI

Un idrato è un composto (ionico) che contiene nei suoi cristalli molecole di acqua debolmente legate



Solfato di rame (II) pentaidrato

L'acqua viene persa per riscaldamento dando il composto anidro



Solfato di rame (II) (anidro)

Il processo è ben visibile in quanto il solfato di rame pentaidrato ha colore blu mentre quello anidro è bianco

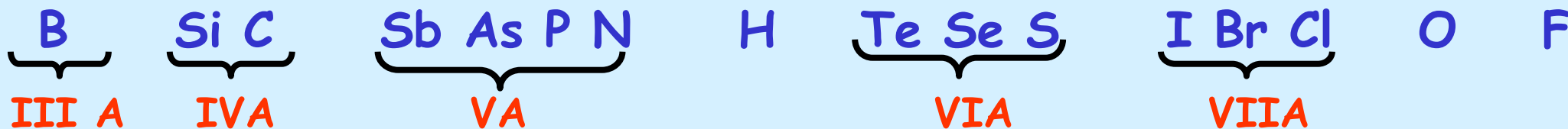


Composti molecolari binari

Un composto binario è un composto formato da **due** soli elementi.
I composti binari fra un **metallo** e un **non-metallo** sono solitamente **ionici**.

Sono invece **molecolari** i composti binari formati fra due **non-metalli** o **metalloidi**.

Il non-metallo o metalloide che compare per primo nella seguente sequenza è scritto per primo nella formula e nel nome:



L'ordine è quello dei gruppi dal III A al VII A e dal basso verso l'alto con le eccezioni di H O F

Il nome viene dato al composto prendendo la radice del secondo elemento con il suffisso **-uro** seguito dal nome del primo elemento preceduto da "di"



cloruro di idrogeno
bromuro di iodio



Quando i due elementi formano più di un composto questi si distinguono usando i seguenti prefissi

1	mono-	6	esa-
2	bi-	7	epta-
3	tri-	8	octa-
4	tetra-	9	nona-
5	penta-	10	deca-

Esempi



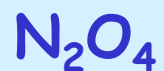
Monossido di carbonio



Biossido di carbonio



Biossido di azoto



Tetrossido di diazoto



Biossido di cloro



Eptossido di dicloro



Dicloruro di dizolfo



Trisolfuro di tetrafosforo



Esafluoruro di zolfo



Acidi ed Anioni

Per il momento definiamo **acido** un composto che produce ioni H^+ ed un anione quando viene sciolto in acqua:



Un **ossiacido** è un acido contenente idrogeno, ossigeno ed un altro elemento (un non-metallo). In acqua un ossiacido produce uno o più ioni H^+ ed un ossianione.

Il nome dell'acido si ottiene dalla radice del nome dell'elemento centrale più il suffisso **-ico**



Acido nitrico



Acido clorico



Se l'elemento forma due ossiacidi essi sono distinti dai suffissi -oso (con meno atomi di ossigeno) e -ico (con più atomi di ossigeno)

HNO_2 Acido nitrooso

HNO_3 Acido nitrico

Se l'elemento forma tre o quattro ossiacidi si usano i prefissi ipo- e per- associati con i due suffissi -oso e -ico

HClO Acido ipoclorooso

HClO_2 Acido clorooso

HClO_3 Acido clorico

HClO_4 Acido perclorico



I nomi degli ossiacidi e quelli degli ossianioni sono strettamente correlati. Per ottenere il nome dall'ossianione da quello dell'ossiacido si sostituiscono i suffissi -oso con -ito e -ico con -ato:



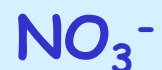
Acido nitroso



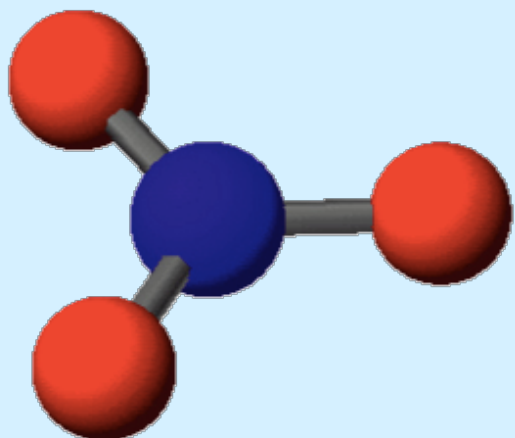
Ione nitrito



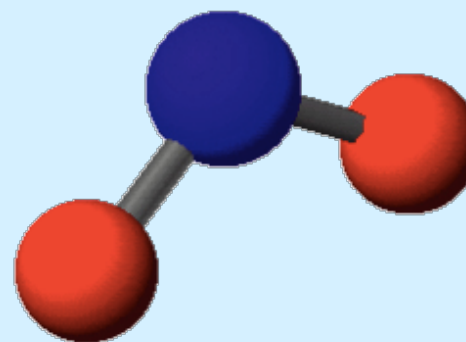
Acido nitrico



Ione nitrato



ione nitrato



ione nitrito





Acido ipocloroso



Ione ipoclorito



Acido cloroso



Ione clorito



Acido clorico



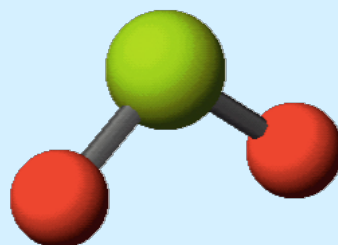
Ione clorato



Acido perclorico



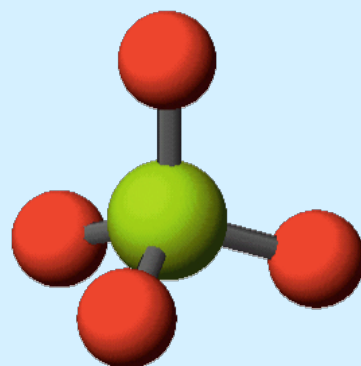
Ione perclorato



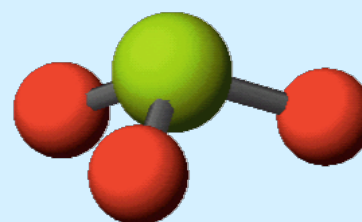
ClO₂⁻ è lo ione *clorito*



ClO⁻ è lo ione *ipoclorito*



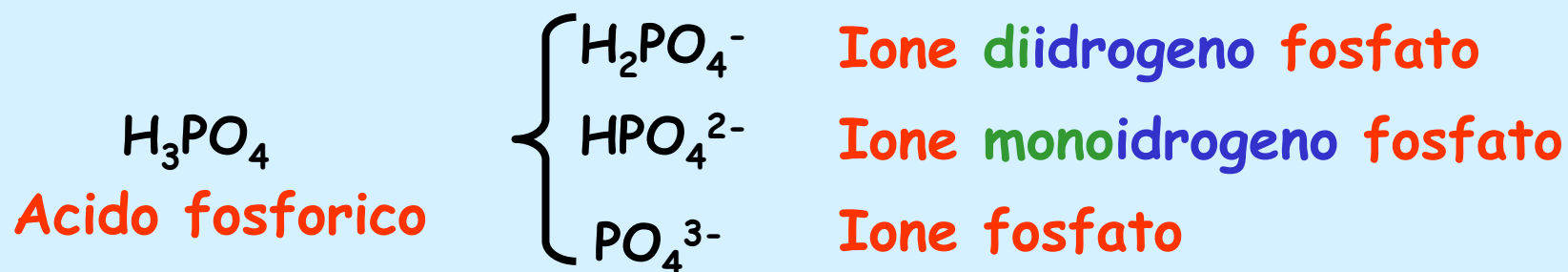
ClO₄⁻ è lo ione *perclorato*



ClO₃⁻ è lo ione *clorato*



Alcuni acidi possono perdere più di uno ione H^+ e dare anioni intermedi di tipo acido:



Idracidi

Alcuni composti binari di idrogeno e non metalli producono soluzioni acide in acqua e sono detti **idracidi**. Tali composti prendono il nome dell'elemento più il suffisso -idrico preceduto da acido

HCl acido cloridrico

H_2S acido solfidrico

Si noti l'analogia con i corrispondenti anioni dove -idrico diventa -uro

Cl^- cloruro

S^{2-} solfuro



PRINCIPALI IONI POLIATOMICI

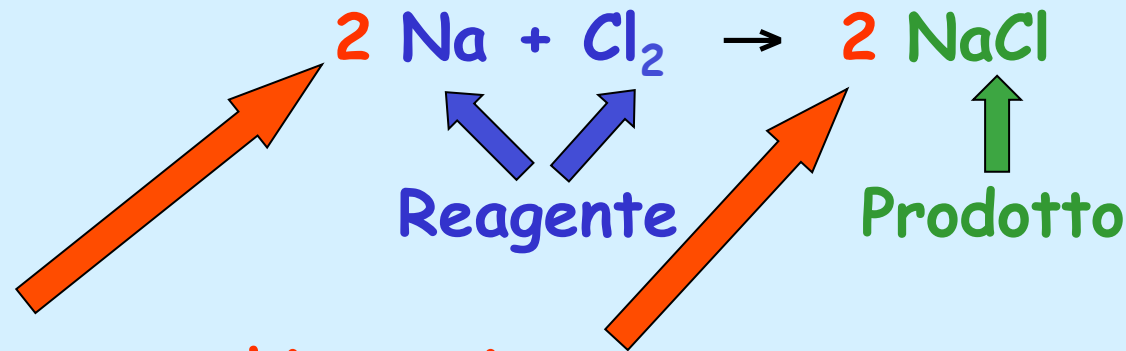
Nome	Formula	Nome	Formula
Acetato	CH_3COO^-	Idrossido	OH^-
Ammonio	NH_4^+	Ipoclorito	ClO^-
Carbonato	CO_3^{2-}		
Clorato	ClO_3^-	Monoidrogeno fosfato	HPO_4^{2-}
Clorito	ClO_2^-	Nitrato	NO_3^-
Cromato	CrO_4^{2-}	Nitrito	NO_2^-
Cianuro	CN^-	Ossalato	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
Bicromato	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Perclorato	ClO_4^-
Diidrogenofosfato	H_2PO_4^-	Permanganato	MnO_4^-
Fosfato	PO_4^{3-}	Ossido	O^{2-}
Idrogenocarbonato (o bicarbonato)	HCO_3^-	Perossido	O_2^{2-}
Idrogenosolfato (o bisolfato)	HSO_4^-	Solfato	SO_4^{2-}
Idrogenosolfito (o bisolfito)	HSO_3^-	Solfito	SO_3^{2-}



REAZIONI CHIMICHE

Equazioni chimiche

Una equazione chimica è la rappresentazione simbolica di una reazione chimica in termini di formule chimiche



Coefficiente stechiometrico

In molti casi è utile indicare gli stati o le fasi delle sostanze ponendo appropriati simboli fra parentesi indicanti le fasi dopo le formule

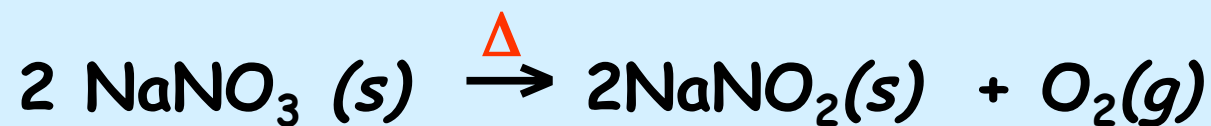
(g) = gas (l) = liquido (s) = solido (aq) = soluzione acquosa

L'equazione precedente diventa così:

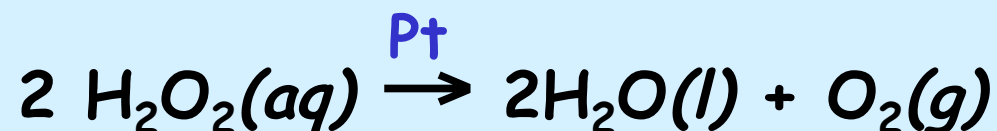


Si possono anche indicare in una equazione le condizioni in cui avviene la reazione.

Se i reagenti sono stati riscaldati per iniziare una reazione si può indicare con il simbolo Δ . Ad esempio:



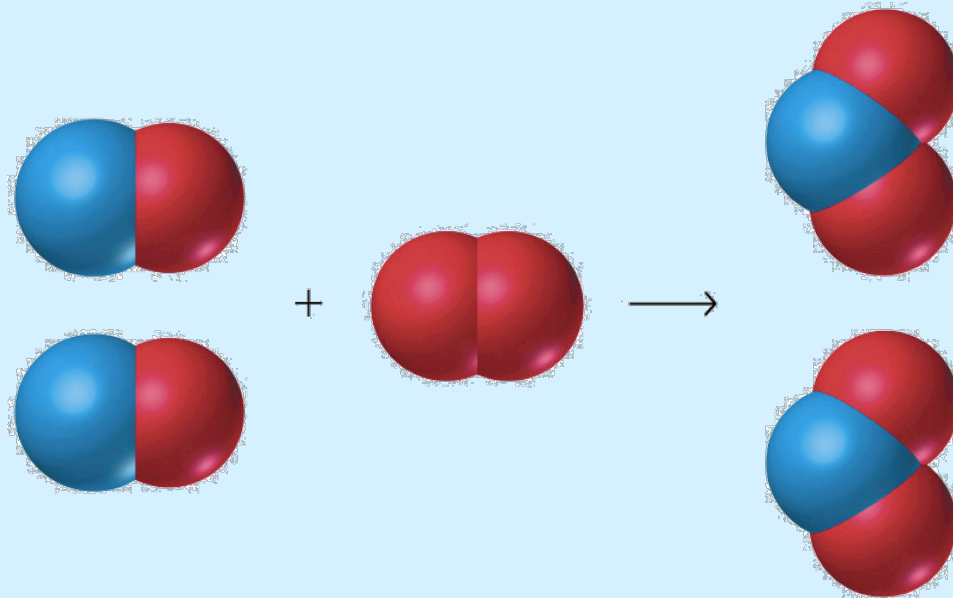
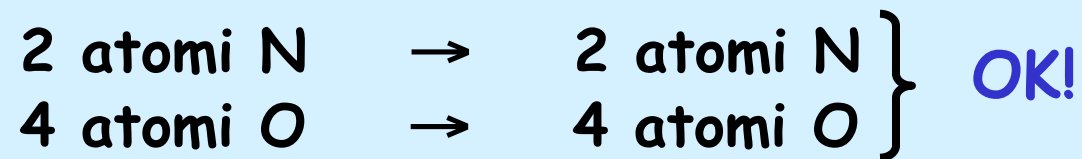
Ci sono sostanze che agiscono come **catalizzatori**, sostanze che aumentano la velocità di reazione senza subire alcun cambiamento. In questo caso il catalizzatore si scrive sotto la freccia che indica la reazione



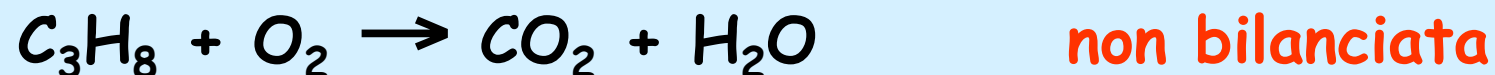
BILANCIAMENTO DI REAZIONI CHIMICHE

Quando in una equazione chimica i coefficienti stechiometrici sono scritti correttamente il totale degli atomi di ogni elemento è uguale in entrambi i membri dell'equazione.

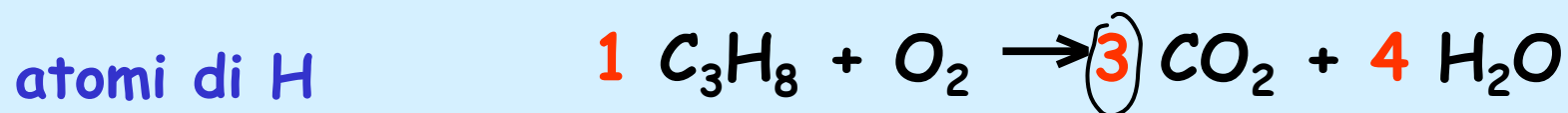
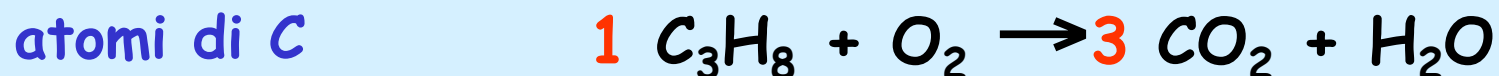
L'equazione chimica è allora **bilanciata**.



Un'equazione chimica va bilanciata scegliendo opportunamente i coefficienti stechiometrici



Procedimento per tentativi



I coefficienti possono essere moltiplicati per una costante qualsiasi, ma in genere sono scelti in modo da essere i più piccoli numeri interi



N.B.:

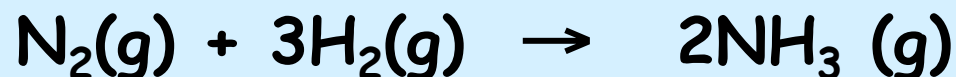
- bilanciare prima gli atomi contenuti in una sola sostanza ai reagenti e ai prodotti
- quando uno dei reagenti o dei prodotti esiste come elemento libero, bilanciare questo elemento per ultimo
- attenzione al numero di atomi!
Es.: in $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ci sono $4 \times 3 = 12$ atomi di O



Stechiometria

La stechiometria è il calcolo delle quantità dei reagenti e dei prodotti implicati in una reazione chimica. Essa si basa sull'equazione chimica e sulla relazione tra massa e moli.

Esempio

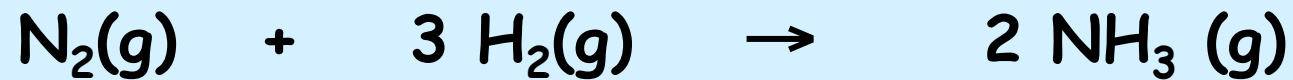


Tipici problemi della stechiometria sono:

- Quanto idrogeno è necessario per produrre 100 Kg di NH_3 ?
- Quanta NH_3 si ottiene da 100 Kg di N_2 ?



Per rispondere ai problemi precedenti è utile la seguente interpretazione della reazione



1 molecola N_2 3 molecole H_2 2 molecole NH_3

100 molecole N_2 3×100 molecole H_2 2×100 molecole NH_3

N_A molecole N_2 $3 \times N_A$ molecole H_2 $2 \times N_A$ molecole NH_3

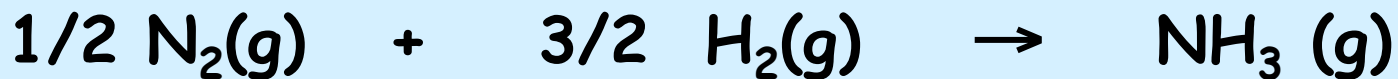
1 mole N_2 3 moli H_2 2 moli NH_3

28,0 g N_2 $3 \times 2,02$ g H_2 2×17 g NH_3

Si noti che una mole è un numero fisso ($6,022 \times 10^{23}$) di molecole (come “dozzina”)



N.B.: Sono possibili anche coefficienti stechiometrici frazionari, in questo caso però:



1/2 mole N_2

3/2 moli H_2

1 mole NH_3

28,0/2 g N_2

3/2 x 2,02 g H_2

17 g NH_3

Ma non

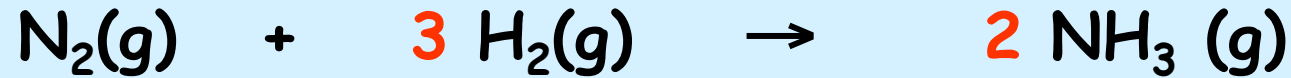
~~1/2 molecola N_2~~

~~3/2 molecole H_2~~

1 molecola NH_3



Esempio



Quale è la massa di idrogeno necessaria per produrre 907 Kg di ammoniaca?

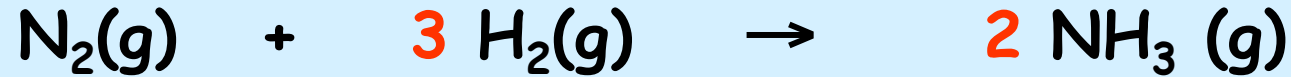
- prima di tutto si calcolano le moli di NH_3

$$n_{\text{NH}_3} = \frac{9,07 \times 10^5 \text{ g NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3/\text{mol NH}_3} = 5,34 \times 10^4 \text{ mol NH}_3$$

- dall'equazione chimica si deducono le moli di H_2 :
per 2 moli di NH_3 ne servono 3 di H_2

$$n_{\text{H}_2} = 5,34 \times 10^4 \text{ mol NH}_3 \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 8,01 \times 10^4 \text{ mol H}_2$$





I coefficienti dell'equazione chimica bilanciata danno i fattori di conversione tra le quantità chimiche consumate e prodotte. Conviene utilizzare i rapporti:

$$\frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3}$$

Converte da moli di NH₃ a H₂

$$\frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2}$$

Converte da moli di H₂ a NH₃

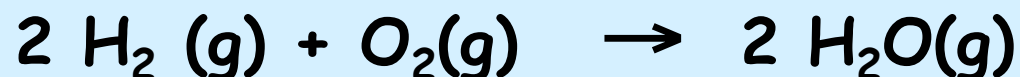
Controllando l'analisi dimensionale.

- Infine si convertono la moli di H₂ in grammi di H₂

$$\text{massa}_{\text{H}_2} = 8,01 \times 10^4 \text{ mol H}_2 \times 2,02 \text{ g H}_2 / \text{mol H}_2 = 1,62 \times 10^5 \text{ g H}_2$$



Consideriamo la reazione



Supponiamo di far reagire **1,5 mole di H₂** e **1,0 mole di O₂**.
Si considerano le moli di H₂O che si possono ottenere da partire da ciascuno dei reagenti come se l'altro fosse quello in eccesso

Moli di H₂O ottenute da H₂ = $1,5 \text{ mol H}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2} = 1,5 \text{ mol H}_2\text{O}$

Moli di H₂O ottenute da O₂ = $1,0 \text{ mol O}_2 \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} = 2,0 \text{ mol H}_2\text{O}$

H₂ è il reagente limitante: una volta prodotte 1,5 moli di H₂O la reazione si ferma e rimane ossigeno in eccesso.



SOLUZIONI



Una **soluzione** è una miscela **omogenea** (=la sua composizione e le sue proprietà sono uniformi in ogni parte del campione) di due o più sostanze formate da ioni o molecole.

Differenza con i **colloidi** che differiscono in quanto le particelle sono più grandi delle molecole normali ma non ancora visibili al microscopio (10-2000 Å).

Le soluzioni possono esistere in ognuno dei tre stati della materia: **gas, liquido o solido**.

Il **solvente** è il componente presente in quantità maggiore o che determina lo stato della materia in cui la soluzione esiste.

Il **soluto** è un componente presente in quantità minore.



Il caso più comune è quello di soluzioni liquide (soluzioni di gas, solidi o liquidi sciolti in un liquido).

Si possono però avere:

Soluzioni gassose: in genere i gas possono mescolarsi in tutte le proporzioni per dare soluzioni gassose.

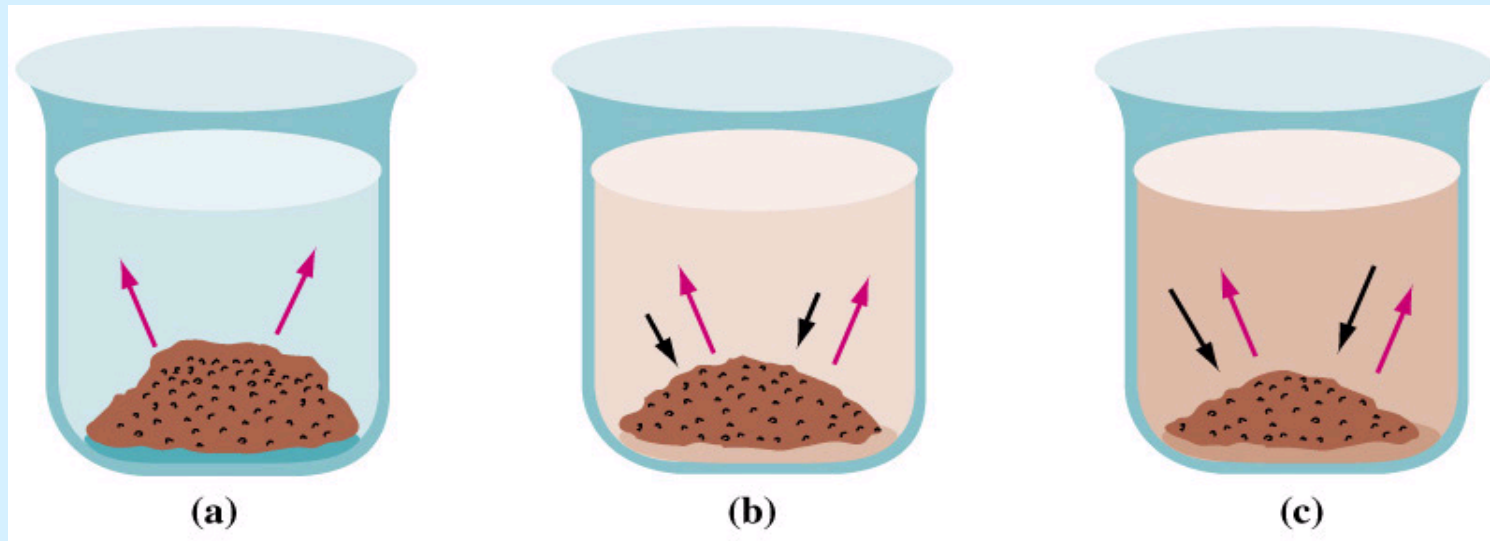
Soluzioni liquide: sono le più comuni e sono ottenute nella maggior parte dei casi sciogliendo un gas o un solido in un liquido. Sono comuni anche le soluzioni liquido-liquido (possono non essere miscibili in tutte le proporzioni).

Soluzioni solide: sono principalmente **leghe** di due o più metalli. Le leghe di mercurio (l'unico metallo liquido) con altri metalli sono chiamate **amalgame** e possono essere sia liquide che solide).



Solubilità

In generale solo una quantità finita di un solido si scioglie in un dato volume di solvente dando luogo ad una soluzione **satura**, cioè una soluzione in equilibrio con un eventuale solido in eccesso.



Equilibrio
dinamico

La concentrazione del soluto nella soluzione satura è detta **solubilità**. Ad esempio la solubilità di NaCl in acqua è di 36 g per 100 ml di acqua a 20°C.



Molti composti ionici sono poco solubili o praticamente insolubili e instaurano un equilibrio (eterogeneo) con gli ioni costituenti nella soluzione satura.

Ad esempio per il cloruro di argento si ha:



cui corrisponde una costante di equilibrio K_{ps} , detta prodotto di solubilità:

$$K_{ps} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Altri esempi di sali poco solubili sono:



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2$$



Generalmente la **solubilità** è definita come il numero di moli di sale che si sciolgono per litro di soluzione.

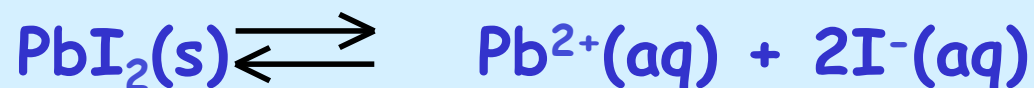
Essa è indicata con **S** e può essere calcolata considerando la stechiometria dell'equilibrio di solubilità.

Ad esempio per i tre composti precedenti si ha:



$$s = [\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-]$$

moli di unità formula solubilizzate
per litro di soluzione



$$s = [\text{Pb}^{2+}]$$

$$s = [\text{I}^-]/2 \quad [\text{I}^-] = 2s$$



$$s = [\text{Ca}^{2+}]/3$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = 3s$$

$$s = [\text{PO}_4^{3-}]/2$$

$$[\text{PO}_4^{3-}] = 2s$$



LAVORARE CON LE SOLUZIONI

DENSITA'

La **densità** di un oggetto è la sua **massa per unità di volume**

$$d = \frac{\text{massa}}{\text{volume}} = \frac{m}{V}$$

Nel SI (sistema internazionale) l'unità base per la massa è il chilogrammo (**Kg**). Spesso in chimica si usano dei sottomultipli (in genere il **grammo**).

Per il volume l'unità nel SI è il metro cubo (**m³**) che però è molto scomodo per l'uso di laboratorio. Si usa quindi il **litro**:

$$\text{litro (L)} = 1 \text{ dm}^3 = 10^{-3} \text{ m}^3$$

A sua volta il litro si può dividere in sottomultipli:

$$1 \text{ mL} = 10^{-3} \text{ L} = 1 \text{ cm}^3 = 10^{-6} \text{ m}^3$$



SOLUZIONI E CONCENTRAZIONE MOLARE

Quando sciogliamo una sostanza in un liquido chiamiamo soluto la sostanza e solvente il liquido.

La miscela omogenea risultante è nota come soluzione.

Con concentrazione si intende la quantità di soluto sciolta in una quantità standard di soluzione (o solvente).

La **concentrazione molare** è definita come moli di soluto per litro di soluzione

$$\text{Molarità (M)} = \frac{\text{moli soluto}}{\text{litri soluzione}} \equiv \frac{\text{mol}}{\text{L}}$$

Una soluzione di NH_3 0,15 M contiene 0,15 moli di NH_3 in un litro di soluzione

Per preparare una soluzione 0,5 M di NaCl bisogna porre 0,5 moli di NaCl in un pallone tarato di un litro e quindi aggiungere acqua fino al volume di un litro.



Per preparare una soluzione 0,5 M di K_2CrO_4 bisogna porre 0,5 moli di K_2CrO_4 in un pallone tarato di un litro e quindi aggiungere acqua fino al volume di un litro.



Esempio

Quale è la molarità di una soluzione ottenuta sciogliendo 0,38 g di NaNO_3 fino ad un volume di 50 ml?

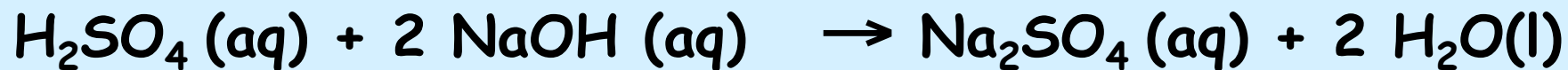
$$\text{mol}_{\text{NaNO}_3} = \frac{0,38 \text{ g}}{85,0 \text{ g/mol}} = 4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}_{\text{NaNO}_3}$$

$$\text{molarità} = \frac{4,47 \times 10^{-3} \text{ mol}_{\text{NaNO}_3}}{50 \times 10^{-3} \text{ L}} = 0,089 \text{ mol/L}$$



Esempio

Si consideri la reazione di neutralizzazione,



Un recipiente contiene 35,0 ml di una soluzione 0,175 M di H_2SO_4 . Quanti ml di una soluzione 0,250 M di NaOH devono essere aggiunti per reagire completamente con l'acido solforico?

Si passa dal volume di H_2SO_4 0,175 M al numero di moli:

$$1) n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = M \times V = 0,175 \text{ mol/L} \times 35,0 \times 10^{-3} \text{ L} = 6,125 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$2) n_{\text{NaOH}} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1,225 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$3) V_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{1,25 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0,250 \text{ mol/l}} = 4,90 \times 10^{-2} \text{ L} \equiv 49 \text{ ml}$$



TEORIE ACIDO-BASE

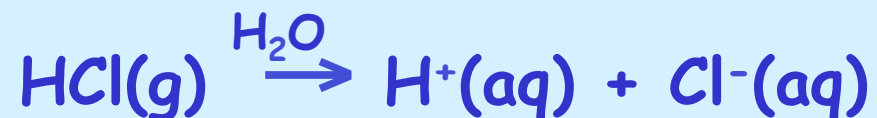


Acidi e basi sono sostanze note da molto tempo e diverse classificazioni sono state fatte nel corso del tempo in base alle loro proprietà. Qui discuteremo le tre moderne teorie acido-base nell'ordine in cui sono state proposte.

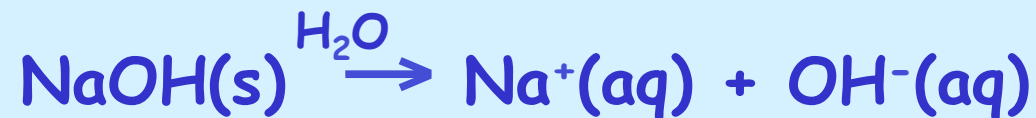
Teoria di Arrhenius

Arrhenius fu il primo a proporre una teoria acido-base a partire dal comportamento di queste sostanze in acqua.

Un **acido** è una sostanza che, sciolta in acqua, provoca un aumento della concentrazione degli ioni H^+ .



Una **base** è una sostanza che, sciolta in acqua, provoca un aumento della concentrazione degli ioni OH^- .



La **neutralizzazione** di HCl e NaOH si rappresenta con l'equazione ionica:



o con l'equazione ionica netta:



Una reazione di neutralizzazione implica quindi la combinazione di ioni idrogeno e idrossido per formare acqua.

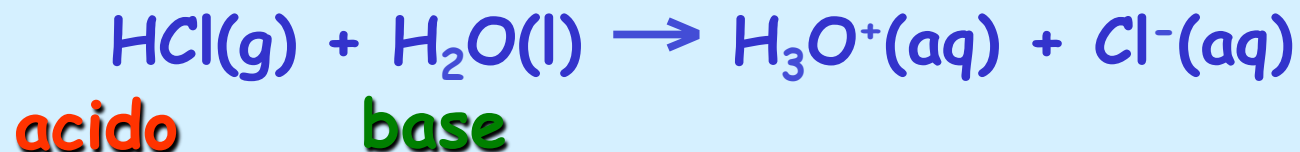


Teoria di Brønsted e Lowry (1923)

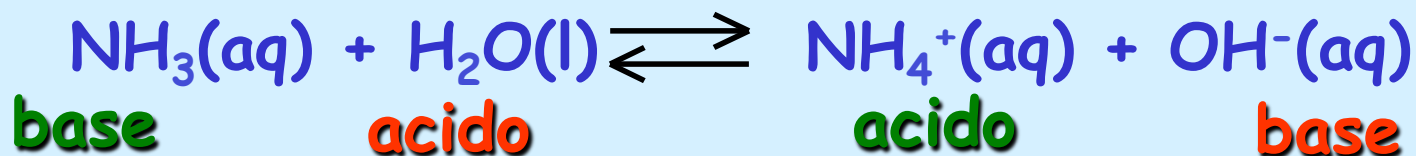
Le reazioni acido-base sono considerate come reazioni di trasferimento protonico.

Un **acido** è una specie che **dona** un protone
Una **base** è una specie che **accetta** un protone

Secondo questa teoria la ionizzazione di HCl in acqua è vista come il trasferimento di un protone da HCl ad H₂O:



Analogamente una base posta in acqua accetta un protone dall'acqua liberando ioni OH^- .



NH_3 accetta un protone dall'acqua ed è quindi una base mentre H_2O cede il protone ed è un acido.

Nella reazione inversa NH_4^+ cede il protone ad OH^- ed è quindi un acido mentre OH^- è una base perché accetta il protone.

Specie che differiscono solo per un protone, quali $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ o $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$, costituiscono una coppia coniugata acido-base.

Ad esempio NH_3 è una base, ma una volta accettato il protone diventa NH_4^+ , una specie che è capace di cedere il protone ed è quindi un acido.

NH_4^+ è l'acido coniugato della base NH_3 e NH_3 è la base coniugata dell'acido NH_4^+ : insieme costituiscono la coppia coniugata acido-base $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$. Un discorso analogo vale per $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_3\text{O}^+$.



Si può quindi scrivere la seguente tabella

TABLE 17.1 Relative Strengths of Some Common Brønsted–Lowry Acid and Bases

Acid		Conjugate Base	
Perchloric acid	HClO_4	Perchlorate ion	ClO_4^-
Hydroiodic acid	HI	Iodide ion	I^-
Hydrobromic acid	HBr	Bromide ion	Br^-
Hydrochloric acid	HCl	Chloride ion	Cl^-
Sulfuric acid	H_2SO_4	Hydrogen sulfate ion	HSO_4^-
Nitric acid	HNO_3	Nitrate ion	NO_3^-
Hydronium ion ^a	H_3O^+	Water ^a	H_2O
Hydrogen sulfate ion	HSO_4^-	Sulfate ion	SO_4^{2-}
Nitrous acid	HNO_2	Nitrite ion	NO_2^-
Acetic acid	$\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	Acetate ion	$\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$
Carbonic acid	H_2CO_3	Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-
Ammonium ion	NH_4^+	Ammonia	NH_3
Hydrogen carbonate ion	HCO_3^-	Carbonate ion	CO_3^{2-}
Water	H_2O	Hydroxide ion	OH^-
Methanol	CH_3OH	Methoxide ion	CH_3O^-
Ammonia	NH_3	Amide ion	NH_2^-

^aThe hydronium ion–water combination refers to the ease with which a proton is passed from one water molecule to another; that is, $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$

In realtà nella tabella HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI e HClO_4 sono tutti acidi forti (=completamente dissociati in acqua).



Forza degli acidi e struttura molecolare

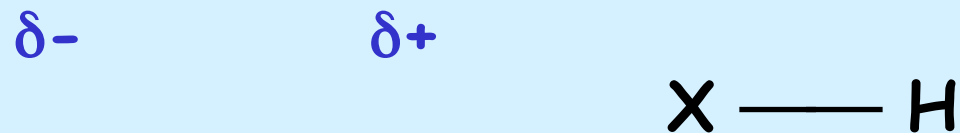
Abbiamo finora valutato la forza degli acidi in maniera empirica.

Possiamo però in alcuni casi correlare la forza relativa di una serie di acidi alla loro struttura molecolare.


La forza di un acido dipende dalla facilità con cui il protone H^+ è rimosso da legame $X-H$ nella specie acida.

I fattori che determinano le forze relative degli acidi sono principalmente due:

- La polarità del legame $X-H$:



Più il legame è polarizzato (con la carica positiva sull'idrogeno) maggiore è la polarità del legame.

- La forza del legame $X-H$ con cui il protone è legato ad X che a sua volta dipende dalle dimensioni dell'atomo X : più grande è l'atomo più debole è il legame e quindi maggiore è l'acidità. 

Consideriamo una serie di acidi binari HX formati dagli elementi del gruppo VII A, il cui ordine di acidità è



L'elettronegatività degli elementi X diminuisce lungo il gruppo e quindi la polarità di H-X aumenta. Nonostante questo le dimensioni di X aumentano ed è questo secondo fattore a prevalere. Questo vale anche per gli idracidi formati dagli elementi del VI e V gruppo.

Andando invece da sinistra a destra lungo un periodo l'elettronegatività aumenta mentre le dimensioni diminuiscono, benchè di poco. In questo caso è il fattore polarità a prevalere e l'acidità degli idracidi H_nX aumenta da sinistra a destra lungo un periodo:



Gli ossiacidi hanno una struttura del tipo:



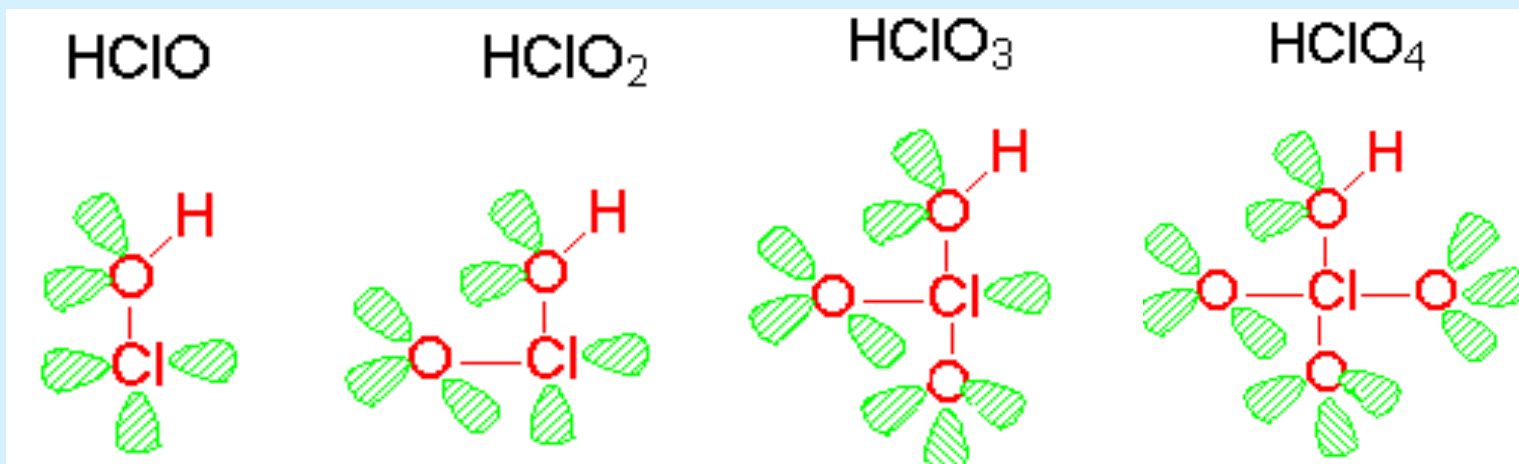
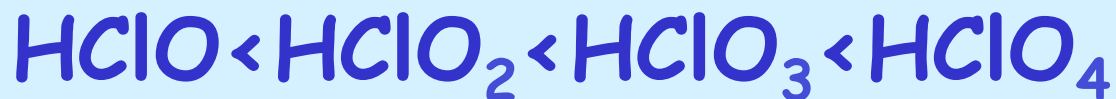
in cui l'atomo Y è spesso legato ad altri atomi di ossigeno o gruppi OH, come, ad esempio HClO_4 o H_2SO_4 .

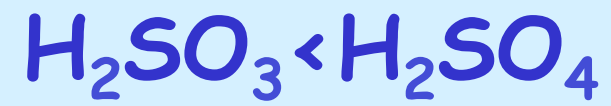
In questo caso è solo la polarità del legame O-H a determinare l'acidità e questa aumenta con l'elettronegatività di Y.

Ad esempio:

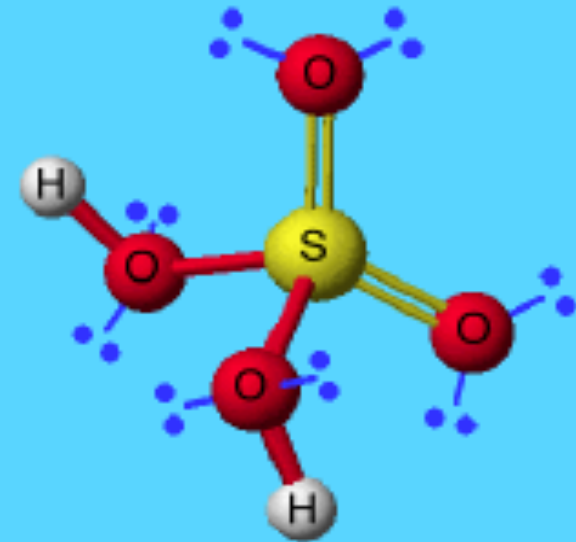


Inoltre in una serie di ossiacidi di tipo $(\text{OH})_m\text{YO}_n$ l'acidità aumenta all'aumentare al numero n di atomi di ossigeno (molto elettronegativo) legati ad Y.





Sulfurous Acid, H_2SO_3



Sulfuric Acid, H_2SO_4

Consideriamo ora la forza relativa di un acido poliprotico (che può perdere più di un protone) e dei suoi anioni acidi corrispondenti. Ad esempio H_2SO_4 si ionizza per dare un protone e HSO_4^- , che a sua volta può ulteriormente dissociarsi per dare un altro protone e SO_4^{2-} . HSO_4^- è un acido perché può donare un protone, tuttavia, a causa della carica negativa dello ione che tende ad attrarre il protone, la sua acidità è minore di H_2SO_4 :



La forza di un acido poliprotico e dei suoi anioni diminuisce con l'aumentare della carica negativa



Teoria di Lewis

Spiega perché alcune reazioni hanno proprietà acido-base pur non avendo idrogeni. Nella teoria di Lewis le reazioni acido-base hanno come protagonista la messa in condivisione di una coppia di elettroni solitari.

Un **acido di Lewis** è una specie che può formare un legame covalente accettando una coppia di elettroni da un'altra specie.

Una **base di Lewis** è una specie che può formare un legame covalente donando una coppia di elettroni ad un'altra specie.



EQUILIBRI ACIDO-BASE



Benchè dalla teoria di Brønsted-Lowry abbiamo visto che è possibile considerare reazioni acido-base in un solvente qualunque, qui soffermeremo la nostra attenzione sugli equilibri acido-base che hanno luogo in acqua.

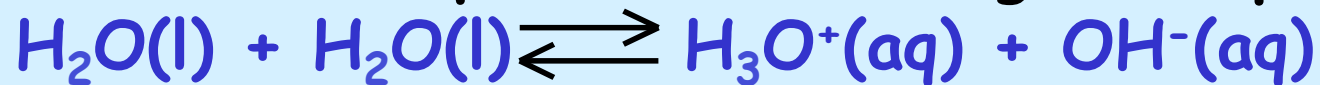
Nella descrizione di questi equilibri l'acqua riveste un ruolo particolare in quanto partecipa alla reazione non solo come solvente ma anche come reagente. Per questo motivo prima di prendere in considerazione la ionizzazione di acidi o basi in acqua analizziamo cosa accade in acqua pura.



Autoionizzazione dell'acqua

L'acqua viene generalmente considerata un non-elettrolita. Misure di conducibilità elettrica mostrano in realtà che l'acqua, benchè in misura estremamente ridotta, conduce l'elettricità. Ciò significa che, anche se in piccolissima parte, l'acqua si ionizza.

Il processo con cui l'acqua si ionizza è detto autoionizzazione, poichè due molecole di acqua identiche reagiscono per dare ioni:



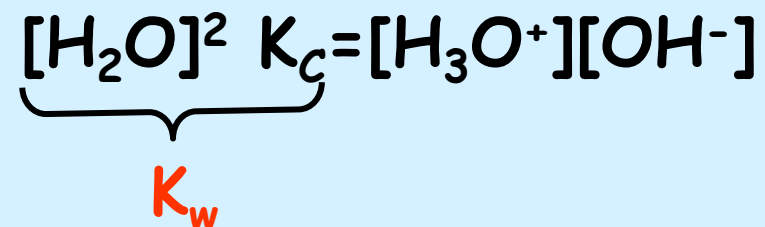
In pratica una molecola di acqua agisce da acido (cede un protone) e l'altra agisce da base (accetta un protone). Il processo è molto limitato come si vede dal valore della costante di equilibrio a 25°C:

$$K_c = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]^2} = 3,2 \times 10^{-18}$$

ma è sufficiente a rendere l'acqua conduttrice di elettricità.



Poiché il valore numerico della costante di equilibrio è molto piccolo, all'equilibrio avremo una concentrazione estremamente piccola di ioni H_3O^+ e di ioni OH^- per cui la concentrazione dell'acqua può essere considerata costante ed uguale a quella dell'acqua pura (55,56 M). Questa concentrazione, essendo costante, può essere inglobata nel valore della costante di equilibrio, cioè:



In cui K_w è detta **costante di prodotto ionico dell'acqua** ed assume il valore di 10^{-14} a $25^\circ C$.

Spesso inoltre si scrive H^+ al posto di H_3O^+ e quindi:



Poiché in acqua pura le concentrazioni di ioni H_3O^+ (o H^+) e di ioni OH^- devono essere uguali, ponendo $x=[\text{H}^+]=[\text{OH}^-]$ nell'equazione precedente otteniamo:

$$K_w=[\text{H}^+][\text{OH}^-]=x^2$$

Da cui:

$$x^2=10^{-14}$$

$$x=10^{-7}$$

e quindi, in acqua pura:

$$[\text{H}^+]=[\text{OH}^-]=10^{-7} \text{ M}$$

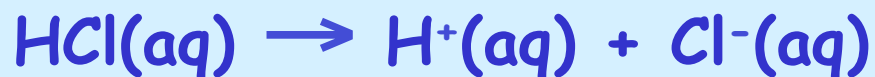


Acidi e basi forti

Abbiamo visto che un **acido forte** è caratterizzato dal fatto che in soluzione acquosa esso cede completamente il protone all'acqua, cioè:



Tale reazione è spesso scritta più semplicemente



che illustra come la reazione di ionizzazione dell'acido cloridrico sia completa.

Consideriamo ad esempio una soluzione 0,10 M di HCl. Poiché HCl si dissocia completamente avremo:

$$[\text{H}^+] = 0,10 \text{ M}$$

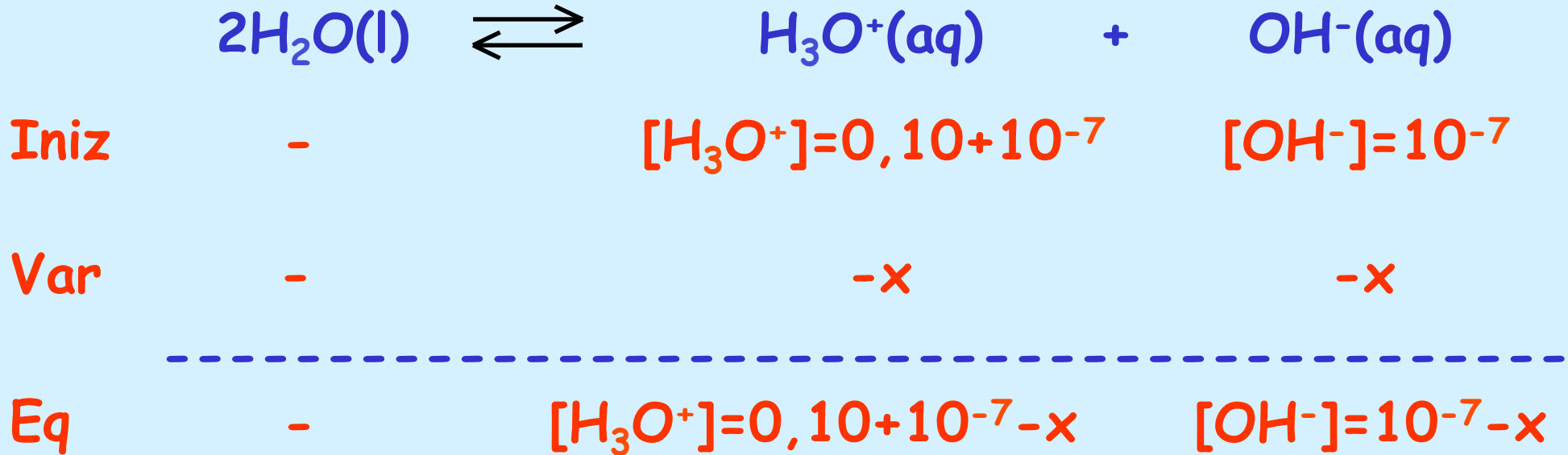


A rigore dovremmo considerare un ulteriore contributo alla concentrazione di H^+ dovuto all'autoionizzazione dell'acqua. Questo contributo è però di solo 10^{-7} mol/L per l'acqua pura e sarà ancora minore in presenza di ulteriori ioni H^+ in soluzione per il principio di Le Chatelier. Il contributo dell'autoionizzazione dell'acqua può quindi essere tranquillamente trascurato. (Questa considerazione vale solo per soluzioni abbastanza concentrate, con concentrazioni $\geq 10^{-6}$ di acidi forti; per soluzioni molto diluite gli ioni H^+ provenienti dall'autoionizzazione dell'acqua non sono più trascurabili).

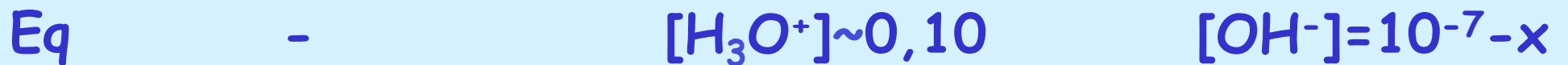
L'autoionizzazione dell'acqua è comunque sempre presente ed è l'unica responsabile della presenza di ioni OH^- in soluzione, la cui concentrazione può essere calcolata dall'espressione per la costante del prodotto ionico dell'acqua.



Effettuando il calcolo delle concentrazioni all'equilibrio



Bisogna però osservare che $x < 10^{-7}$ per cui si può assumere:



Infatti dall'espressione:

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

sapendo che $[H^+] = 0,10 \text{ M}$ si può ricavare $[OH^-]$. Infatti:

$$10^{-14} = 0,1 \cdot [OH^-]$$

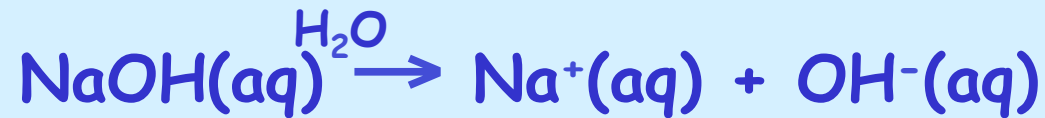
$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{0,1} = 10^{-13} \text{ M}$$

Tipici acidi forti sono:

HCl	acido cloridrico	H ₂ SO ₄	acido solforico
HBr	acido bromidrico	HNO ₃	acido nitrico
HI	acido iodidrico	HClO ₄	acido perclorico



Una **base forte** è caratterizzato dal fatto che in soluzione acquosa si dissocia completamente in ioni OH^- cioè:



Consideriamo ad esempio una soluzione 0,10 M di NaOH. Poiché NaOH si dissocia completamente avremo:

$$[\text{OH}^-] = 0,10 \text{ M}$$

Il contributo dell'autoionizzazione dell'acqua è ancora trascurabile ($< 10^{-7} \text{ mol/L}$) per quanto riguarda la concentrazione di OH^- ; è però l'unica fonte di ioni H^+ , la cui concentrazione si calcola quindi da:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] \qquad 10^{-14} = [\text{H}^+] \cdot 0,1$$

$$[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{0,1} = 10^{-13} \text{ M}$$



Tipiche basi forti sono gli idrossidi del gruppo IA e IIA:

LiOH	idrossido di litio	Ca(OH) ₂	idrossido di calcio
NaOH	idrossido di sodio	Sr(OH) ₂	idrossido di stronzio
KOH	idrossido di potassio	Ba(OH) ₂	idrossido di bario

Una soluzione si definisce acida, basica o neutra a seconda che:



soluzione **acida**



soluzione **neutra**



soluzione **basica**



La scala di pH

Per evitare di usare numeri molto piccoli risulta più conveniente esprimere la concentrazione di ioni H^+ in termini dei logaritmi, questo dà origine alla scala di pH definito come:

$$pH = -\log [H^+]$$

Ad esempio:

$$[H^+] = 0,1 \text{ M}$$

$$pH = -\log(0,1) = 1,0$$

$$[H^+] = 1,0 \times 10^{-3} \text{ M}$$

$$pH = -\log(1,0 \times 10^{-3}) = 3,0$$



La definizione di acidità e basicità può essere riformulata in termini di pH:

$\text{pH} < 7$

soluzione **acida**

$\text{pH} = 7$

soluzione **neutra**

$\text{pH} > 7$

soluzione **basica**

Infatti per $[\text{H}^+] = 1,0 \times 10^{-7} \text{ M}$ si ha $\text{pH} = 7$

Si noti che per $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ si ha $\text{pH} < 7$



Si definisce anche il pOH come:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

pH e pOH sono strettamente legati fra loro:

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$-\log([\text{H}^+][\text{OH}^-]) = -\log(10^{-14})$$

$$-\log[\text{H}^+] - \log[\text{OH}^-] = 14$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$



Ad esempio per una soluzione di HCl 0,01 M si ha:

$$[H^+] = 0,01 \quad pH = -\log(0,01) = -\log(10^{-2}) = 2 \quad pOH = 14 - 2 = 12$$

Calcolo di $[H^+]$ noto il pH

Noto il pH è facilmente possibile calcolare $[H^+]$:

$$[H^+] = \text{antilog}(-pH) = 10^{-pH}$$

Ad esempio una soluzione con $pH = 3,2$ avrà

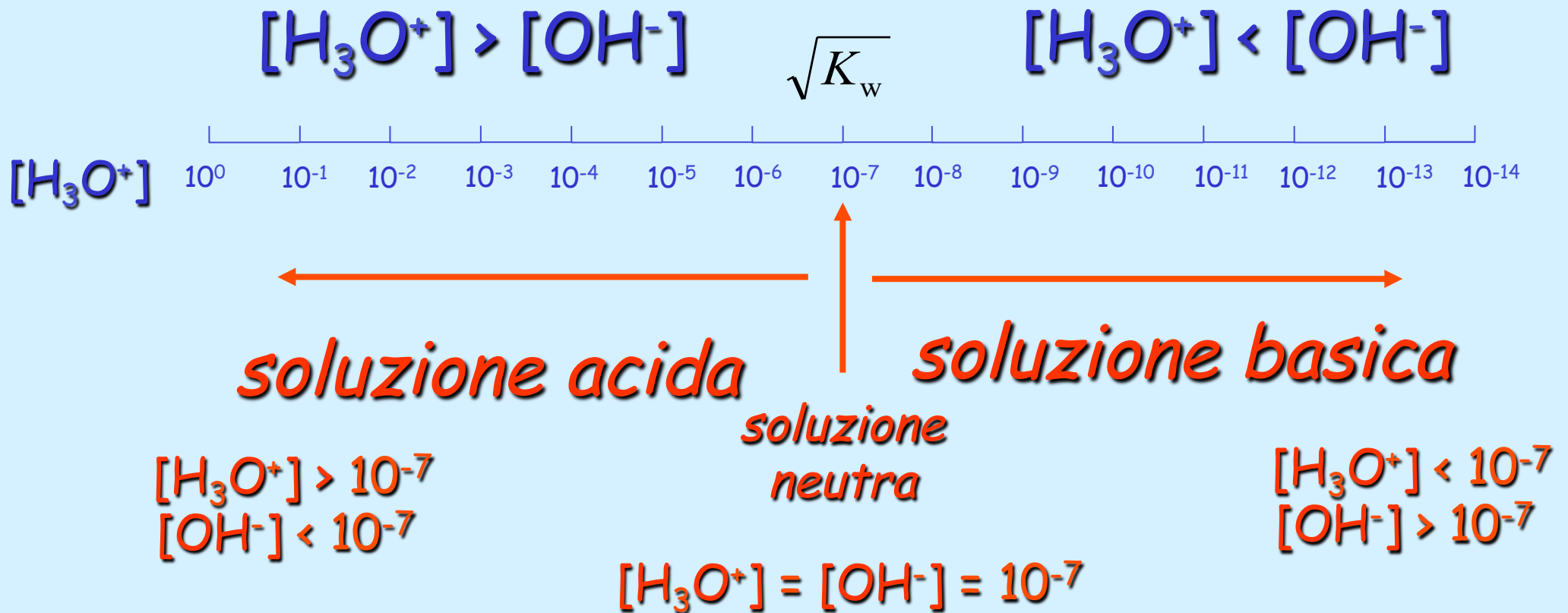
$$[H^+] = 10^{-3,2} = 6,3 \times 10^{-4}$$

Analogamente per il pOH

$$[OH^-] = \text{antilog}(-pOH) = 10^{-pOH}$$



a 25°C



a 25°C

$$\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pOH} = -\log_{10}[\text{OH}^-]$$

