



# Reazioni in Soluzioni Acquose

## *Capitolo 4*



Una **soluzione** è una miscela omogenea di 2 o più sostanze

Il **soluto** è(sono) la(le) sostanza(e) presente(i) in minore quantità

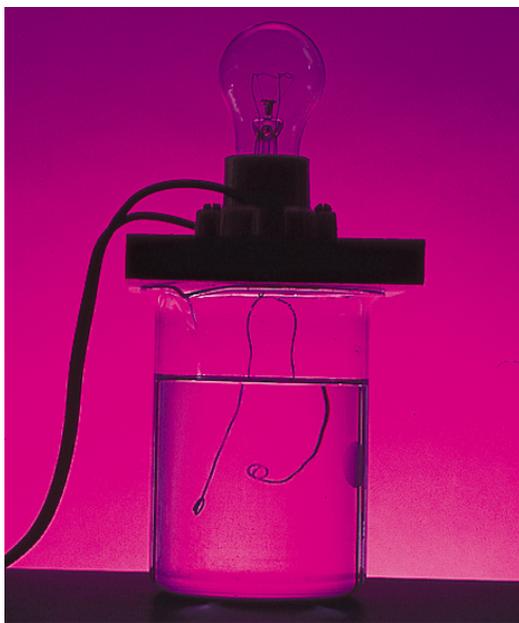
Il **solvente** è la sostanza presente in maggiore quantità

<u>Soluzione</u>	<u>Solvente</u>	<u>Soluto</u>
Bibite (l)	H <sub>2</sub> O	Zucchero, CO <sub>2</sub>
Aria (g)	N <sub>2</sub>	O <sub>2</sub> , Ar, CH <sub>4</sub>
Lega leggera per saldatura (s)	Pb	Sn

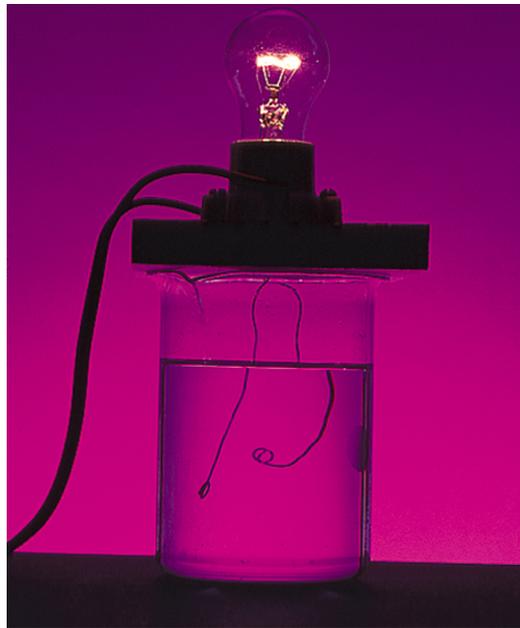


Un ***elettrolita*** è una sostanza che, quando sciolta in acqua, dà luogo ad una soluzione che può condurre elettricità.

Un ***non elettrolita*** è una sostanza che, quando sciolta, produce una soluzione che non conduce elettricità.



non elettrolita



elettrolita debole



elettrolita forte



Chi conduce l'elettricità in soluzione?

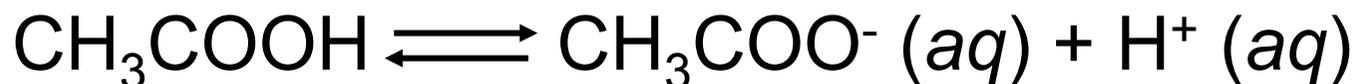
Cationi (+) e Anioni (-)

## Reazioni di Dissociazione Elettrolitica o Ionizzazione

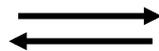
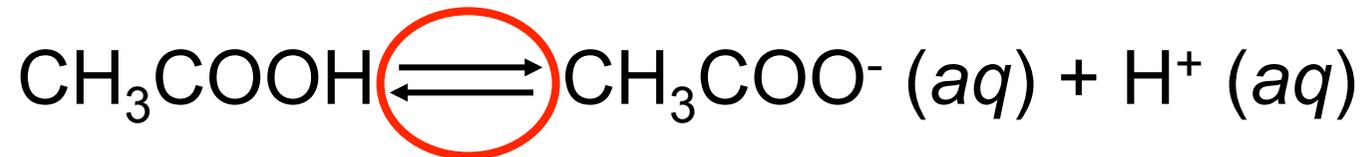
Elettrolita forte – 100% dissociazione



Elettrolita debole – non completamente dissociato



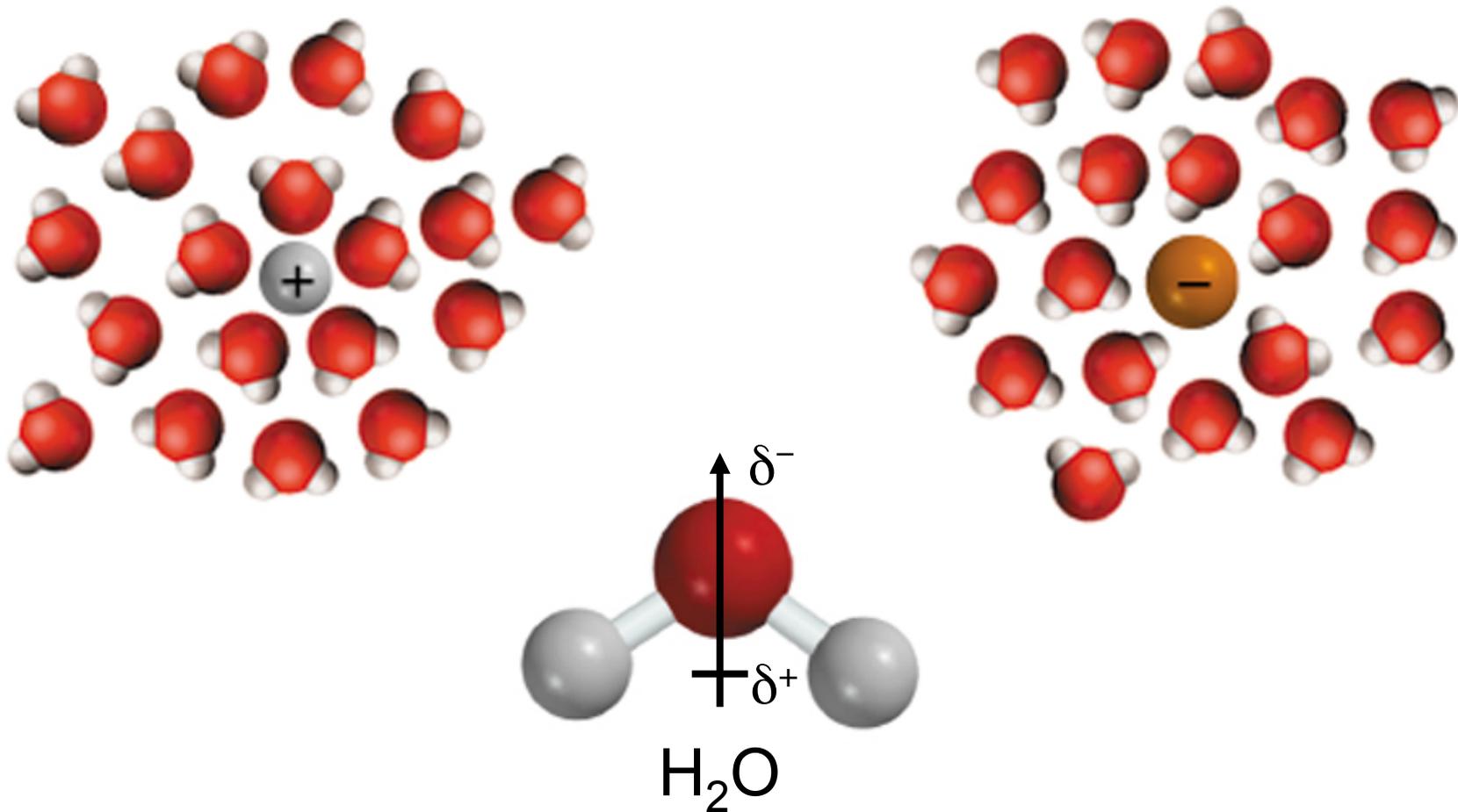
## ***Ionizzazione*** dell' acido acetico

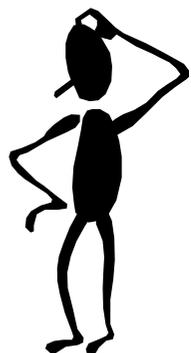


Una reazione ***reversibile***. La reazione può avere luogo in entrambe le direzioni.

L' acido acetico è un ***elettrolita debole*** dal momento che la sua ionizzazione in acqua è incompleta.

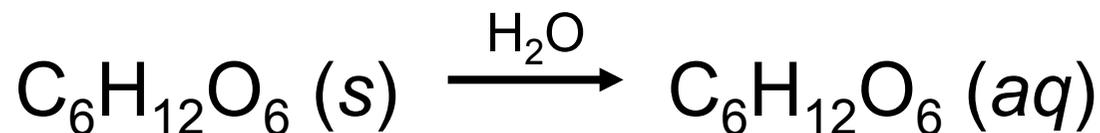
L' **idratazione** è il processo in cui uno ione viene circondato da molecole di acqua disposte in un modo non casuale.





I non elettroliti conducono l' elettricità?

NO. Non ci sono né **cationi (+)** né **anioni (-)** in soluzione



**TABELLA 4.1**

**Classificazione dei soluti in soluzione acquosa**

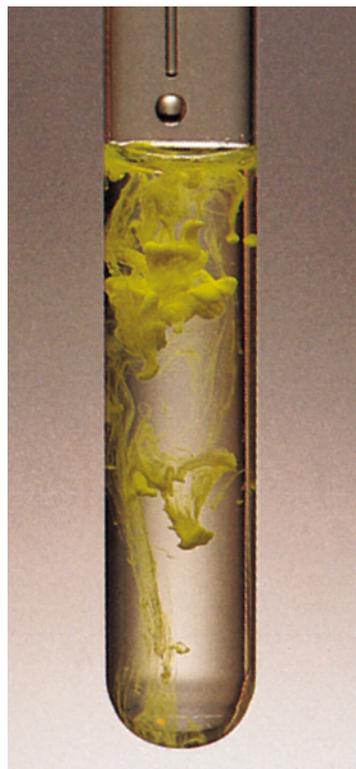
Elettrolita forte	Elettrolita debole	Nonelettrolita
HCl	CH <sub>3</sub> COOH	(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> CO (urea)
HNO <sub>3</sub>	HF	CH <sub>3</sub> OH (metanolo)
HClO <sub>4</sub>	HNO <sub>2</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> OH (etanolo)
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> *	NH <sub>3</sub>	C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> (glucosio)
NaOH	H <sub>2</sub> O <sup>†</sup>	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub> (saccarosio)
Ba(OH) <sub>2</sub>		
Composti ionici		

\* H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ha due ioni H<sup>+</sup> ionizzabili.

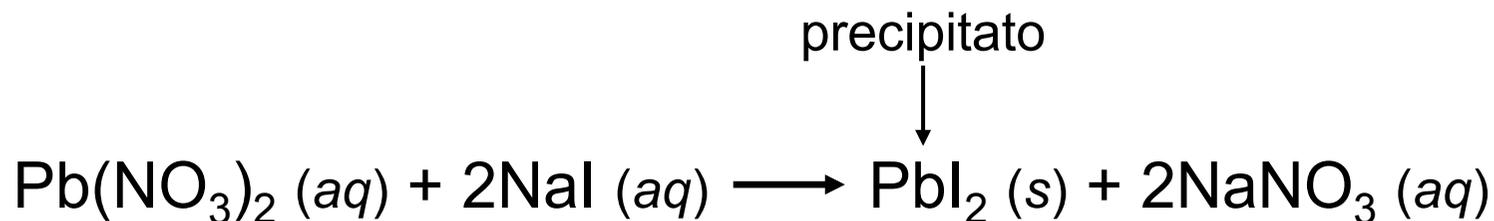
† L'acqua pura è un elettrolita estremamente debole.

# Reazioni di Precipitazione

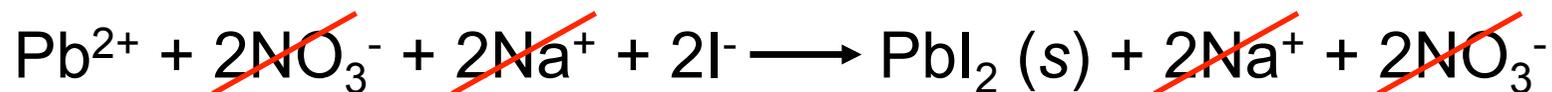
Precipitato – solido insolubile che si separa dalla soluzione



PbI<sub>2</sub>



**equazione molecolare**



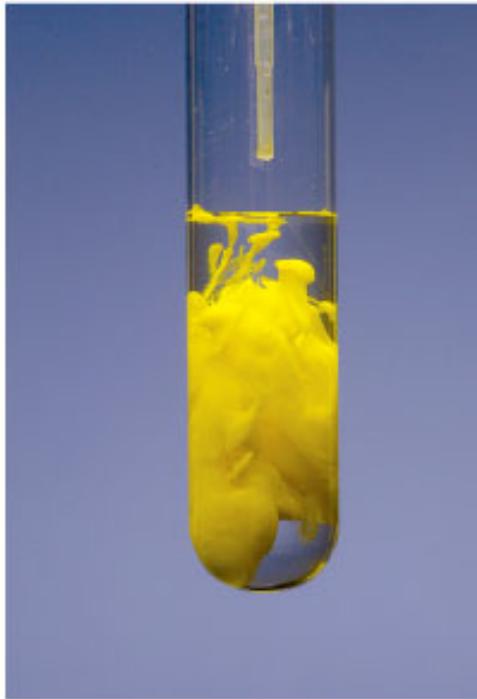
**equazione ionica**



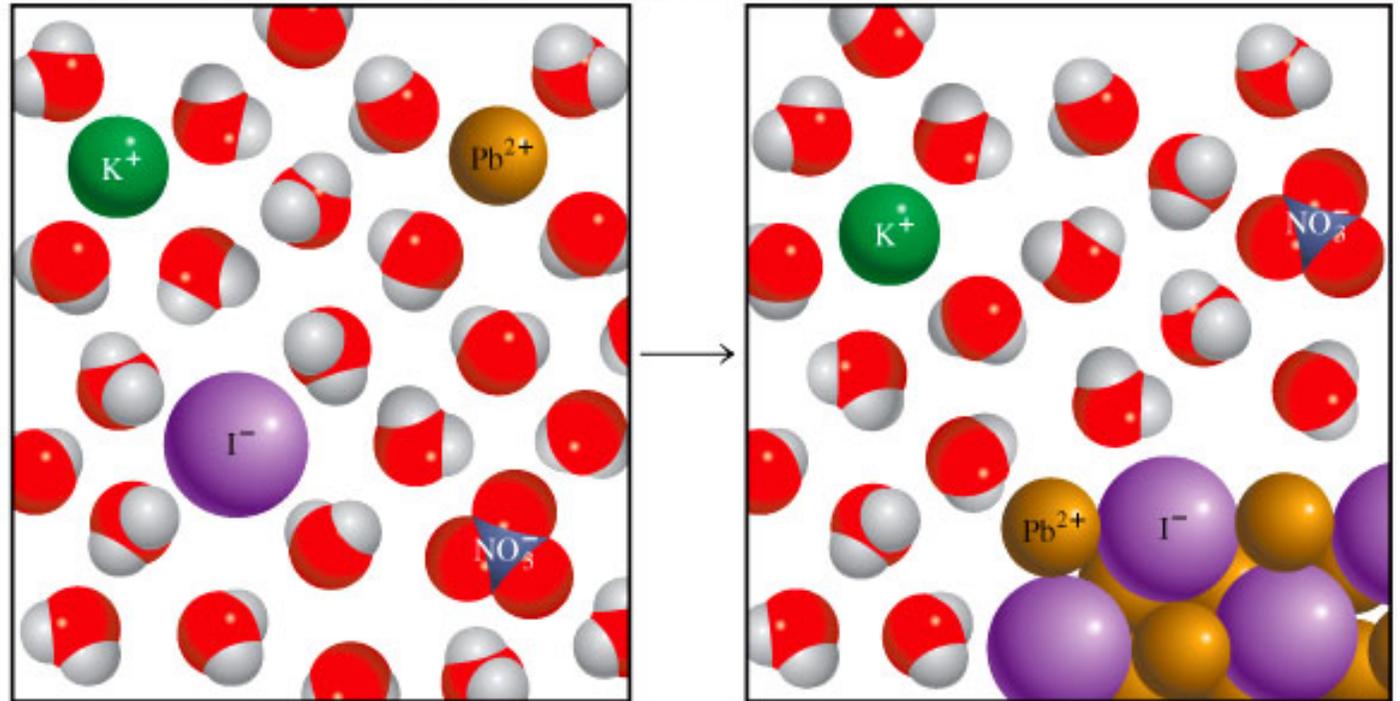
**equazione ionica netta**

Na<sup>+</sup> and NO<sub>3</sub><sup>-</sup> sono ioni **spettatori**

# Precipitazione dello Ioduro di Piombo



$\text{PbI}_2$



La **solubilità** è la massima quantità di soluto che si scioglie in una data quantità di solvente ad una specifica temperatura.

**TABELLA 4.2**

**Regole di solubilità in acqua a 25 °C per composti ionici di uso comune**

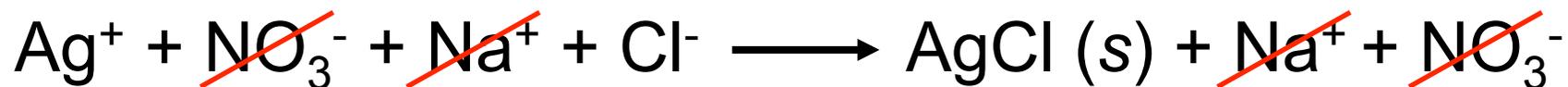
Composti solubili	Eccezioni
Composti contenenti ioni di metalli alcalini ( $\text{Li}^+$ , $\text{Na}^+$ , $\text{K}^+$ , $\text{Rb}^+$ , $\text{Cs}^+$ ) e lo ione ammonio ( $\text{NH}_4^+$ )	
Nitrati ( $\text{NO}_3^-$ ), bicarbonati ( $\text{HCO}_3^-$ ), e clorati ( $\text{ClO}_3^-$ )	
Alogenuri ( $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$ )	Alogenuri di $\text{Ag}^+$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ e $\text{Pb}^{2+}$
Solfati ( $\text{SO}_4^{2-}$ )	Solfati di $\text{Ag}^+$ , $\text{Ca}^{2+}$ , $\text{Sr}^{2+}$ , $\text{Ba}^{2+}$ , $\text{Hg}_2^{2+}$ e $\text{Pb}^{2+}$
Composti insolubili	Eccezioni
Carbonati ( $\text{CO}_3^{2-}$ ), fosfati ( $\text{PO}_4^{3-}$ ), cromati ( $\text{CrO}_4^{2-}$ ), zolfuri ( $\text{S}^{2-}$ )	Composti che contengono ioni di metalli alcalini e lo ione ammonio
Idrossidi ( $\text{OH}^-$ )	Composti che contengono ioni di metalli alcalini e lo ione $\text{Ba}^{2+}$

# Scrivere l'Equazione Ionica Netta

1. Scrivi l'equazione molecolare bilanciata.
2. Scrivi l'equazione ionica mostrando gli elettroliti forti completamente dissociati in cationi e anioni.
3. Elimina gli ioni spettatori da entrambi i lati dell'equazione ionica.
4. Verifica che cariche e numeri di atomi siano bilanciati nell'equazione ionica netta.

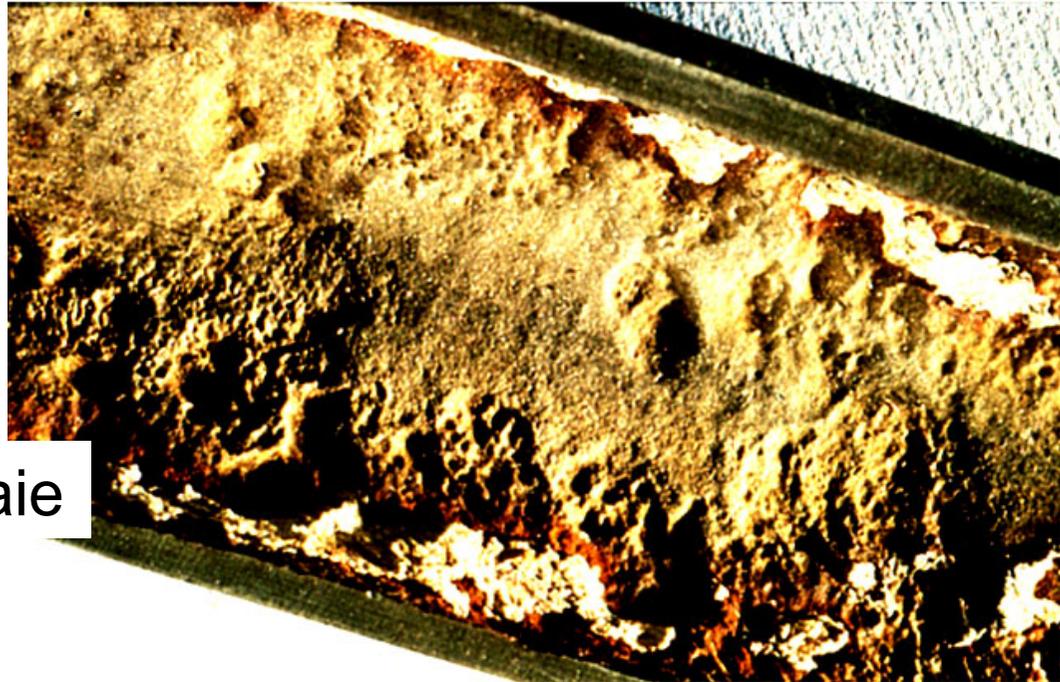
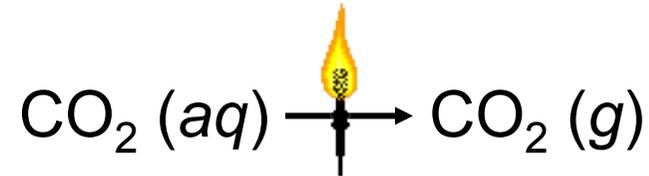
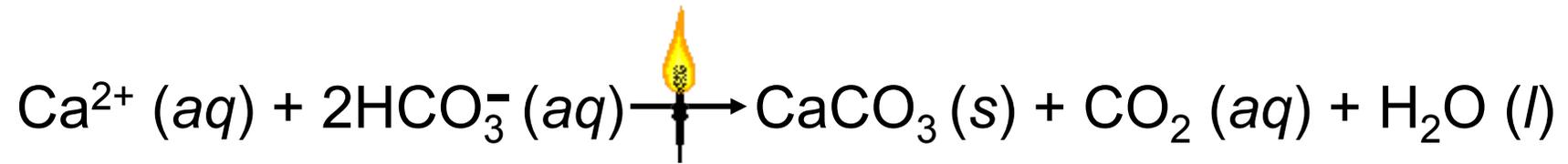


Scrivi l'equazione ionica netta per la reazione del nitrato di argento con il cloruro di sodio.

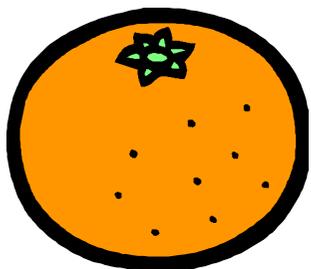


# La Chimica In Azione:

Una Reazione di Precipitazione non Desiderata



Incrostazioni delle caldaie



# Acidi

Hanno un sapore agro. L'aceto deve il suo sapore all'acido acetico. Gli agrumi contengono acido citrico.

Provocano il cambio di colore nei coloranti vegetali.

Reagiscono con alcuni metalli per produrre idrogeno gassoso.



Reagiscono con carbonati e bicarbonati per produrre diossido di carbonio gassoso



Le soluzioni acquose di acidi conducono l'elettricità.

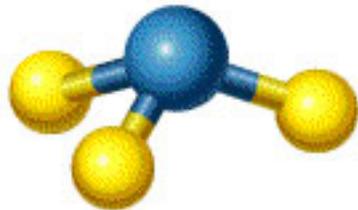
# Basi

Hanno un sapore amaro.

Sono lisciviose. Molti saponi contengono basi.

Provocano il cambio di colore nei coloranti vegetali.

Le soluzioni acquose di basi conducono l' elettricità.



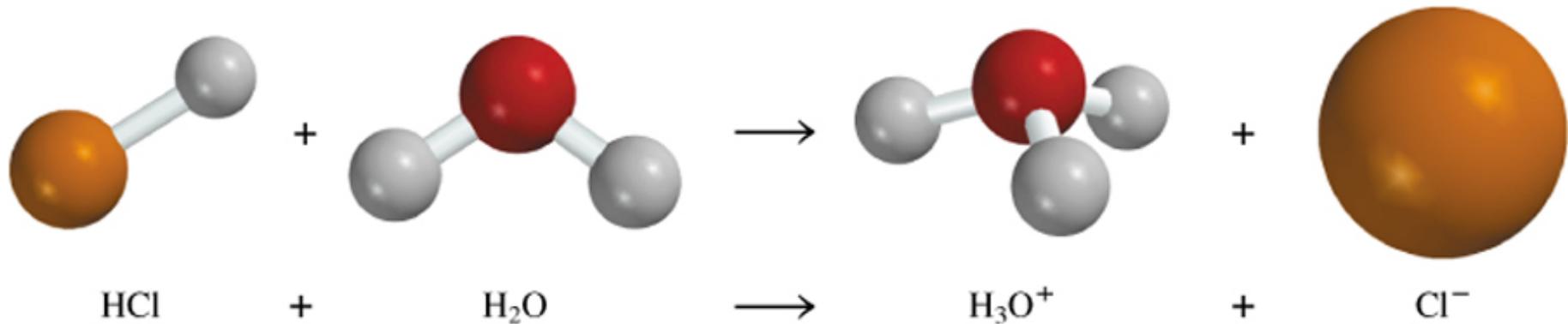
NH<sub>3</sub>



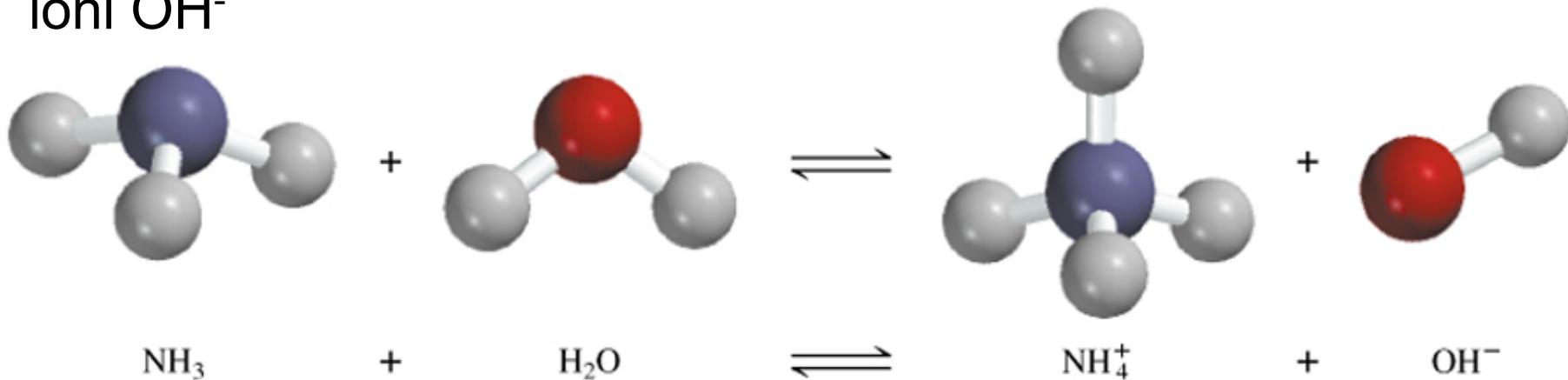
OH<sup>-</sup>



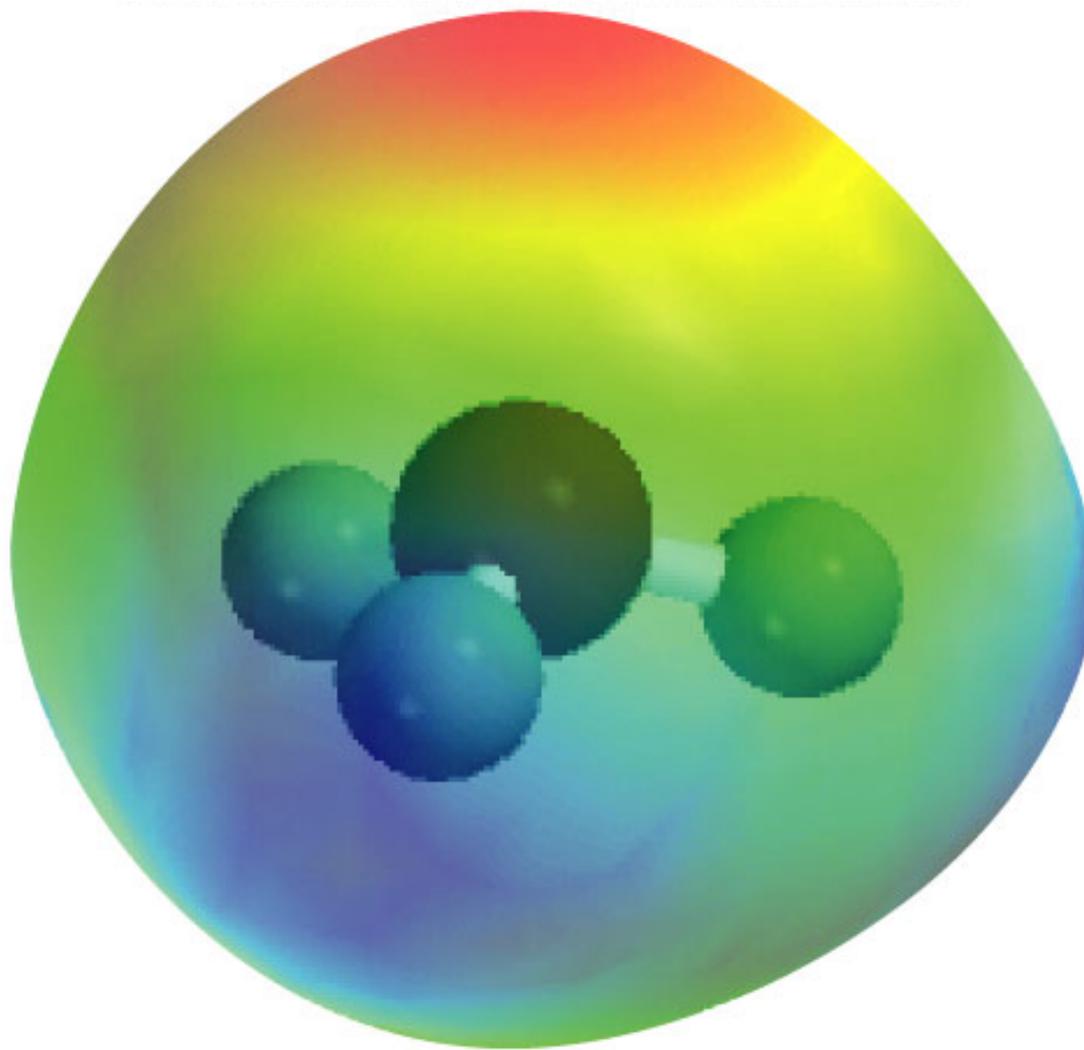
Un acido di Arrhenius è una sostanza che in acqua produce ioni  $H^+$  ( $H_3O^+$ )



Una base di Arrhenius è una sostanza che in acqua produce ioni  $OH^-$

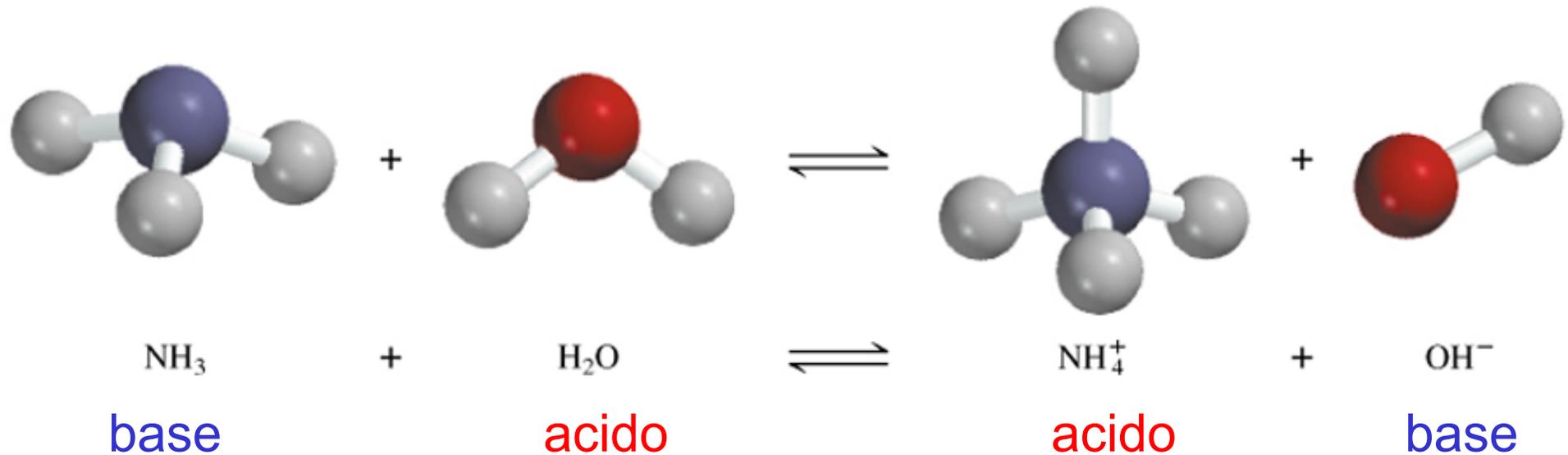


***ione Idronio***, protone idratato,  $\text{H}_3\text{O}^+$



Un **acido** di *Brønsted* è un donatore di protoni

Una **base** di *Brønsted* è un accettore di protoni



Un **acido** di Brønsted deve contenere almeno un protone ionizzabile!

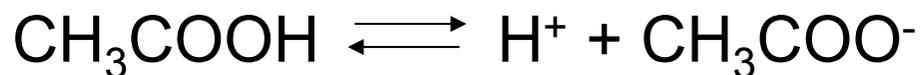
## Acidi *monoprotici*



Elettrolita forte, acido forte



Elettrolita forte, acido forte

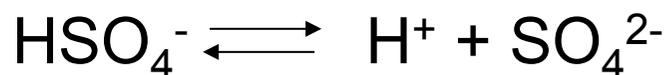


Elettrolita debole, acido debole

## Acidi *diprotici*

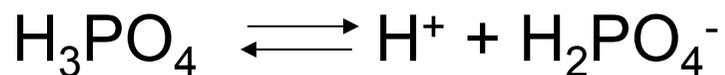


Elettrolita forte, acido forte

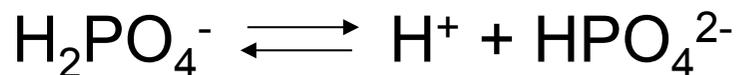


Elettrolita debole, acido debole

## Acidi *triprotici*



Elettrolita debole, acido debole



Elettrolita debole, acido debole



Elettrolita debole, acido debole

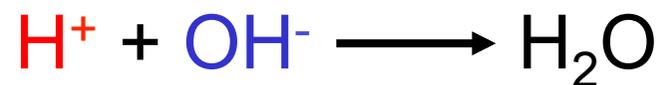
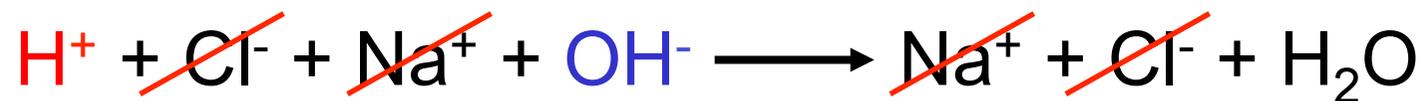
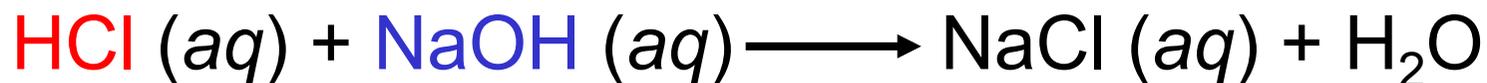


Identificare le seguenti specie come acidi di Brønsted, basi, o entrambi. (a) HI, (b)  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ , (c)  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$

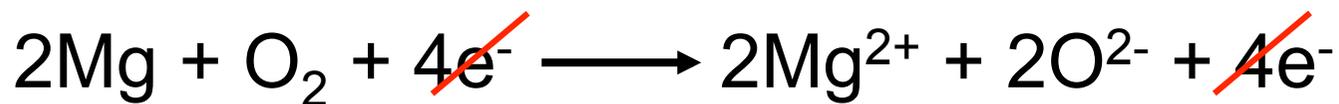
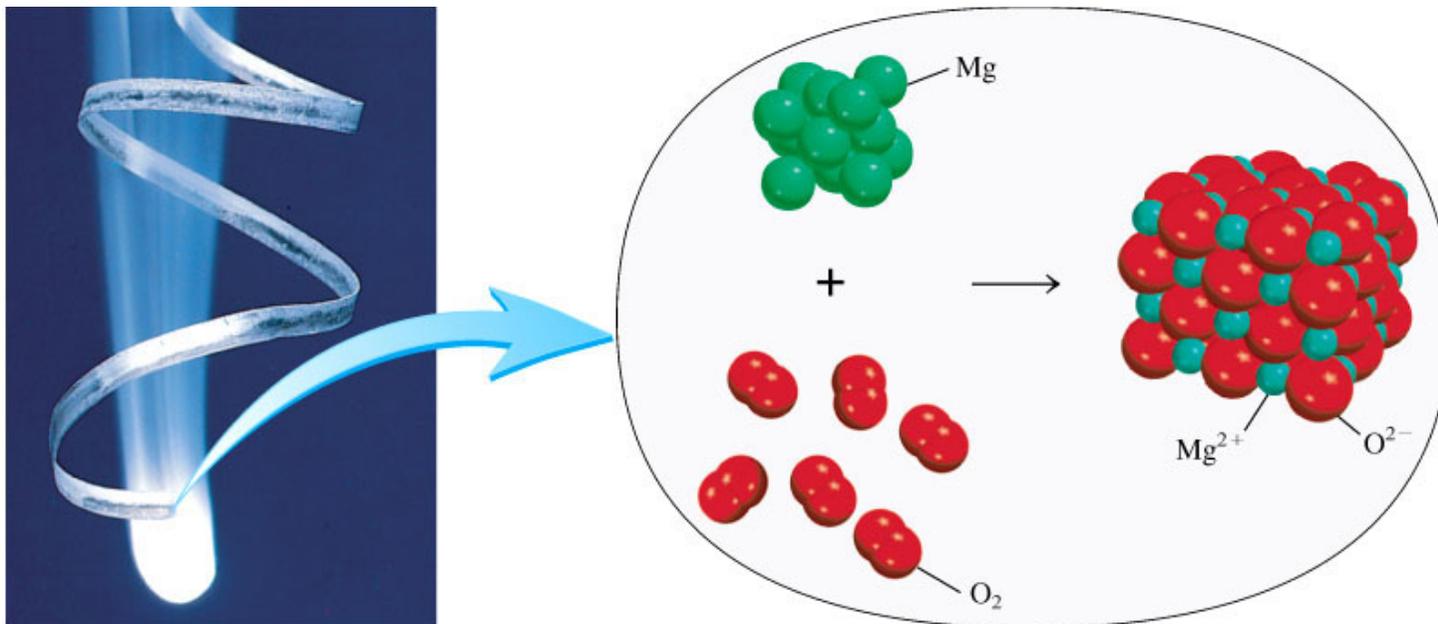


# Reazione di Neutralizzazione

acido + base  $\longrightarrow$  sale + acqua

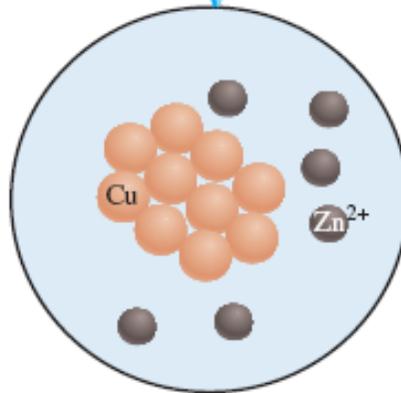
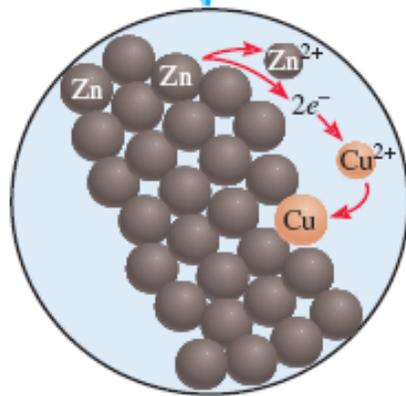


# Reazioni di Ossido-Riduzione (reazioni di trasferimento di elettroni)





La barretta di Zn è in una soluzione acquosa di  $\text{CuSO}_4$

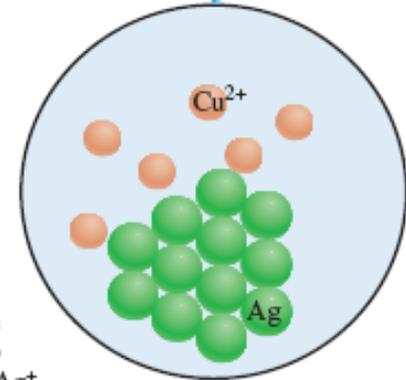


Gli ioni  $\text{Cu}^{2+}$  vengono convertiti in atomi Cu, gli atomi di Zn passano in soluzione come ioni  $\text{Zn}^{2+}$ .

(a)



Quando un pezzo di filo di rame è immerso in una soluzione acquosa di  $\text{AgNO}_3$  gli atomi di rame passano in soluzione come ioni  $\text{Cu}^{2+}$ , e gli ioni  $\text{Ag}^+$  vengono convertiti in Ag solido.



(b)



$\text{Zn} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$  Zn è ossidato      Zn è l' *agente riducente*

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$  Cu<sup>2+</sup> è ridotto      Cu<sup>2+</sup> è l' *agente ossidante*



Un filo di rame reagisce con nitrato di argento per formare argento metallico.

Qual' è l' agente ossidante nella reazione?



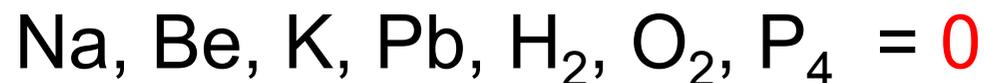
$\text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$

$\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$  Ag<sup>+</sup> è ridotto      Ag<sup>+</sup> è l' agente ossidante

# Numero di ossidazione

La carica che l'atomo avrebbe in una molecola (o in un composto ionico) se gli elettroni fossero trasferiti completamente.

1. Gli elementi (non combinati in composti) hanno numero di ossidazione zero.



2. Negli ioni monoatomici, il numero di ossidazione è uguale alla carica dello ione.



3. Il numero di ossidazione dell'ossigeno è **generalmente** **-2**. In  $\text{H}_2\text{O}_2$  e  $\text{O}_2^{2-}$  è **-1**.

4. Il numero di ossidazione dell' idrogeno è **+1** *tranne* quando è legato a metalli in composti binari. In questi casi, il suo numero di ossidazione è **-1**.
5. Nel Gruppo dei metalli IA è **+1**, nei metalli IIA **+2** e il fluoro è sempre **-1**.
6. La somma dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi in una molecola o ione è uguale alla carica della molecola o dello ione.
7. I numeri di ossidazione non devono essere interi. Il numero di ossidazione dell' ossigeno nello ione superossido,  $O_2^-$ , è  **$-1/2$** .



Quali sono i numeri di ossidazione di tutti gli elementi in  $HCO_3^-$  ?



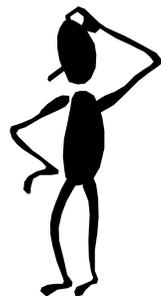
$$O = -2 \quad H = +1$$

$$3x(-2) + 1 + ? = -1$$

$$C = +4$$

# I numeri di ossidazione degli elementi nei loro composti

1 1A												13 3A					14 4A	15 5A	16 6A	17 7A	18 8A								
1 <b>H</b> +1 -1												5 <b>B</b> +3	6 <b>C</b> +4 +2 -4	7 <b>N</b> +5 +4 +3 +2 +1 -3	8 <b>O</b> +2 -1 -2	9 <b>F</b> -1	10 <b>Ne</b>												
2 <b>Li</b> +1	3 <b>Be</b> +2											13 <b>Al</b> +3	14 <b>Si</b> +4 -4	15 <b>P</b> +5 +3 -3	16 <b>S</b> +6 +4 +2 -2	17 <b>Cl</b> +7 +6 +5 +4 +3 +2 +1 -1	18 <b>Ar</b>												
11 <b>Na</b> +1	12 <b>Mg</b> +2	3 3B	4 4B	5 5B	6 6B	7 7B	8 8B	9 8B	10 8B	11 1B	12 2B	19 <b>K</b> +1	20 <b>Ca</b> +2	21 <b>Sc</b> +3	22 <b>Ti</b> +4 +3 +2	23 <b>V</b> +5 +4 +3 +2	24 <b>Cr</b> +6 +5 +4 +3 +2	25 <b>Mn</b> +7 +6 +4 +3 +2	26 <b>Fe</b> +3 +2	27 <b>Co</b> +3 +2	28 <b>Ni</b> +2	29 <b>Cu</b> +2 +1	30 <b>Zn</b> +2	31 <b>Ga</b> +3	32 <b>Ge</b> +4 -4	33 <b>As</b> +5 +3 -3	34 <b>Se</b> +6 +4 -2	35 <b>Br</b> +5 +3 +1 -1	36 <b>Kr</b> +4 +2
37 <b>Rb</b> +1	38 <b>Sr</b> +2	39 <b>Y</b> +3	40 <b>Zr</b> +4	41 <b>Nb</b> +5 +4	42 <b>Mo</b> +6 +4 +3	43 <b>Tc</b> +7 +6 +4	44 <b>Ru</b> +8 +6 +4 +3	45 <b>Rh</b> +4 +3 +2	46 <b>Pd</b> +4 +2	47 <b>Ag</b> +1	48 <b>Cd</b> +2	49 <b>In</b> +3	50 <b>Sn</b> +4 +2	51 <b>Sb</b> +5 +3 -3	52 <b>Te</b> +6 +4 -2	53 <b>I</b> +7 +5 +4 +1 -1	54 <b>Xe</b> +6 +4 +2												
55 <b>Cs</b> +1	56 <b>Ba</b> +2	57 <b>La</b> +3	72 <b>Hf</b> +4	73 <b>Ta</b> +5	74 <b>W</b> +6 +4	75 <b>Re</b> +7 +6 +4	76 <b>Os</b> +8 +4	77 <b>Ir</b> +4 +3	78 <b>Pt</b> +4 +2	79 <b>Au</b> +3 +1	80 <b>Hg</b> +2 +1	81 <b>Tl</b> +3 +1	82 <b>Pb</b> +4 +2	83 <b>Bi</b> +5 +3	84 <b>Po</b> +2	85 <b>At</b> -1	86 <b>Rn</b>												



Quali sono i numeri di ossidazione di tutti gli elementi riportati di seguito?



$$\text{F} = -1$$

$$7x(-1) + ? = 0$$

$$\text{I} = +7$$



$$\text{Na} = +1 \quad \text{O} = -2$$

$$3x(-2) + 1 + ? = 0$$

$$\text{I} = +5$$



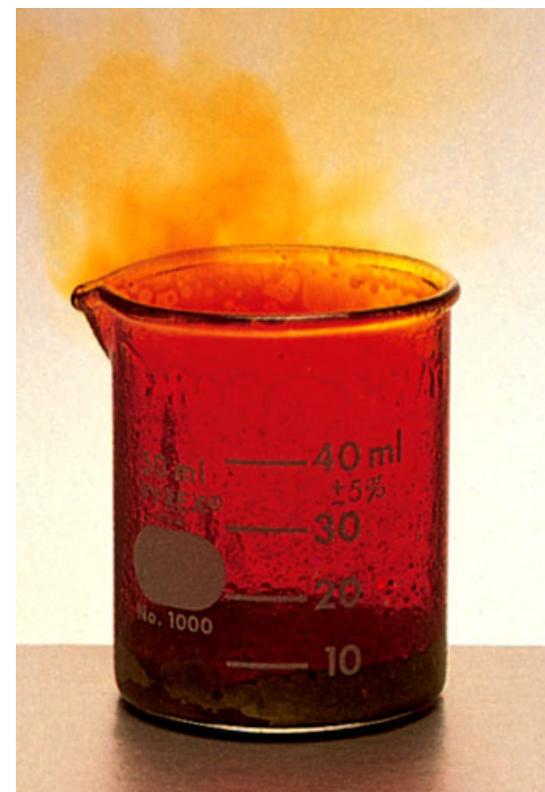
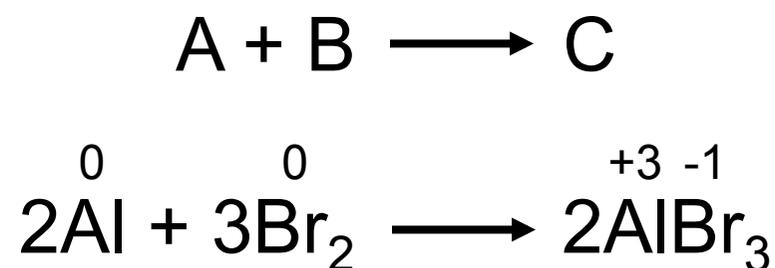
$$\text{O} = -2 \quad \text{K} = +1$$

$$7x(-2) + 2x(+1) + 2x(?) = 0$$

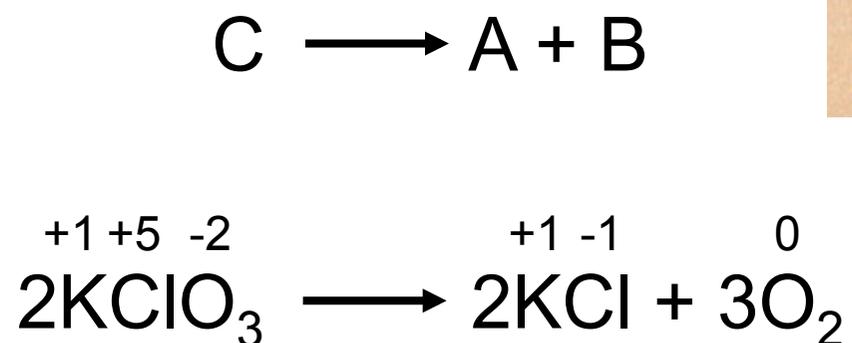
$$\text{Cr} = +6$$

# Tipi di Reazioni di Ossido-Riduzione

## Reazione di Combinazione

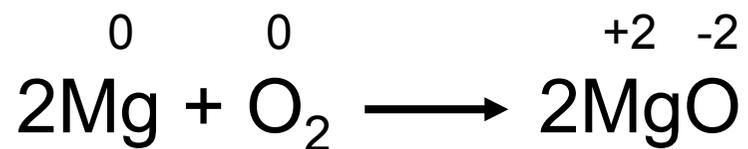
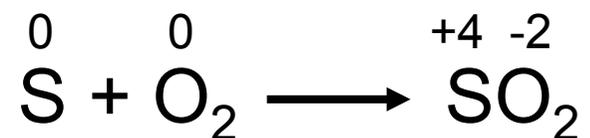
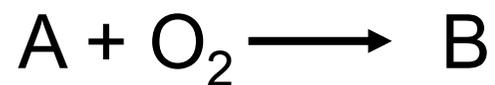


## Reazione di Decomposizione



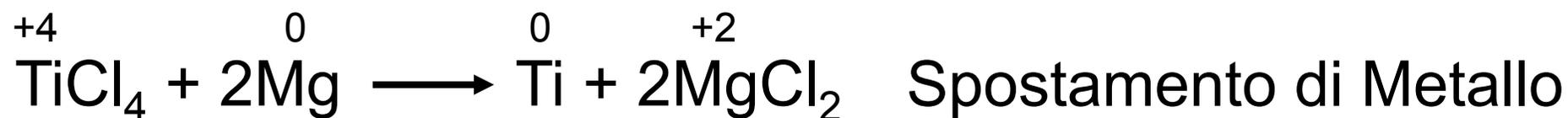
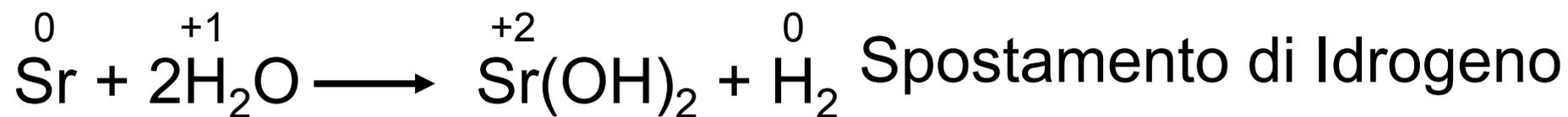
# Tipi di Reazioni di Ossido-Riduzione

## Reazione di Combustione



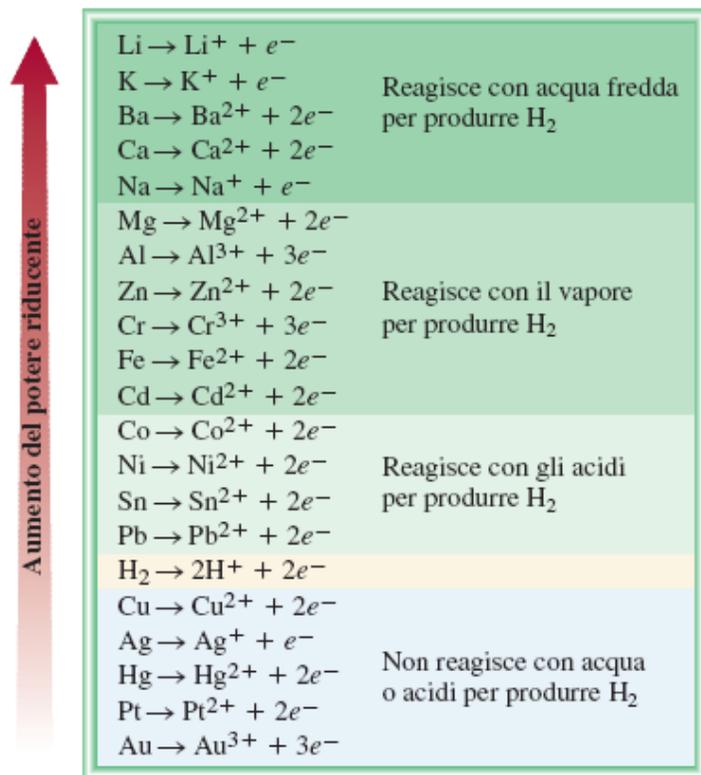
# Tipi di Reazioni di Ossido-Riduzione

## Reazione di Spostamento



# La Serie di Attività dei Metalli

## Reazione di Spostamento di Idrogeno



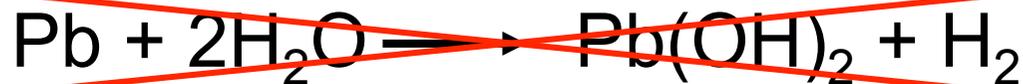
$\text{Li} \rightarrow \text{Li}^+ + e^-$	
$\text{K} \rightarrow \text{K}^+ + e^-$	Reagisce con acqua fredda per produrre $\text{H}_2$
$\text{Ba} \rightarrow \text{Ba}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$	
$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$	Reagisce con il vapore per produrre $\text{H}_2$
$\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3e^-$	
$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Cd} \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2e^-$	Reagisce con gli acidi per produrre $\text{H}_2$
$\text{Co} \rightarrow \text{Co}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Sn} \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2e^-$	
$\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2e^-$	
$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$	Non reagisce con acqua o acidi per produrre $\text{H}_2$
$\text{Ag} \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$	
$\text{Hg} \rightarrow \text{Hg}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Pt} \rightarrow \text{Pt}^{2+} + 2e^-$	
$\text{Au} \rightarrow \text{Au}^{3+} + 3e^-$	



M è un metallo

BC è un acido o  $\text{H}_2\text{O}$

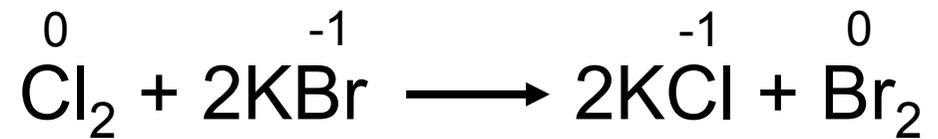
B è  $\text{H}_2$



# La Serie di Attività degli Alogeni



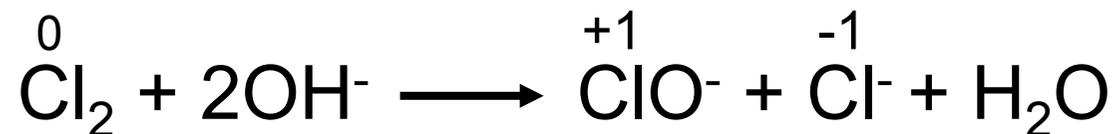
Reazione di Spostamento di un Alogeno



# Tipi di Reazioni di Ossido-Riduzione

## Reazione di Disproporzione

L'elemento è simultaneamente ossidato e ridotto.

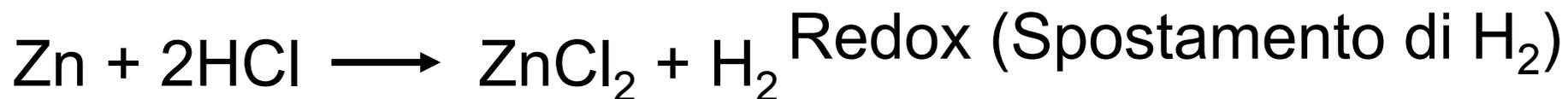
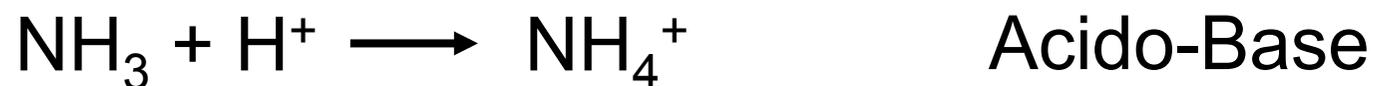


La Chimica del Cloro

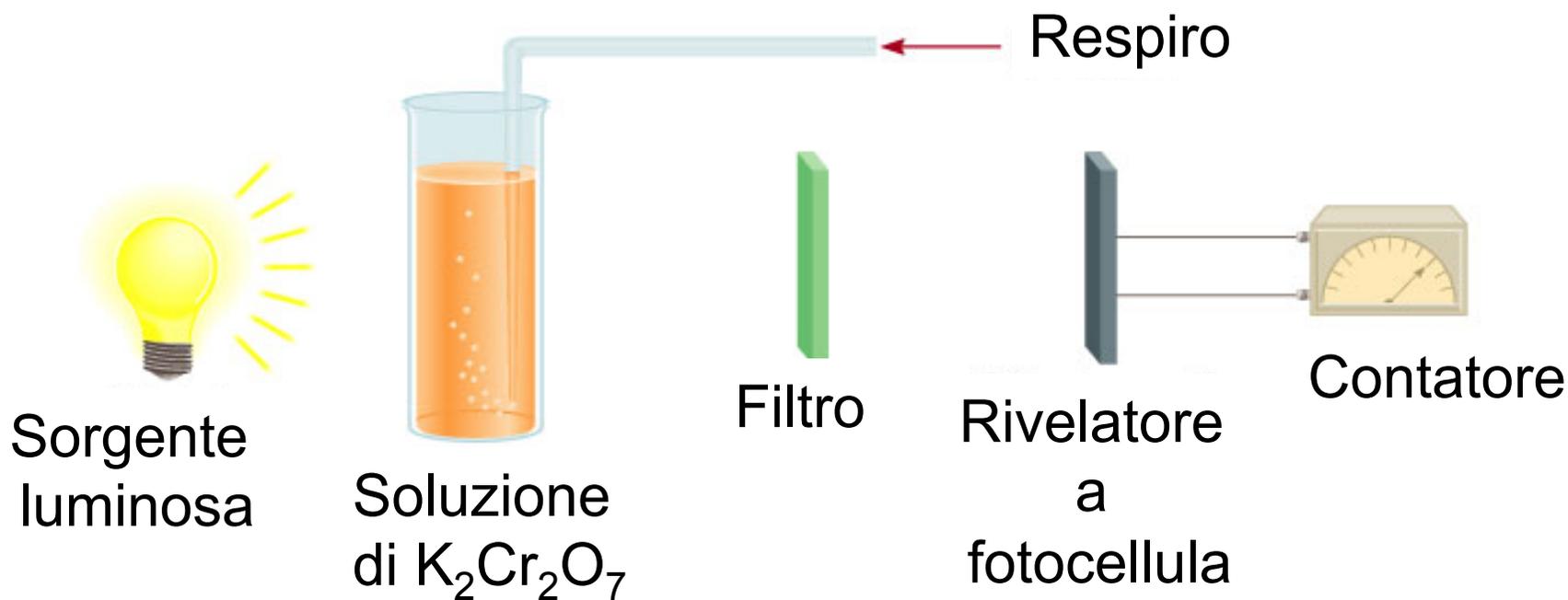
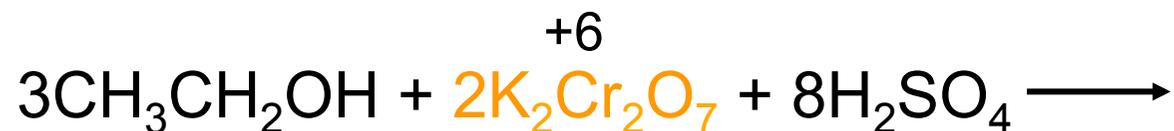




Classifica le seguenti reazioni.



# La Chimica in Azione: l'Analizzatore del Respiro



# Stechiometria in Soluzione

La **concentrazione** di una soluzione è la quantità di soluto presente in una data quantità di solvente o soluzione.

$$M = \text{molarità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{litri di soluzione}}$$



Quale massa di KI è necessaria per preparare 500. mL di una soluzione di KI 2.80 M?

volume di una soluzione  $\xrightarrow{M \text{ KI}}$  moli di KI  $\xrightarrow{M \text{ KI}}$  grammi di KI

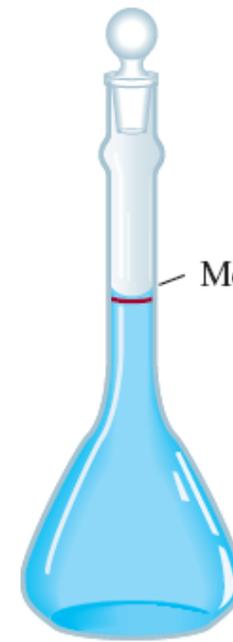
$$500. \cancel{\text{ mL}} \times \frac{1 \cancel{\text{ L}}}{1000 \cancel{\text{ mL}}} \times \frac{2.80 \cancel{\text{ mol KI}}}{1 \cancel{\text{ L soln}}} \times \frac{166 \text{ g KI}}{1 \cancel{\text{ mol KI}}} = 232 \text{ g KI}$$



(a)

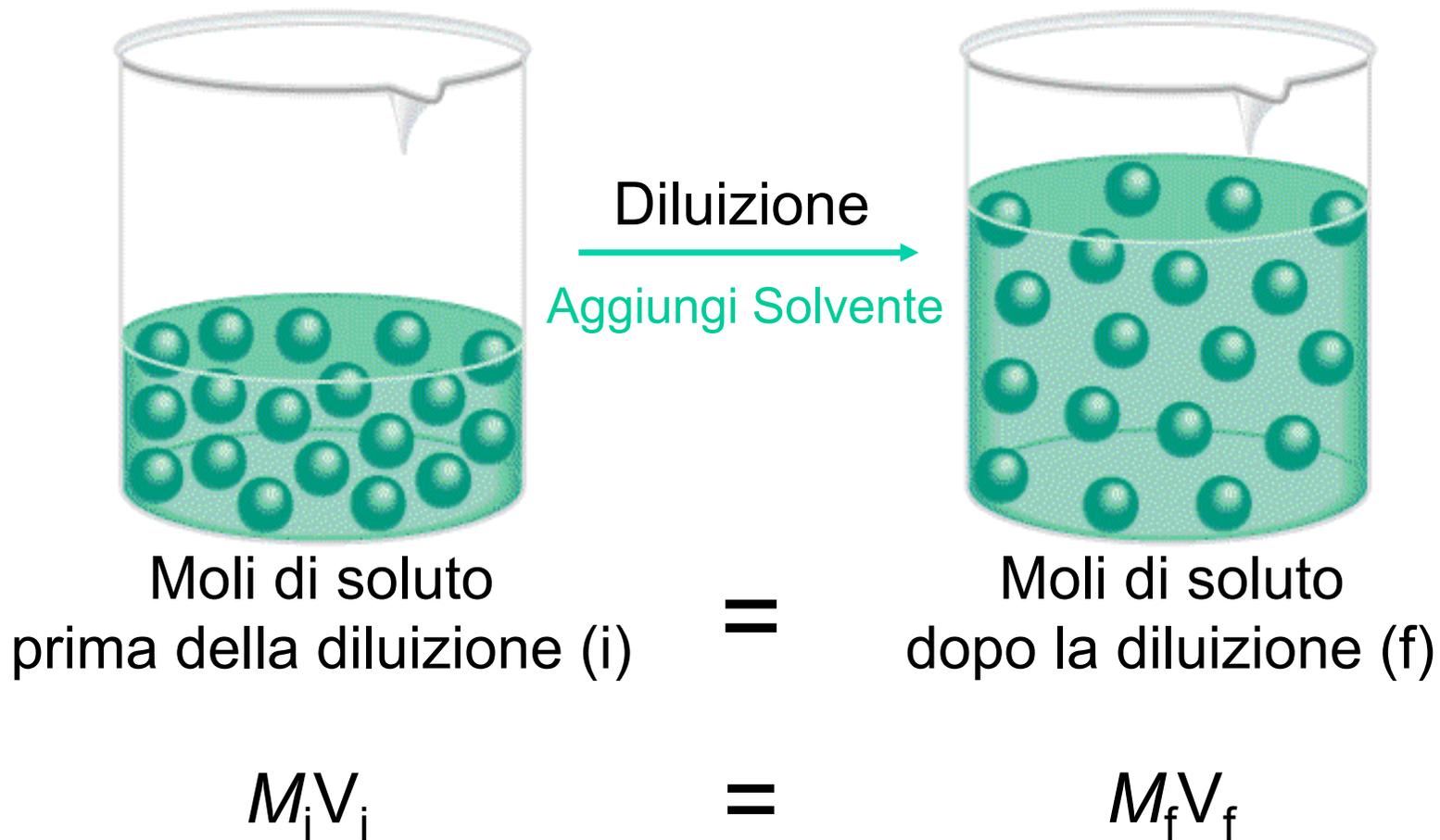


(b)



(c)

La **diluizione** è il procedimento per preparare una soluzione meno concentrata da una soluzione più concentrata.





Come prepareresti 60.0 mL di  $\text{HNO}_3$  0.200 M da una soluzione **standard** di  $\text{HNO}_3$  4.00 M?

$$M_i V_i = M_f V_f$$

$$M_i = 4.00 \quad M_f = 0.200 \quad V_f = 0.06 \text{ L} \quad V_i = ? \text{ L}$$

$$V_i = \frac{M_f V_f}{M_i} = \frac{0.200 \times 0.06}{4.00} = 0.003 \text{ L} = 3 \text{ mL}$$

3 mL di acido + 57 mL di acqua = 60 mL di soluzione

# Analisi Gravimetrica

1. Sciogli la sostanza incognita in acqua
2. Fai reagire la sostanza incognita con quella conosciuta per formare un precipitato
3. Filtra ed asciuga il precipitato
4. Pesa il precipitato
5. Usa la formula chimica e la massa del precipitato per determinare la quantità dello ione incognito



# Titolazioni

In una **titolazione** una soluzione di concentrazione accuratamente nota viene aggiunta gradualmente ad un'altra soluzione di concentrazione incognita fino a che la reazione chimica tra le due soluzioni non sia completa.

**Punto di equivalenza**– il punto a cui la reazione è completa

**Indicatore** – sostanza che cambia colore al (o vicino al) punto di equivalenza



Aggiungi lentamente una base ad un acido sconosciuto  
FINO A QUANDO

l'indicatore non  
cambia colore





Quale volume di una soluzione 1.420 M di NaOH è necessario per titolare 25.00 mL di una soluzione 4.50 M di H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?



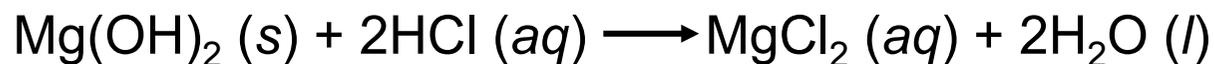
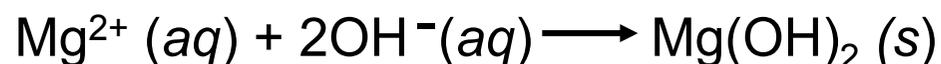
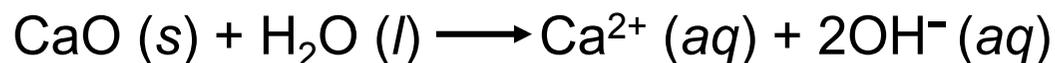
SCRIVI LA REAZIONE CHIMICA!



volume di acido  $\xrightarrow[\text{acido}]{M}$  moli di acido  $\xrightarrow[\text{coef.}]{\text{rx}}$  moli di base  $\xrightarrow[\text{base}]{M}$  volume di base

$$25.00 \text{ mL} \times \frac{4.50 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1000 \text{ mL soln}} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \times \frac{1000 \text{ mL soln}}{1.420 \text{ mol NaOH}} = 158 \text{ mL}$$

# La Chimica in Azione: Metalli dal Mare



## Idrossido di Magnesio

