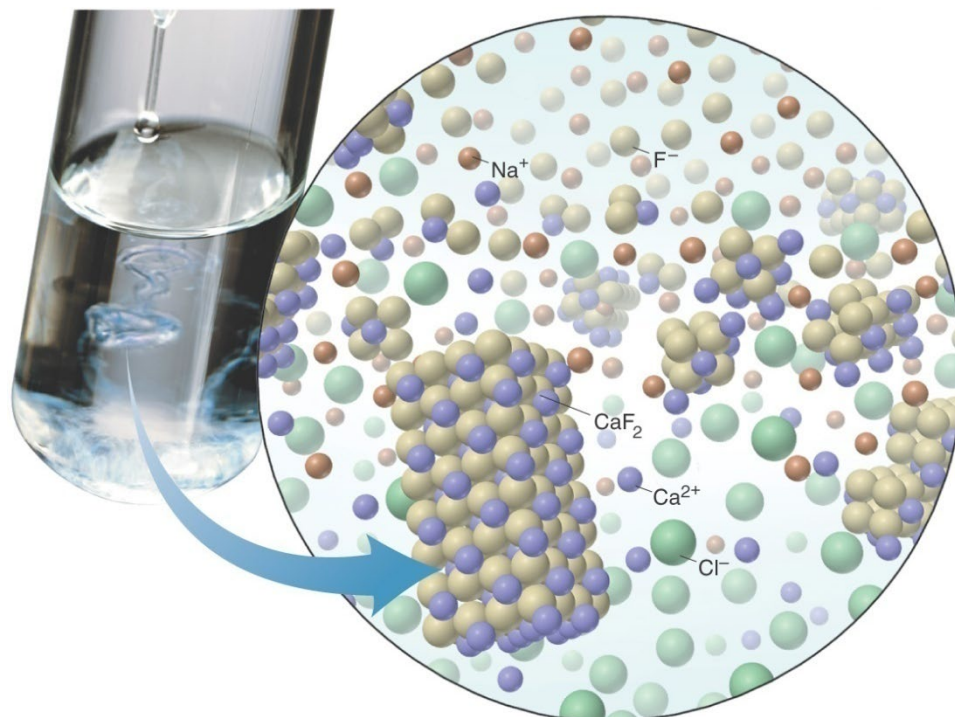




Le principali classi di reazioni chimiche

...Premessa

Si possono avere reazioni in sistemi eterogenei, cioè fra specie in diverso stato di aggregazione

- solido - solido
- gas - solido
- gas - liquido
- solido - liquido

Oppure in sistemi omogenei, cioè con i componenti tutti

- o in fase gassosa (i reagenti e i prodotti sono tutti gas)
- o in soluzione (i reagenti e i prodotti sono tutti in soluzione)

Stati della materia

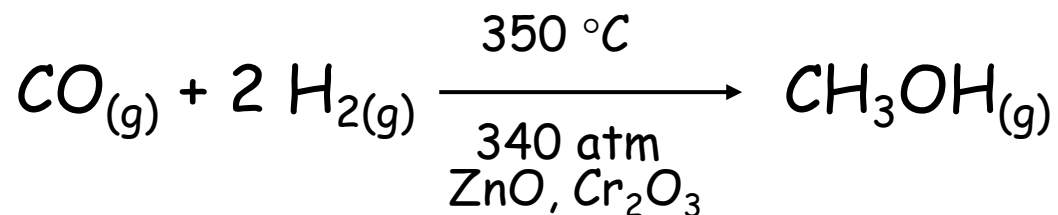
Spesso nelle equazioni chimiche si riporta lo stato di aggregazione dei composti:

(s) (l) (g) (aq)= soluzione acquosa

Condizioni di reazione

Δ : reazione che avviene ad alta temperatura

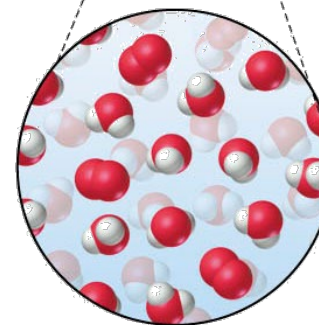
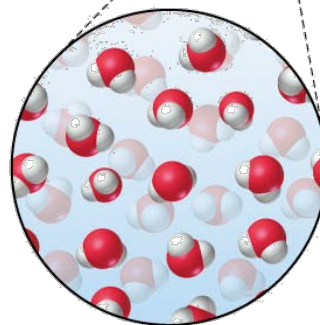
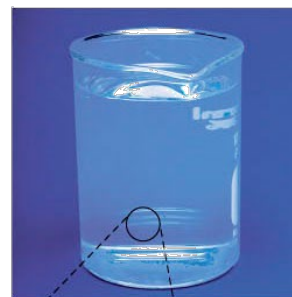
Si può mettere T, P catalizzatori



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



Soluzione

Bibite (l)

Aria (g)

Lega leggera per
saldatura (s)

Solvente

H_2O

N_2

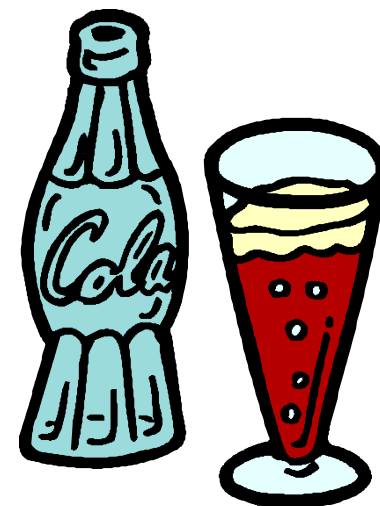
Pb

Soluto

Zucchero, CO_2

O_2 , Ar, CH_4

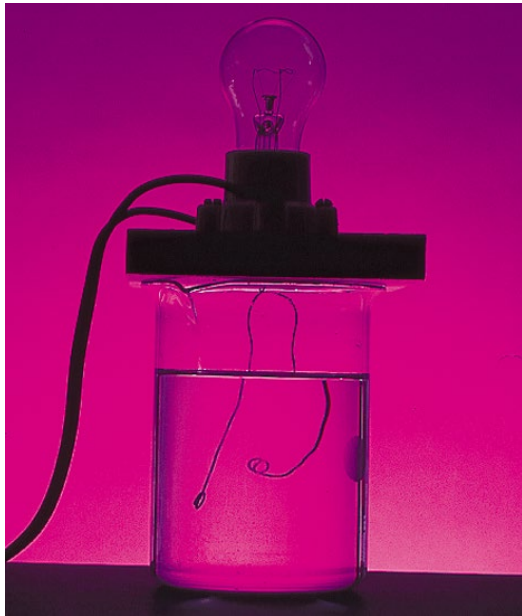
Sn



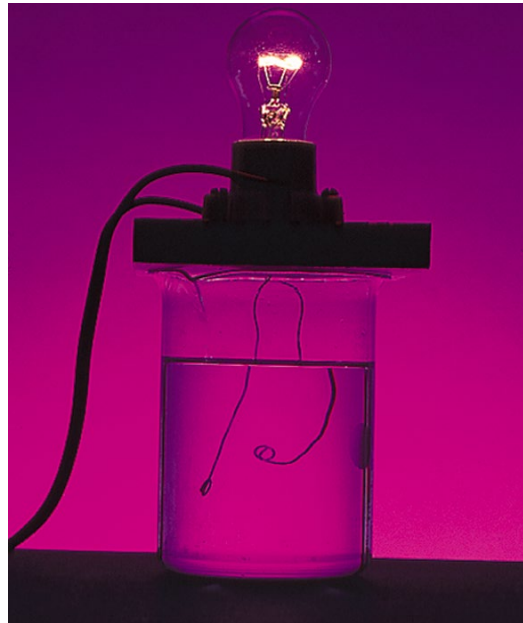
Un **elettrolita** è una sostanza che, quando sciolta in acqua, dà luogo ad una soluzione che può condurre elettricità.



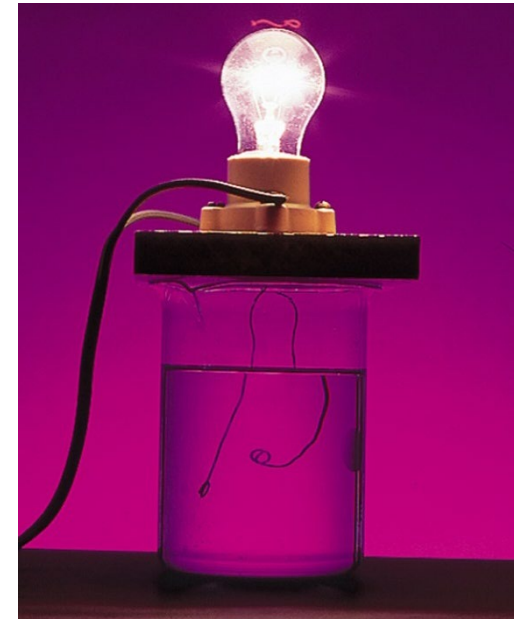
Un **non elettrolita** è una sostanza che, quando sciolta, produce una soluzione che non conduce elettricità.



non elettrolita



elettrolita debole

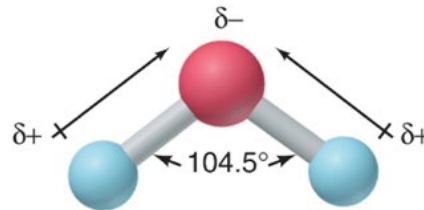


elettrolita forte

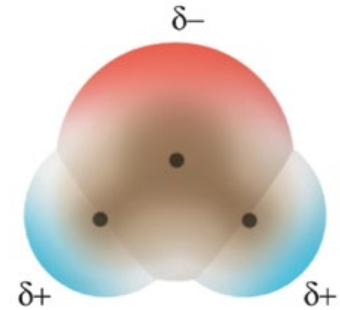
L'acqua come solvente

- L'acqua è una **molecola polare**

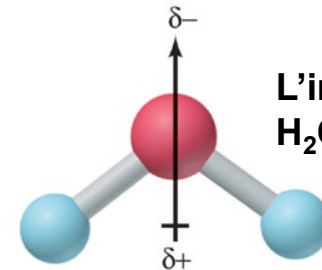
- perché ha una distribuzione asimmetrica degli elettroni*
- perché ha una forma molecolare piegata*



In H₂O ogni legame è polare.



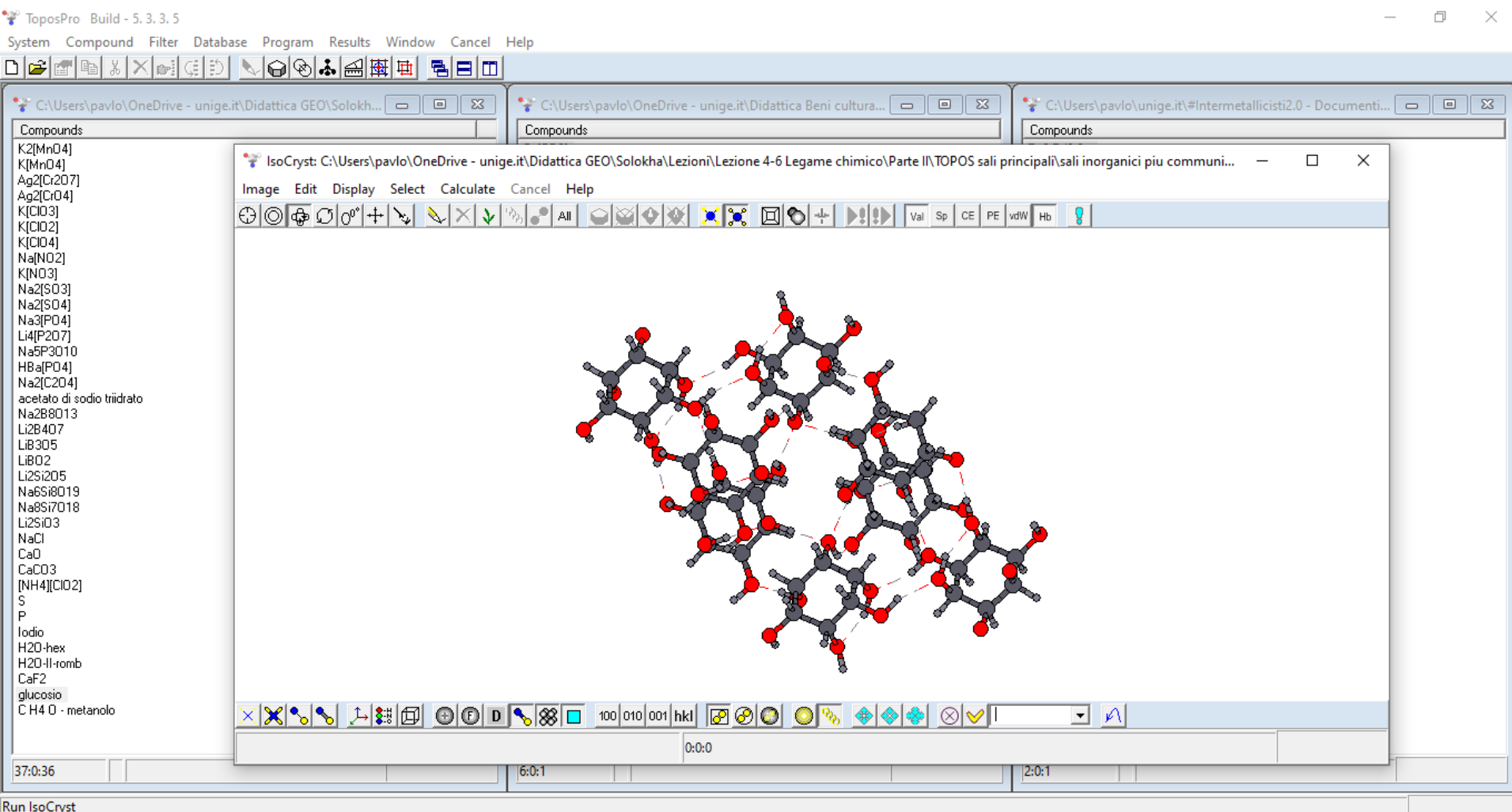
La distribuzione di carica elettrica in H₂O è asimmetrica.



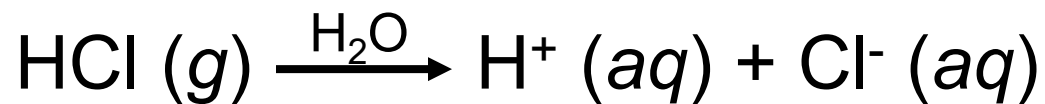
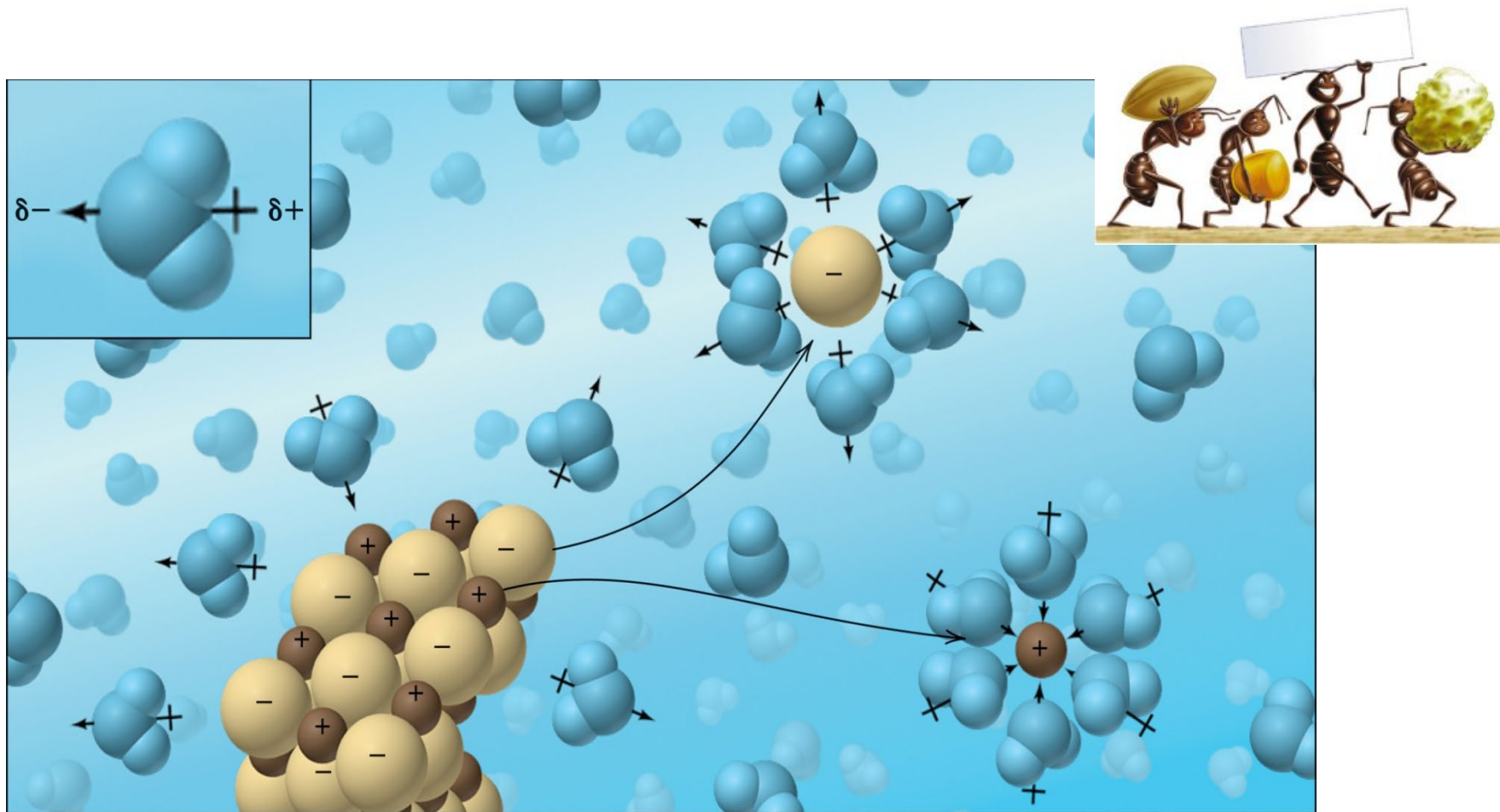
L'intera molecola di H₂O è polare

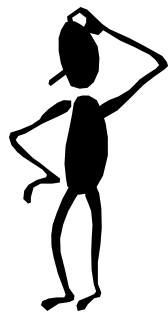
- L'acqua discioglie rapidamente un gran numero di sostanze.
- L'acqua interagisce fortemente con i soluti in essa disciolti e spesso gioca un ruolo attivo nelle reazioni che avvengono in soluzione acquosa

Come sono fatte le sostanze *cristalline*?...



La dissoluzione di un composto ionico





Chi conduce l'elettricità in soluzione?

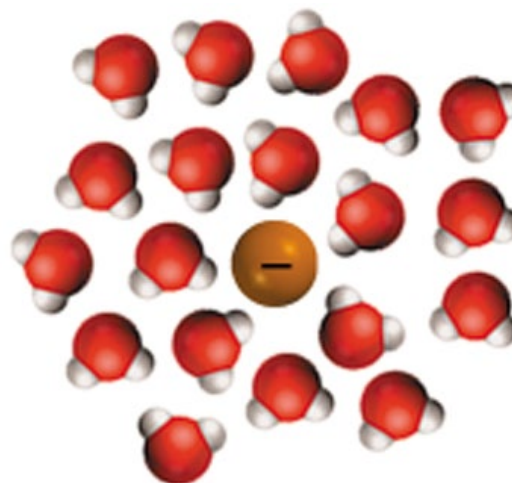
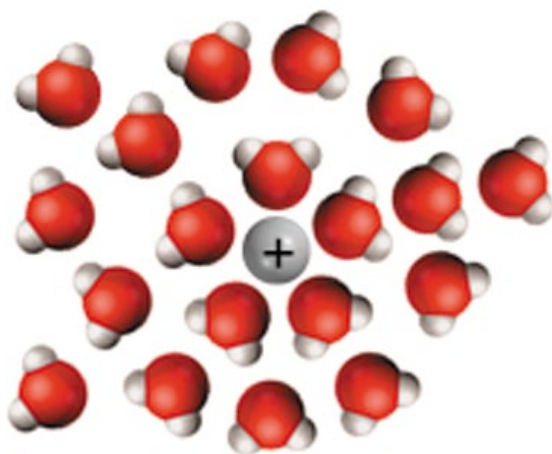


Cationi (+) e Anioni (-)

Elettrolita forte – 100% *dissociazione*



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





I non elettroliti non conducono l'elettricità?

Non ci sono né **cationi (+)** né anioni (-) in soluzione

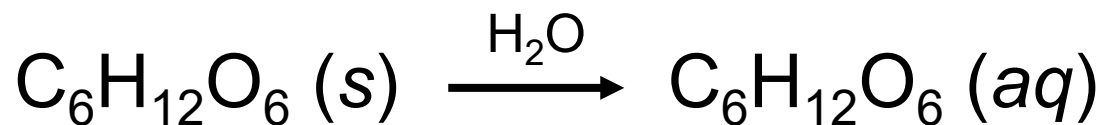
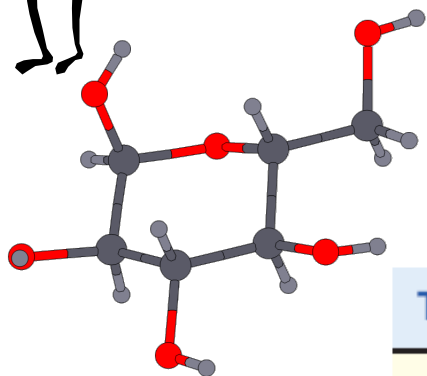


TABELLA 4.1

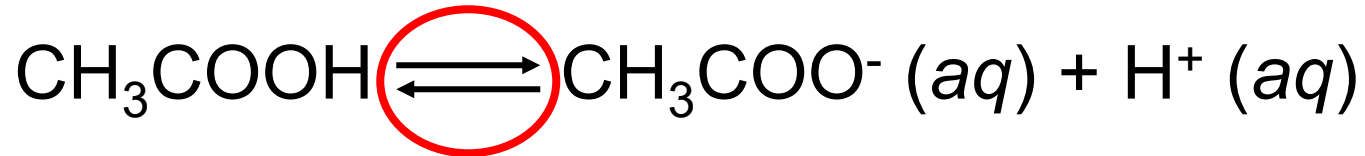
Classificazione dei soluti in soluzione acquosa

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

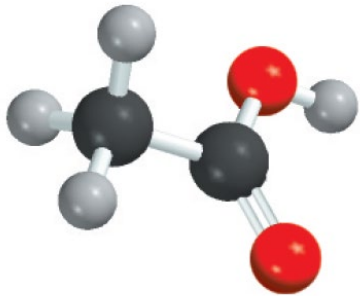
* H₂SO₄ ha due ioni H⁺ ionizzabili.

† L'acqua pura è un elettrolita estremamente debole.

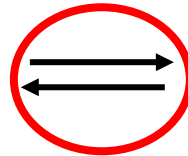
Elettrolita debole – non completamente dissociato



Ionizzazione dell'acido acetico

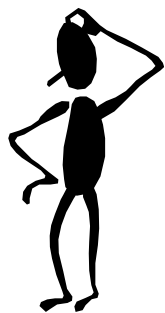


CH₃COOH

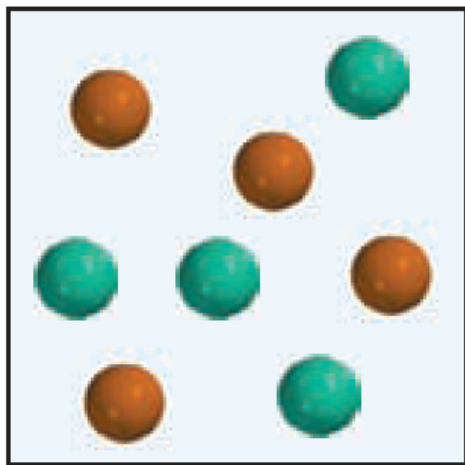


Una reazione *reversibile*. La reazione può avere luogo in entrambe le direzioni.

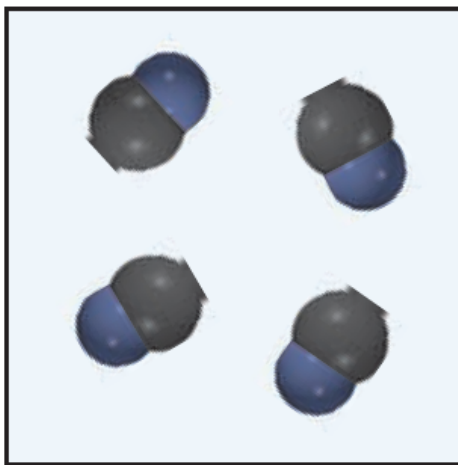
L'acido acetico è un *elettrolita debole* dal momento che la sua ionizzazione in acqua è incompleta.



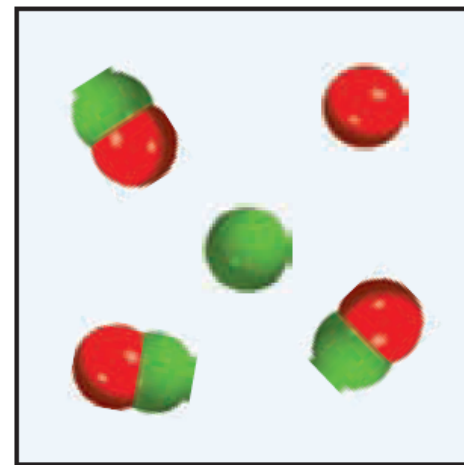
Le soluzioni acquose di tre composti sono rappresentate nella figura. Indicare per ciascun composto se non elettrolita, elettrolita debole o elettrolita forte



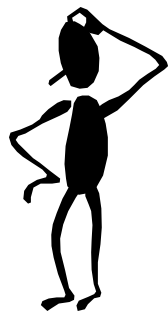
(a)



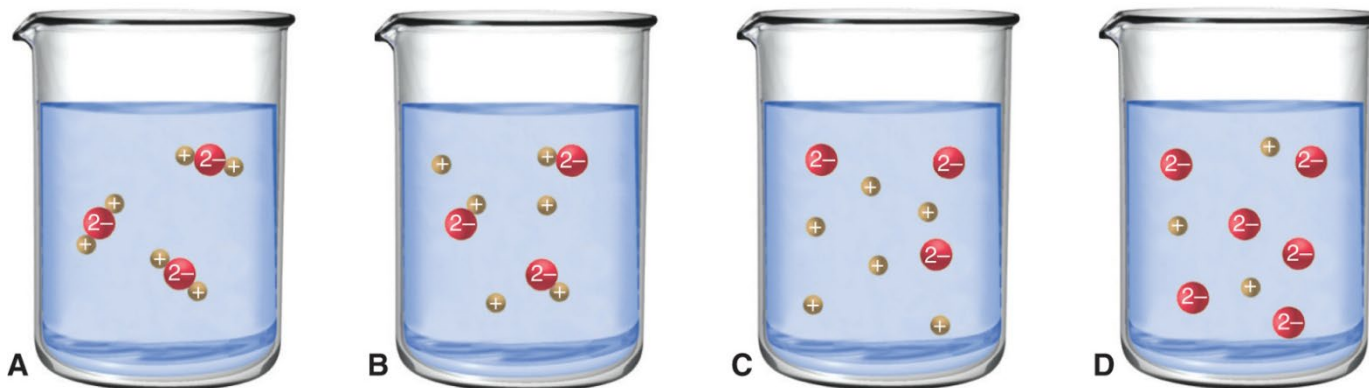
(b)



(c)

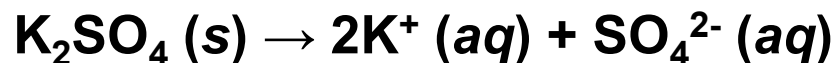


a) Quale dei riquadri seguenti rappresenta meglio un volume di una soluzione di solfato di potassio?
(molecole di acqua non sono mostrate)

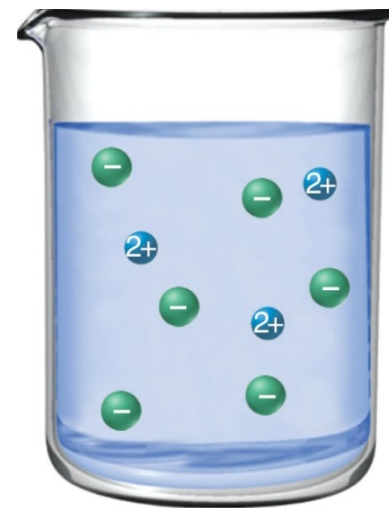


b) Se ogni particella rappresenta 0.10 mol, qual è il numero totale degli ioni in soluzione?

(a) La formula del sale è K_2SO_4 , quindi la reazione di dissociazione:

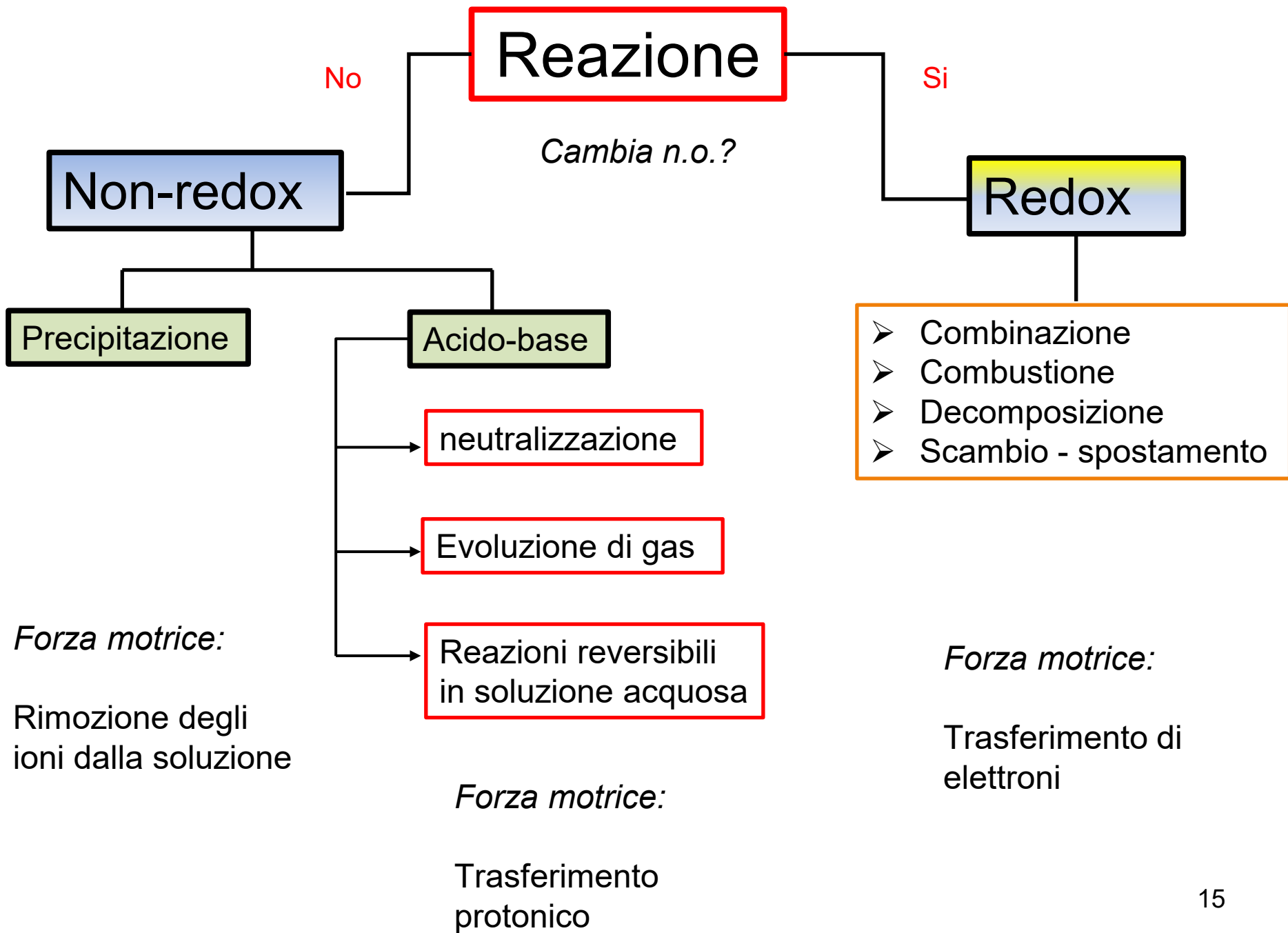


Il numero di cationi dovrebbe essere il doppio rispetto al numero di anioni, quindi il contenitore **C** rappresenta correttamente la situazione.



(b) Beaker **C** contiene 9 particelle, 6 ioni di K^+ e 3 ioni di SO_4^{2-} .

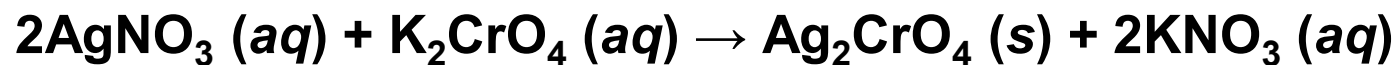
$$9 \times 0.1 \text{ mol} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ particles}}{1 \text{ mol}} = 5.420 \times 10^{23} \text{ ioni}$$



Scrittura delle equazioni per le reazioni ioniche in soluzione acquosa

L'**equazione molecolare** mostra tutti i reagenti e i prodotti come se fossero *intatti, indissociati*.

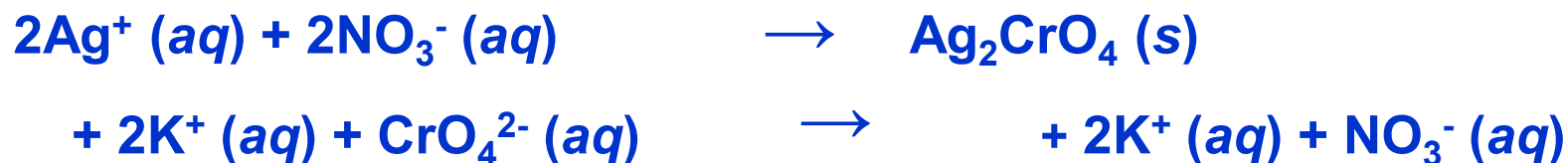
Dà le informazioni minori sulle specie in soluzione.1



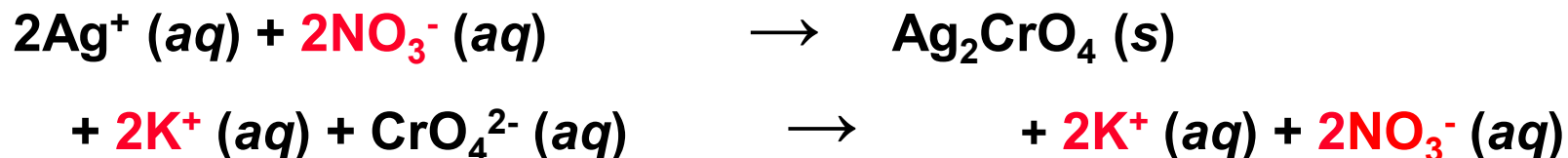
Quando vengono miscelate due soluzioni di nitrato d'argento e cromato di sodio, si forma un precipitato rosso-mattone di cromato d'argento.

L'**equazione ionica totale** mostra tutte le sostanze ioniche solubili *dissociate in ioni*.

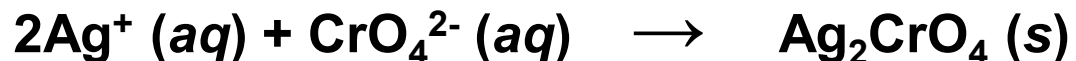
Questa equazione dà le informazioni più accurate sulle specie in soluzione.

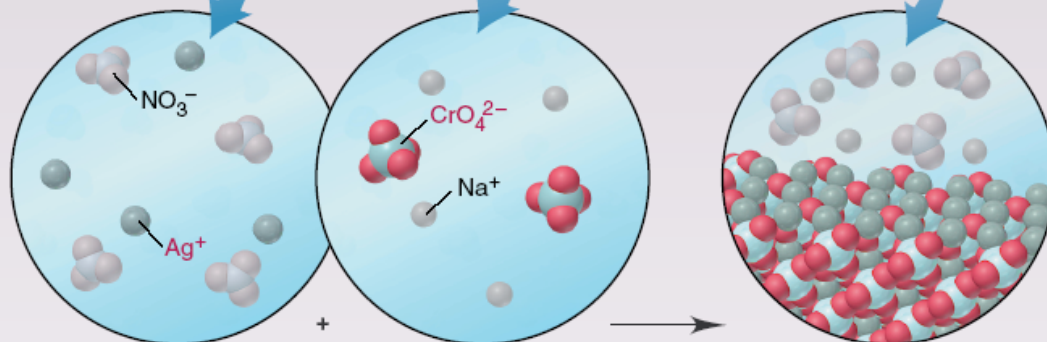
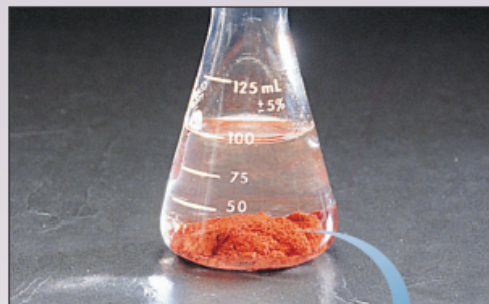


Gli **ioni spettatori** sono gli ioni che non prendono parte alla reazione. Compaiono inalterati in entrambi i lati dell'equazione ionica totale.



L'**equazione ionica netta** elimina gli **ioni spettatori** e mostra solo *la trasformazione chimica che avviene effettivamente*.

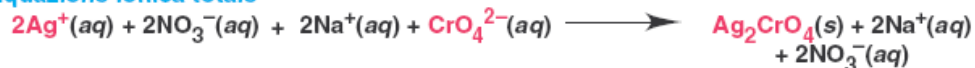




Equazione molecolare



Equazione ionica totale



Equazione ionica netta

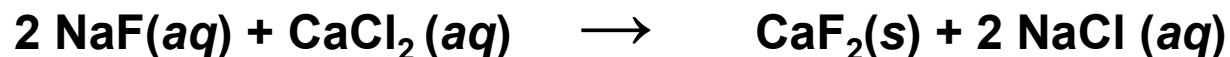
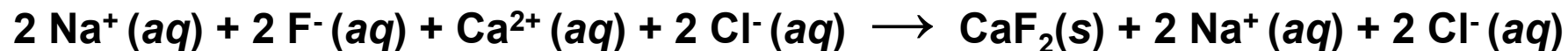
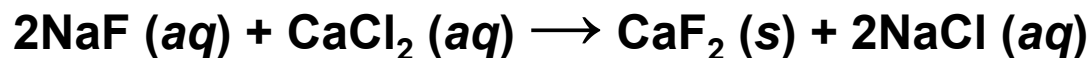
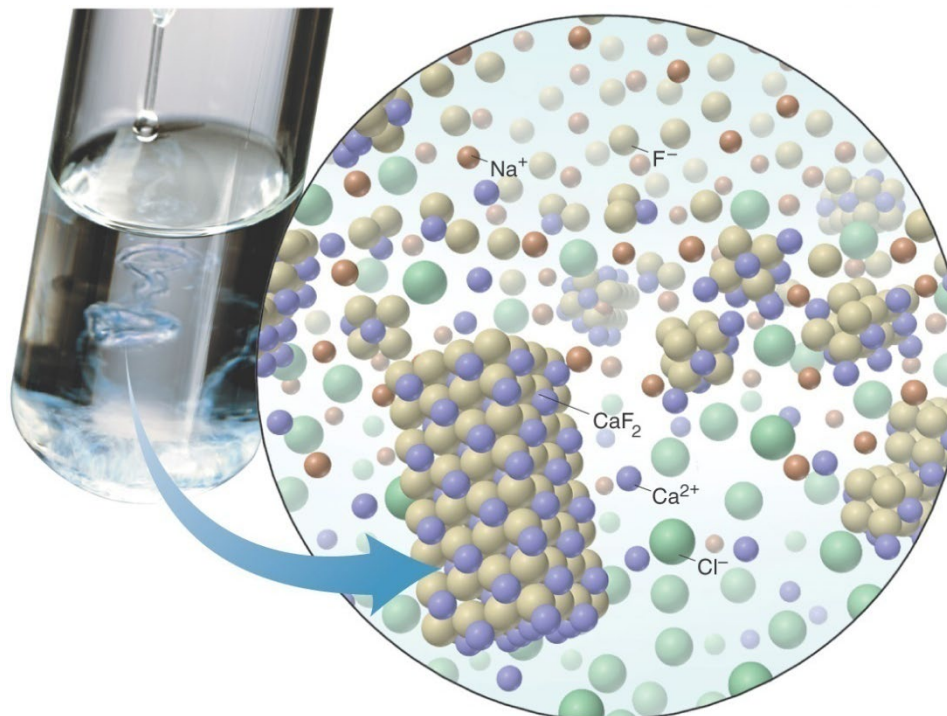


Una reazione di precipitazione e i tre tipi di equazione che la descrivono.

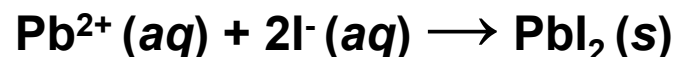
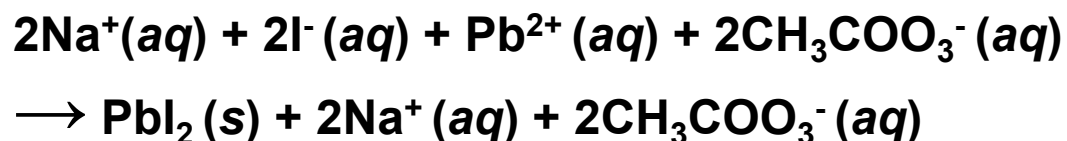
Reazioni di precipitazione

- In una **reazione di precipitazione** due composti ionici solubili reagiscono per dare un prodotto insolubile, chiamato ***precipitato***.
- Il precipitato si forma attraverso la rimozione netta degli ioni dalla soluzione.
- E' possibile che in una reazione di precipitazione si formi più di un precipitato.

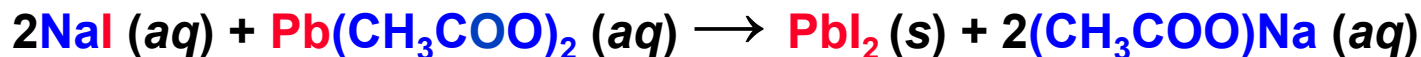
La precipitazione del fluoruro di calcio



La precipitazione di PbI_2 , una reazione di metatesi



Le reazioni di precipitazione sono anche chiamate reazioni di **doppio scambio** o di **metatesi**.



Gli ioni si scambiano partner e si forma un precipitato: c'è uno scambio di legami tra le specie reagenti.

Prevedere se si formerà o no un precipitato

- Notare gli ioni presenti nei reagenti.
- Considerare le possibili combinazioni catione-anione.
- Usare le **regole di solubilità** per verificare quali combinazioni danno luogo a un prodotto insolubile.

Regole di solubilità per composti ionici in acqua

Composti ionici solubili

1. Tutti i composti comuni degli ioni del Gruppo 1A(1) (Li^+ , Na^+ , K^+ , ecc.) e dello ione ammonio (NH_4^+) sono solubili.
 2. Tutti i nitrati (NO_3^-), gli acetati (CH_3COO^- o $\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$) comuni e la maggior parte dei perclorati (ClO_4^-) sono solubili.
 3. Tutti i cloruri (Cl^-), i bromuri (Br^-) e gli ioduri (I^-) comuni sono solubili, eccettuati quelli di Ag^+ , Pb^{2+} , Cu^+ e Hg_2^{2+} .
 4. Tutti i solfati (SO_4^{2-}) comuni sono solubili, eccettuati quelli di Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} e Pb^{2+} .
-

Composti ionici insolubili

1. Tutti gli idrossidi metallici comuni sono insolubili, eccettuati quelli dei metalli del Gruppo 1A(1) e dei più grandi membri del Gruppo 2A(2) (a cominciare da Ca^{2+}).
2. Tutti i carbonati (CO_3^{2-}) e i fosfati (PO_4^{3-}) comuni sono insolubili, eccettuati quelli degli elementi del Gruppo 1A(1) e di NH_4^+ .
3. Tutti i solfuri comuni sono insolubili, eccettuati quelli degli elementi del Gruppo 1A(1), del Gruppo 2A(2) e di NH_4^+ .

Solubilità degli acidi, basi e sali comuni in acqua

ioni	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
OH ⁻		S	S	S	S	S	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	–	–	H	H	H
F ⁻	S	M	S	S	S	M	H	H	H	M	H	H	H	S	S	S	S	S	–	H	S	S
Cl ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	H	S	M	S	S
ClO ₂ ⁻	S			S		S	S		S								S	M	H	H		
ClO ₃ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S		S	S	M	S		S	S	S	S	S	S
ClO ₄ ⁻	M	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S		S
Br ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	H	M	M	S	S
BrO ₃ ⁻	S	S	S	S	S	M	S	S	S	S				S	S		S	M	H	S		S
I ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S		S		S	S	S	S	H	H	H	M	S
S ²⁻		S	S	S	S	–	–	–	H	–	–	H	–	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS ⁻		S	S	S	S	S	S	S	S						H							
SO ₃ ²⁻	S	S	S	S	S	H	H	M	H		–	H		H	H		M	H	H	H		
HSO ₃ ⁻			S	S	S	S	S	S	S													
SO ₄ ²⁻	S	S	S	S	S	H	M	S	H	S	S	S	S	S	S	S	S	M	–	H	S	S
HSO ₄ ⁻		S	S	S	S				–											H		
NO ₃ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	S	–	S
NO ₂ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S					S	M			M				
PO ₄ ³⁻		H	S	S	–	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO ₄ ²⁻			S	S	S	H	H	M	H			H					H			M	H	
H ₂ PO ₄ ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S			S					S	S	S		–	
CO ₃ ²⁻	S	S	S	S	S	H	H	H	H			H	–	H	H	H	H	H		H		H
HCO ₃ ⁻		S	S	S	S	S	S	S	S			S								S		
CH ₃ COO ⁻	S	S	S	S	S	S	S	S	S	–	S	S	–	S	S	S	S	S	S	S	–	S
SiO ₃ ²⁻	H	H	S	S		H	H	H	H			H					H	H		H		
CrO ₄ ²⁻		S	S	S	S	H	S	S	H	–	S	–	S	H			H	H	H	H	H	H
Cr ₂ O ₇ ²⁻		S	S	S	S	S	S	S	S								S	H				

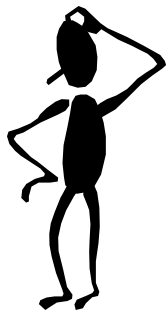
“S” – solubile (> 1 g in 100g di H₂O)

“M” – poco solubile (da 0,1 a 1 g in 100 g di H₂O)

“H” – non solubile (meno di 0,01 g in 1000 g di acqua)

“–” – si decompone a contatto con acqua

“Casella vuota” – non vi sono dati certi sull'esistenza del composto



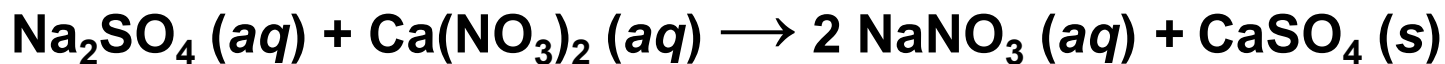
Si preveda se avverrà una reazione quando si miscela ciascuna delle seguenti coppie di soluzioni. Se avviene effettivamente una reazione, si scrivano le equazioni molecolare, ionica totale e ionica netta bilanciate, e si identificano gli ioni spettatori:

(a) Solfato di sodio (aq) + nitrato di calcio (aq) →

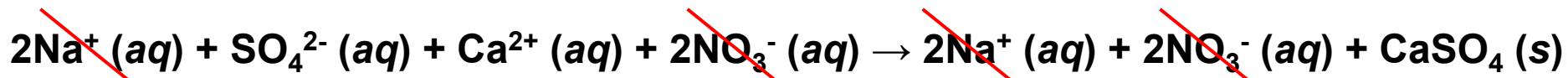
(b) Perclorato di sodio (aq) + bromuro di sodio (aq) →

(a) I reagenti sono Na_2SO_4 e $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$. I prodotti possibili sono NaNO_3 e CaSO_4 . Quest'ultimo è insolubile, quindi avviene effettivamente una reazione.

Equazione molecolare:

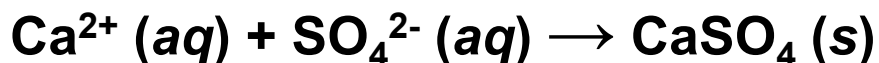


Equazione ionica totale:



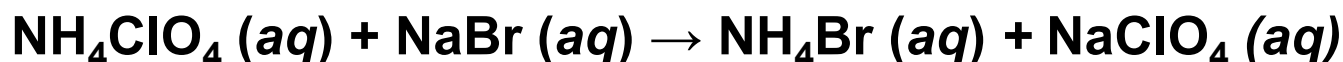
Na^+ e NO_3^- sono gli ioni spettatori

Equazione ionica netta:

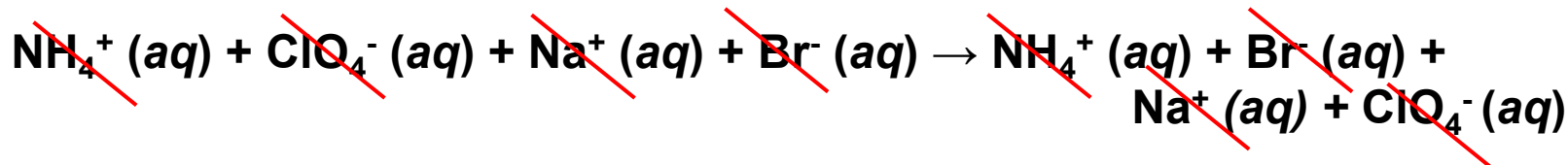


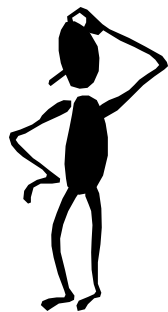
(b) I reagenti sono NH_4ClO_4 e NaBr . I prodotti possibili sono NH_4Br e NaClO_4 , entrambi solubili, quindi la reazione non avviene.

Equazione molecolare:



Equazione ionica totale:

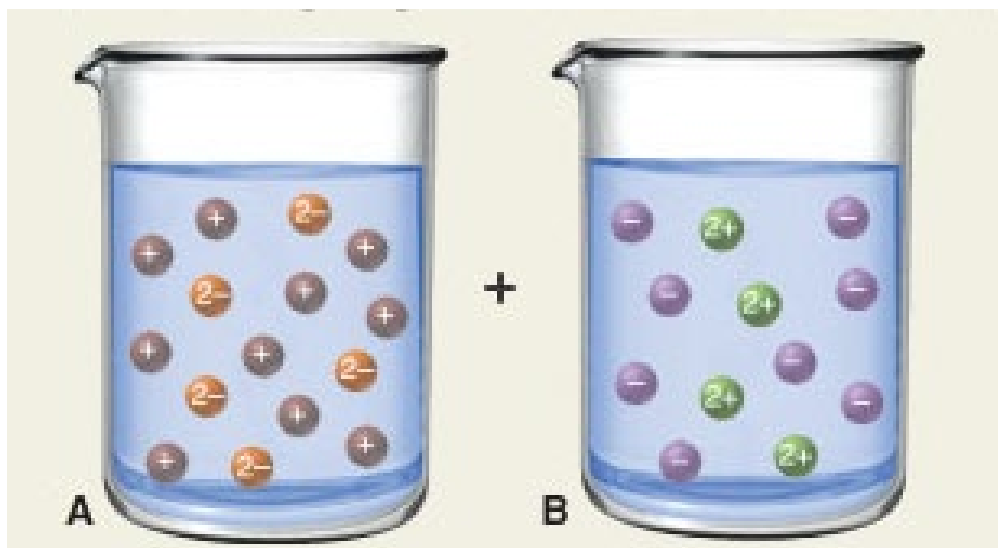


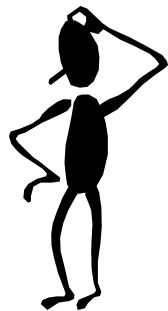


Esamina ciascuna delle seguenti soluzioni acquose (molecole d'acqua sono state omesse) e determina quale composto è rappresentato in caso

a) KCl , Na_2SO_4 , MgBr_2 , or Ag_2SO_4 ?

b) NH_4NO_3 , MgSO_4 , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, or CaF_2 ?

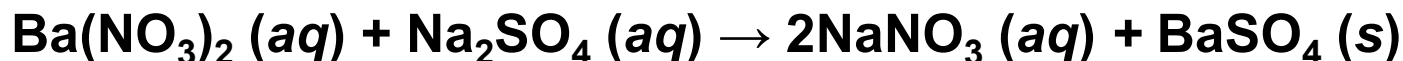




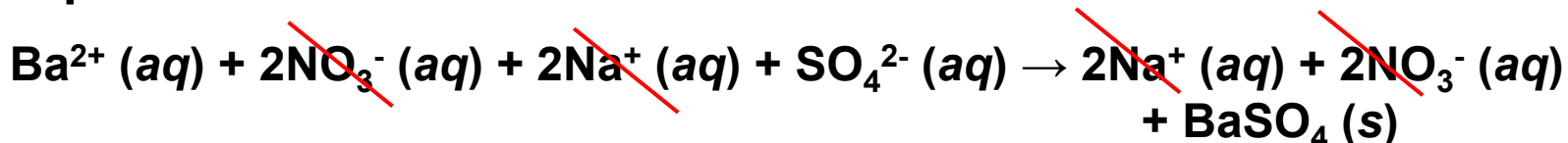
(c) Si preveda se avverrà una reazione quando si miscela ciascuna delle seguenti coppie di soluzioni. Se avviene effettivamente una reazione, si scrivano le equazioni molecolare, ionica totale e ionica netta bilanciate, e si identificano gli ioni spettatori

I reagenti sono: $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ e Na_2SO_4 . possibili prodotti sono BaSO_4 e NaNO_3 . BaSO_4 è insolubile in acqua, mentre NaNO_3 – sì.

Equazione molecolare:

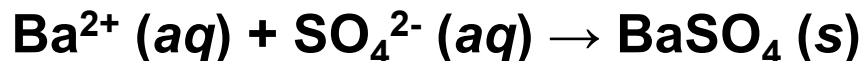


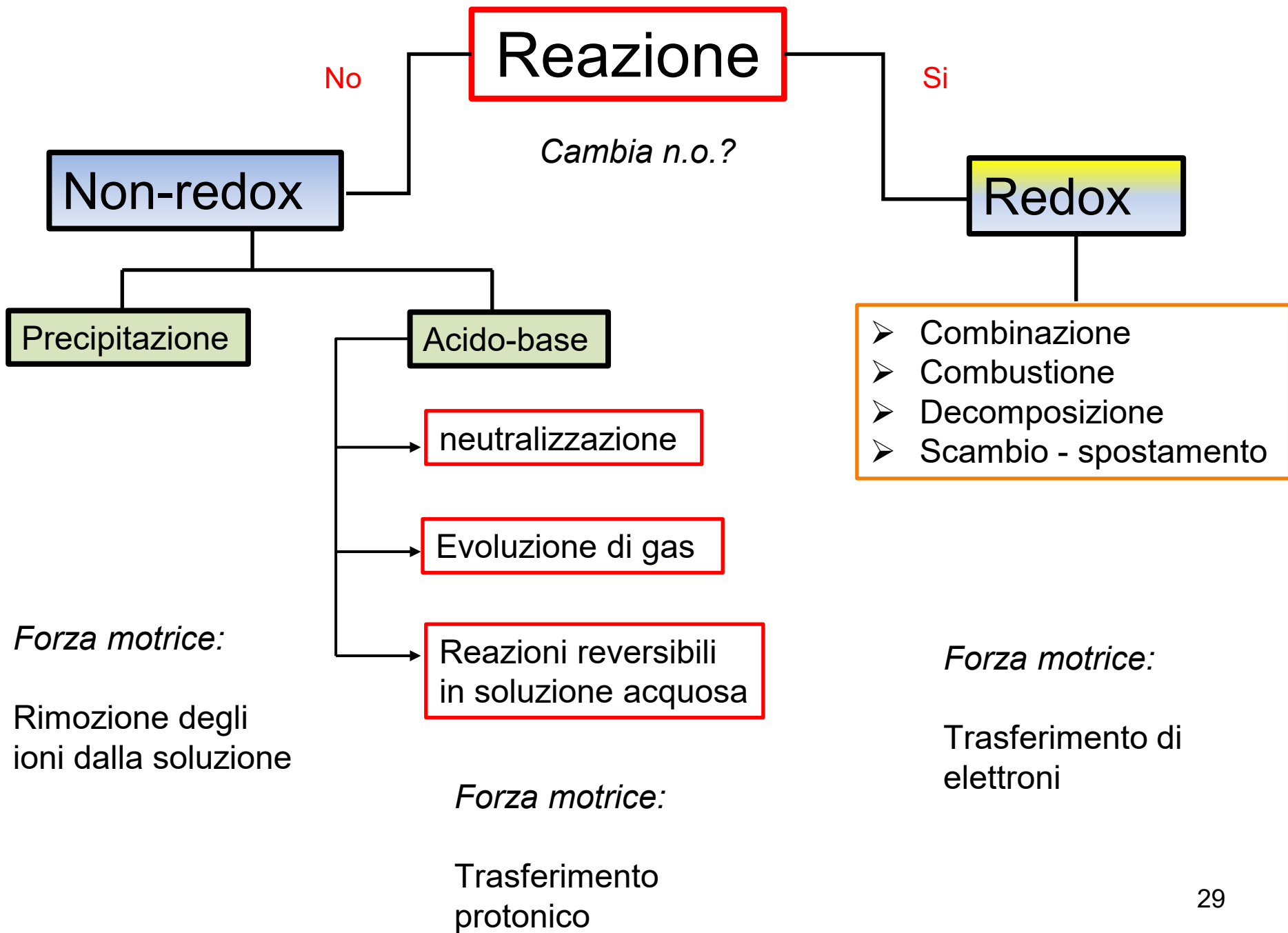
Equazione ionica totale:



Eq. ionica netta:

Na^+ e NO_3^- sono gli spettatori





Acidi e Basi selezionati

Acidi

Forti

Acido cloridrico, HCl

Acido bromidrico, HBr

Acido iodidrico, HI

Acido nitrico, HNO_3

Acido solforico, H_2SO_4

Acido perclorico, HClO_4

Deboli

Acido fluoridrico, HF

Acido fosforico, H_3PO_4

Acido acetico, CH_3COOH (o $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$)

Basi

Forti

Idrossido di sodio, NaOH

Idrossido di potassio, KOH

Idrossido di calcio, Ca(OH)_2

Idrossido di stronzio, Sr(OH)_2

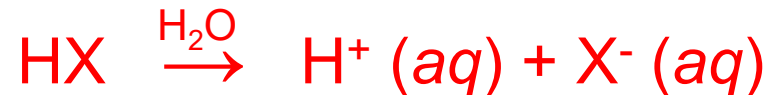
Idrossido di bario, Ba(OH)_2

Deboli

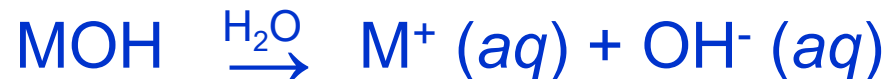
ammoniaca, NH_3

Reazioni Acido-Base

Un **acido** è una sostanza che produce ioni H^+ quando viene disciolta in H_2O

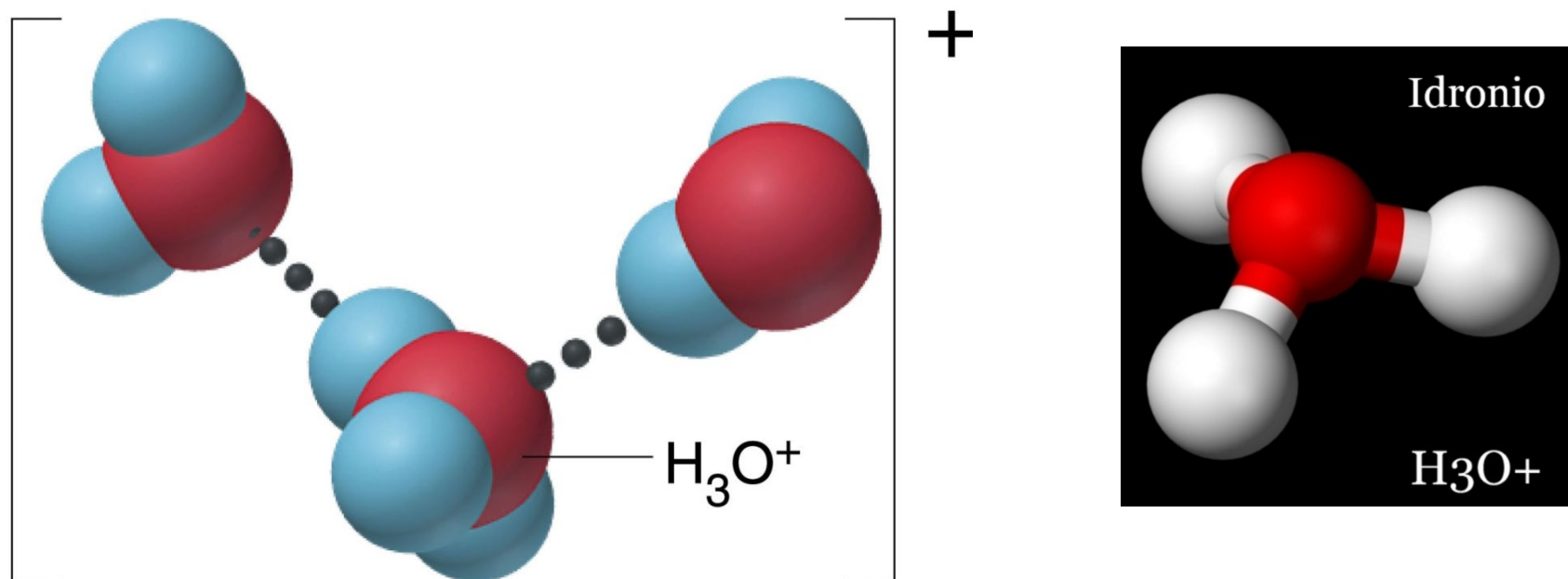


Una **base** è una sostanza che produce ioni OH^- quando viene disciolta in H_2O



Una **reazione acido-base** viene anche detta reazione di **neutralizzazione**

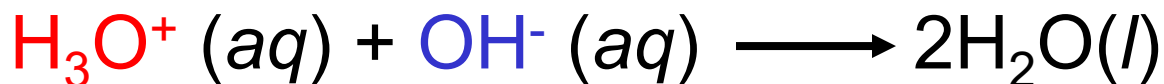
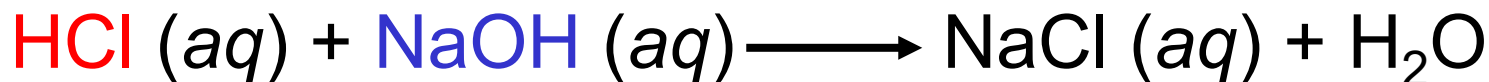
Lo ione H^+ idratato: lo ione idronio



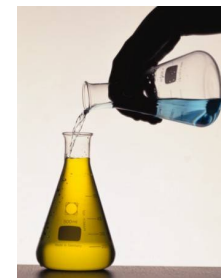
H^+ interagisce fortemente con H_2O , formando H_3O^+ in soluzione acquosa.

Reazione di Neutralizzazione

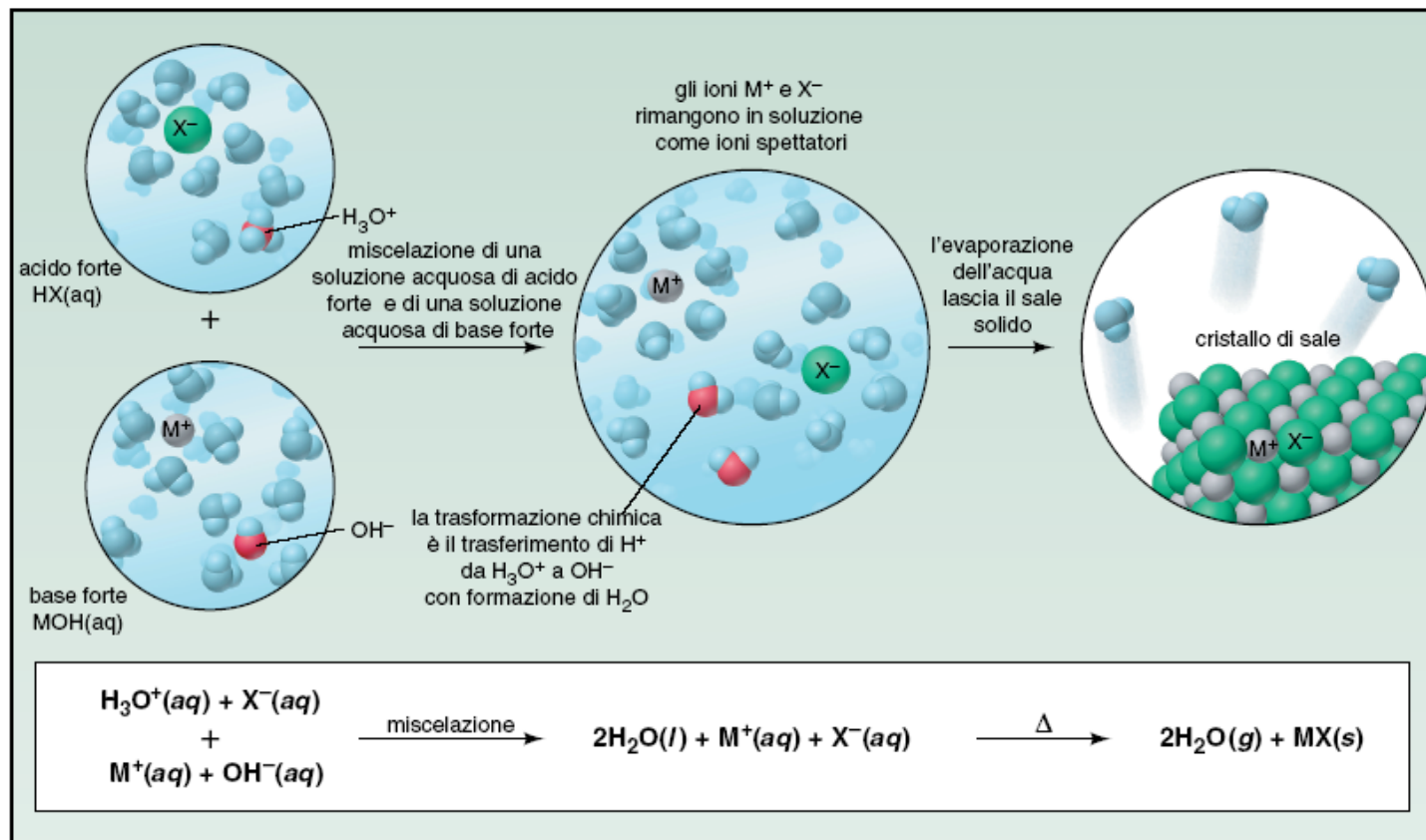
acido + base $\longrightarrow$ sale + acqua

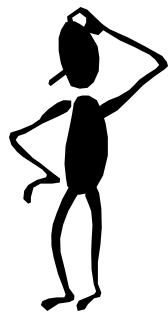


Trasferimento protonico



Una reazione acido forte-base forte come processo di trasferimento protonico





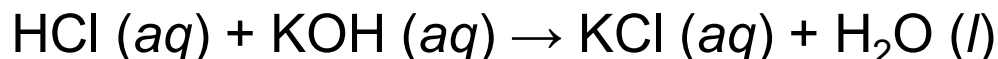
Completare le seguenti reazioni acido-base con un'equazione molecolare bilanciata, un'equazione ionica totale bilanciata e un'equazione ionica netta e identificare gli ioni spettatori:

(a) Acido cloridrico (aq) + idrossido di potassio (aq) $\rightarrow$

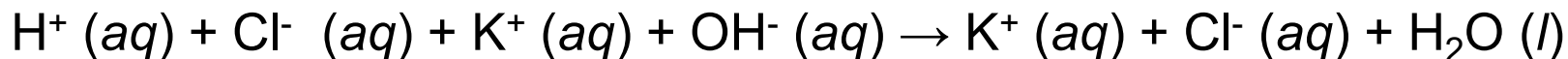
(b) Idrossido di stronzio (aq) + acido perclorico (aq) $\rightarrow$

(c) Idrossido di bario (aq) + acido solforico (aq) $\rightarrow$

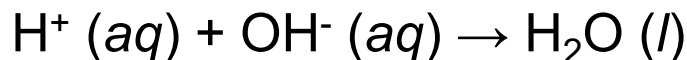
1)



2)



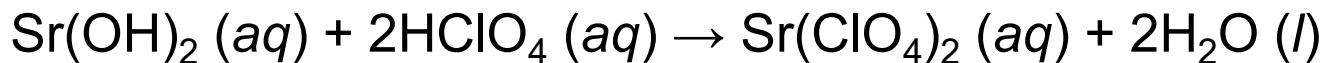
3):



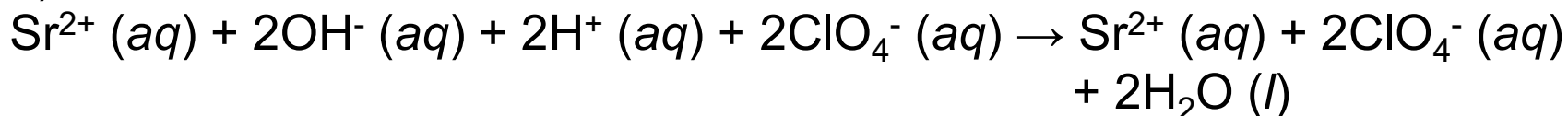
Ioni spettatori sono K^+ e Cl^-

b) Idrossido di stronzio (aq) + acido perclorico (aq) →

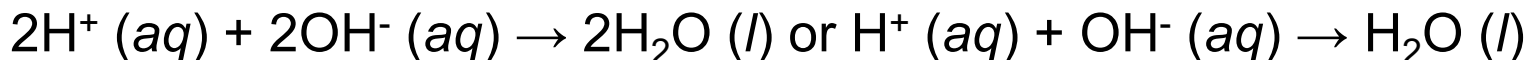
1)



2)



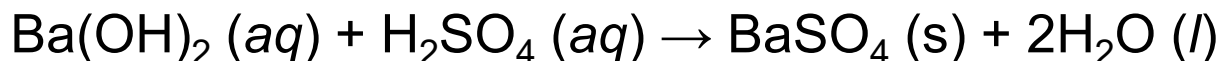
3):



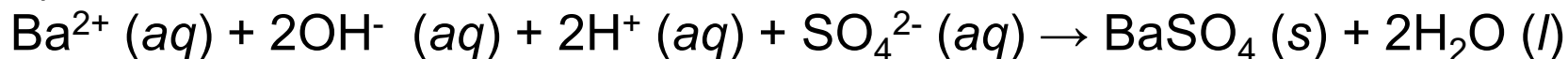
Ioni spettatori sono: Sr^{2+} e ClO_4^-

(c) Idrossido di bario (aq) + acido solforico (aq) →

1)



2)



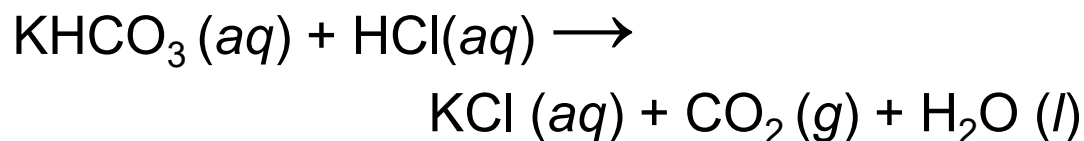
L'equazione ionica totale è **eguale** alla reazione ionica netta, quindi **non ci sono gli ioni spettatori**.

Questa reazione è la reazione di **neutralizzazione e precipitazione** nello stesso momento.

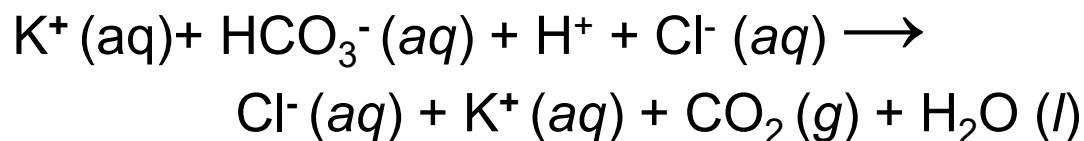
Una reazione di un acido debole con formazione di gas



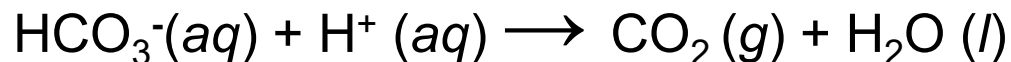
Equazione Molecolare



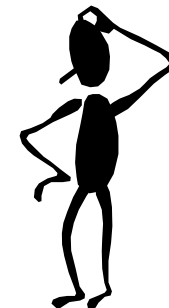
Equazione ionica totale



Equazione ionica netta



Quanti ioni $\text{H}^+(\text{aq})$ sono in 35.3 mL del acido nitrico 1.4 M?



volume di HNO_3



convertire mL in L e moltiplicare per M

mol di HNO_3



Mol di $\text{H}^+ = \text{mol di HNO}_3$

mol di $\text{H}^+(\text{aq})$

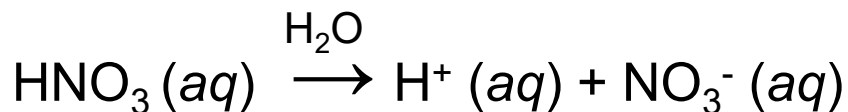


Moltiplicare per numero di Avogadro

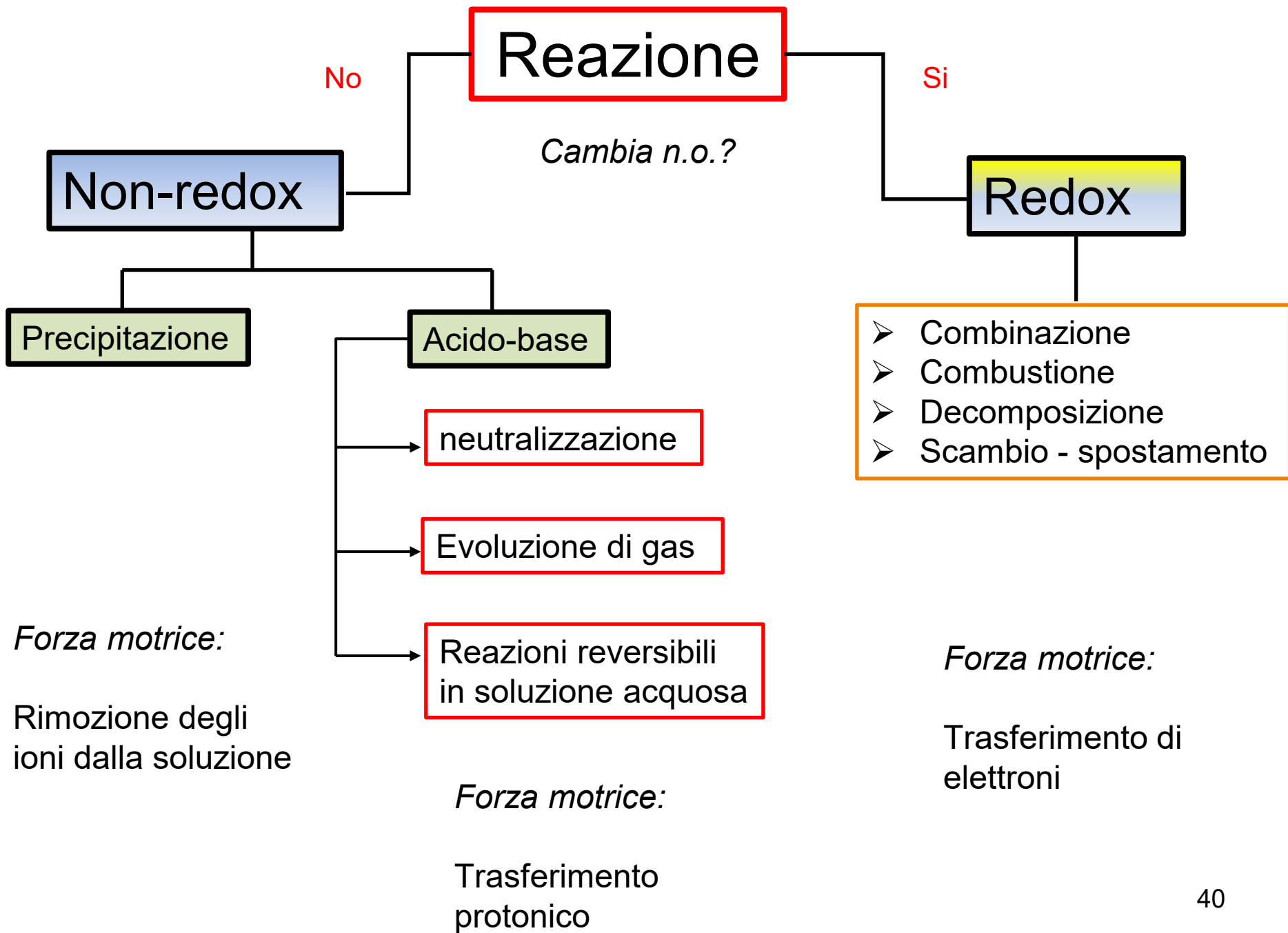
Numero di $\text{H}^+(\text{aq})$

$$35.3 \text{ mL soln} \times \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} \times \frac{1.4 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L soln}} = 0.035 \text{ mol HNO}_3$$

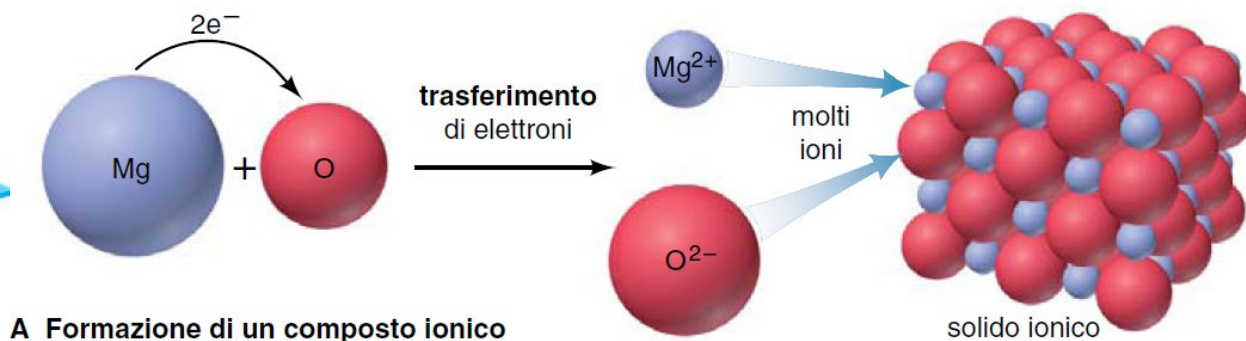
Una mole di $\text{H}^+(\text{aq})$ si forma da una mole di $\text{HNO}_{3(\text{aq})}$.



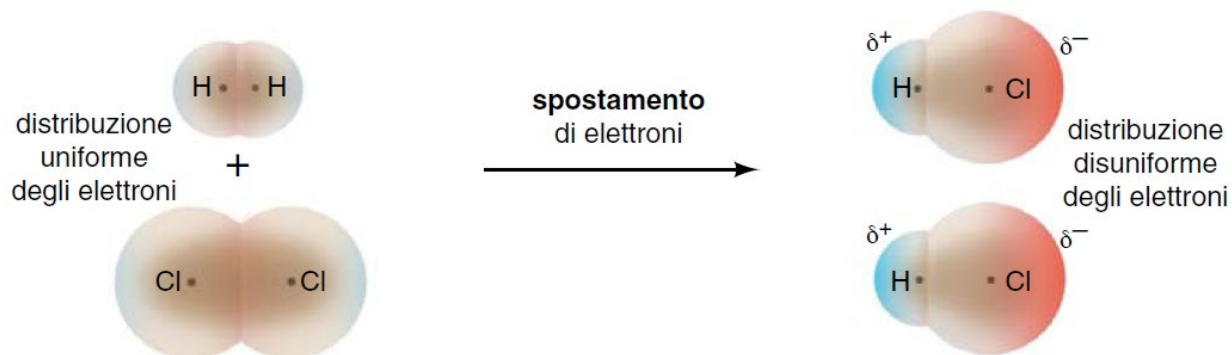
$$= 0.035 \text{ mol HNO}_3 \times \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol HNO}_3} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ ions}}{1 \text{ mol}} = \boxed{2.1 \times 10^{22} \text{ H}^+}$$



Il processo redox nella formazione di un composto



A Formazione di un composto ionico



B Formazione di un composto covalente



Reazioni di ossidoriduzione (redox)

L'**ossidazione** è la ***perdita*** di elettroni.

L'***agente riducente*** perde elettroni e si ossida.

La **riduzione** è l'***acquisto*** di elettroni.

L'***agente ossidante*** acquista elettroni e si riduce.

Una **reazione redox** è una reazione di ***trasferimento elettronico***.

L'ossidazione e la riduzione avvengono insieme.

Regole per assegnare un numero di ossidazione (N.O.)

Regole generali

1. Per un atomo nella sua forma elementare (Na, O₂, Cl₂, etc.): N.O. = 0
2. Per uno ione monoatomico: N.O. = carica dello ione
3. La somma dei N.O. degli atomi in un composto è uguale a zero. La somma dei N.O. degli atomi in uno ione poliatomico è uguale alla carica dello ione.

Regole per specifici atomi o gruppi della Tavola Periodica

1. Per il Gruppo 1A(1): N.O. = +1 in tutti i composti
 2. Per il Gruppo 2A(2): N.O. = +2 in tutti i composti
 3. Per l'idrogeno: N.O. = +1 in combinazione con non metalli
N.O. = -1 in combinazione con metalli e boro
 4. Per il fluoro: N.O. = -1 in tutti i composti
 5. Per l'ossigeno: N.O. = -1 nei perossidi
N.O. = -2 in tutti gli altri composti (eccettuati quelli con F)
 6. Per il Gruppo 7A(17): N.O. = -1 in combinazione con metalli, non metalli
(eccettuato O) e altri alogeni in posizione inferiore
nel Gruppo
-



Si determini il numero di ossidazione di ciascun elemento in questo composto:

- a) cloruro di zinco b) triossido di zolfo c) acido nitrico

SOLUZIONE: (a) ZnCl_2 . N.O. di zinco e' +2 e n.o. di cloro e' -1.

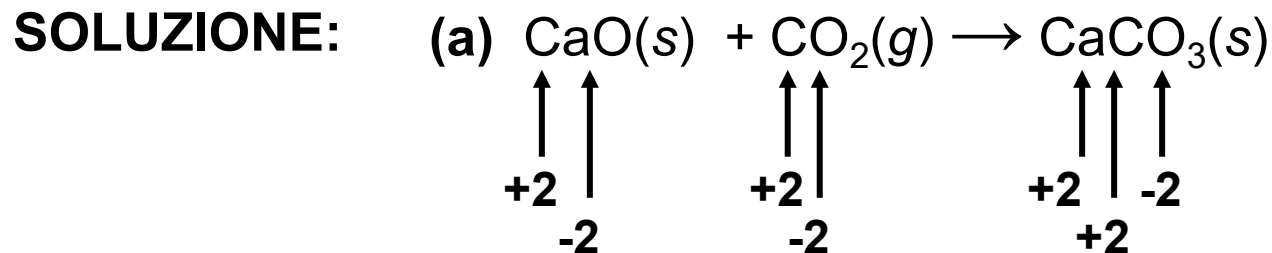
(b) SO_3 . Ogni atomo di ossigeno ha il n.o. -2.
Quindi il n.o. dello zolfo e' +6.

(c) HNO_3 . H ha n.o. +1, ogni atomo di O -2,
quindi N ha n.o. pari a +5.

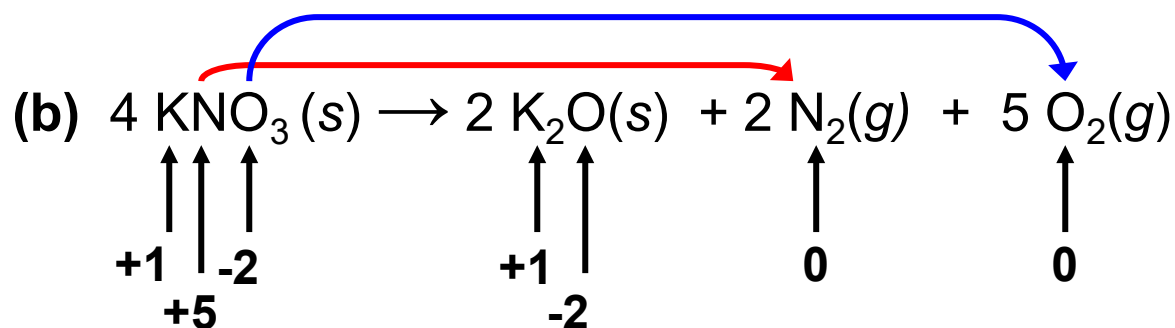


Usando numeri di ossidazione si decidi quali delle reazioni proposte appartengono alla classe redox

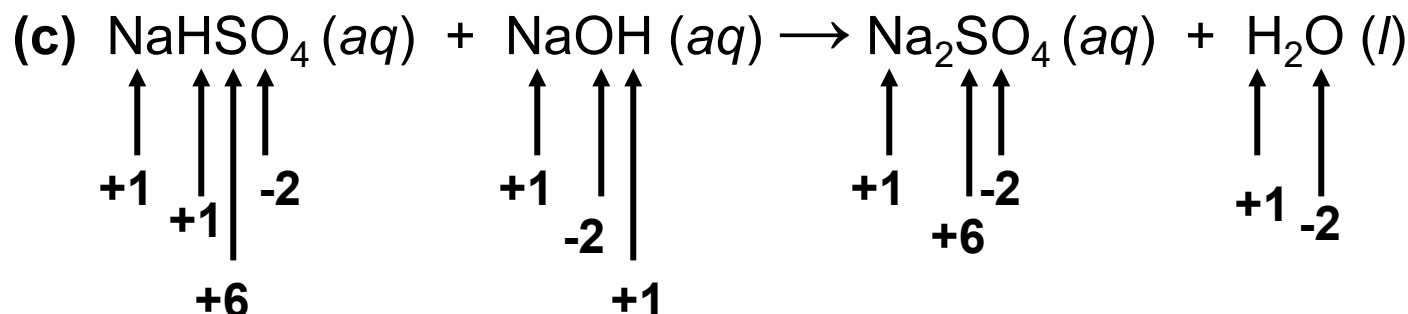




Non è una reazione redox, perché nessuna specie cambia n.o.

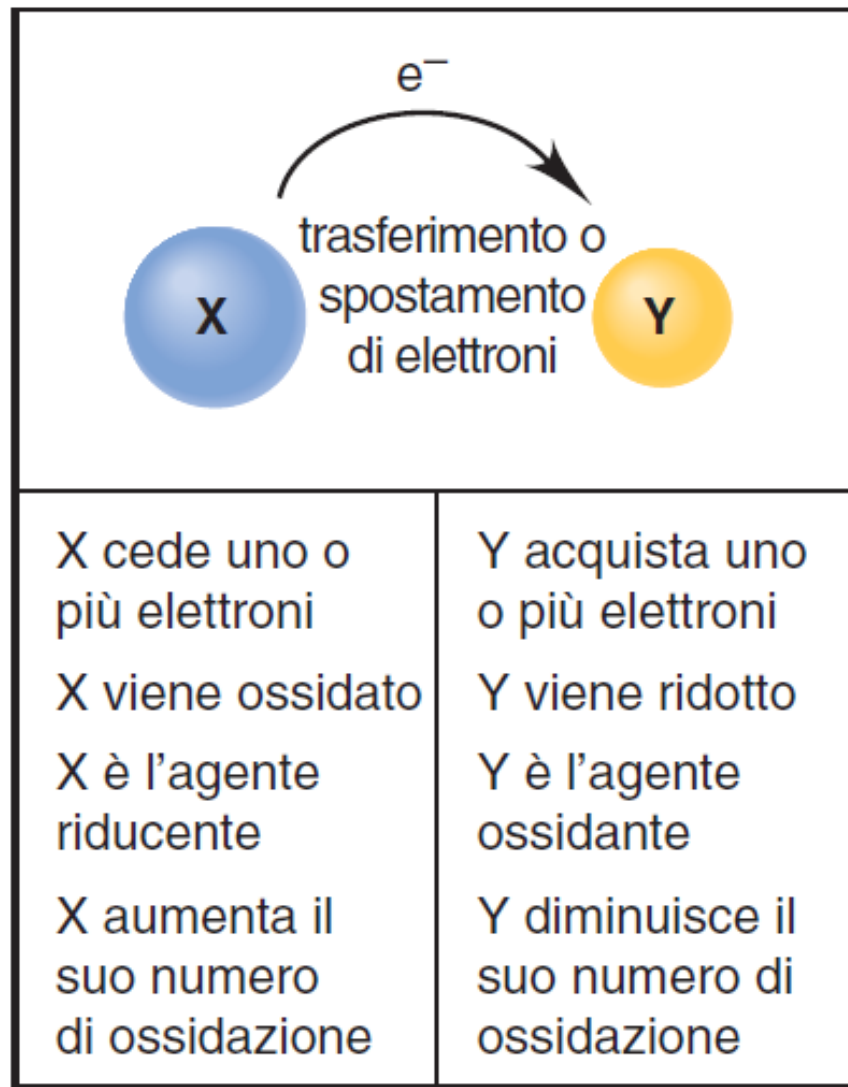


Questa è una reazione redox – N cambia n.o. da +5 a 0 riducendosi; O cambia n.o da -2 a 0 ossidandosi.



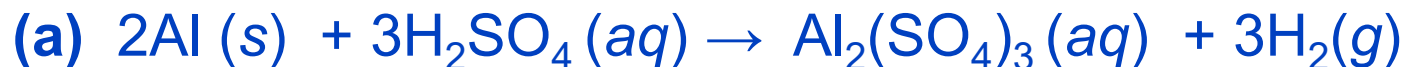
Non è una reazione redox – nessuna specie cambia n.o.

Sommario della terminologia per le reazioni di ossidoriduzione (redox)

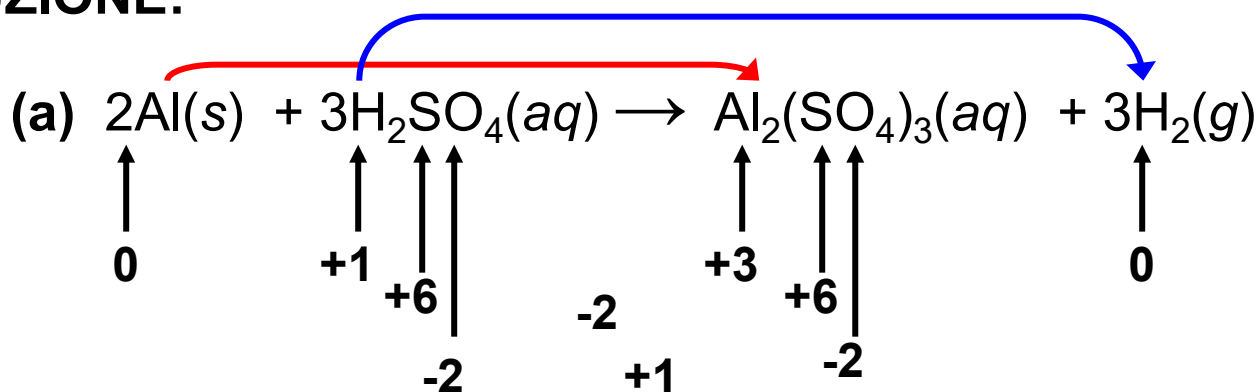




Si identifichino l'agente ossidante e l'agente riducente in ciascuna delle seguenti reazioni:

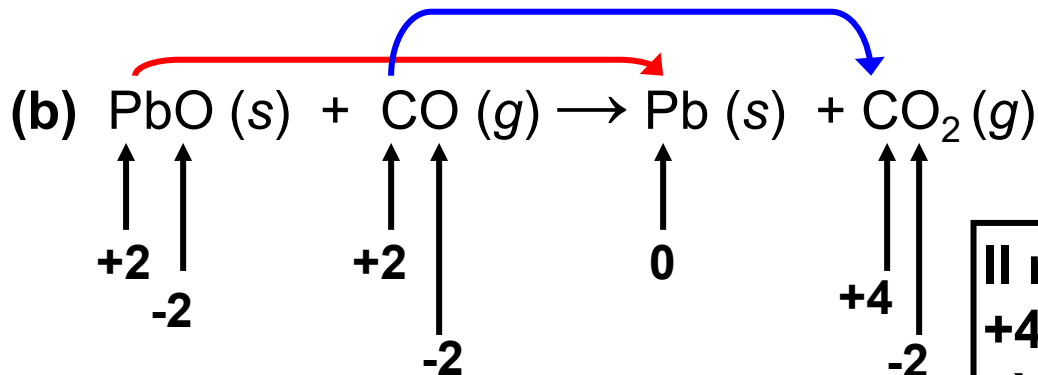


SOLUZIONE:



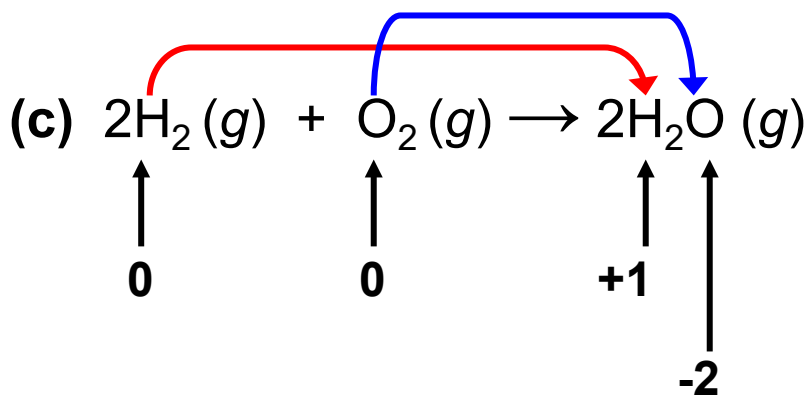
Il n.o. di Al è aumentato da 0 a +3 quindi Al è stato **ossidato**. Al è un agente **riducente**.

Il n.o. di H è diminuito da +1 a 0 quindi H⁺ è stato **ridotto**. H₂SO₄ è un agente **ossidante**.



Il n.o. di C è aumentato da +2 a +4 quindi C è stato **ossidato**. CO è un agente **riducente**.

Il n.o. di Pb è diminuito da +2 a 0 quindi Pb è stato **ridotto**. PbO è un agente **ossidante**.



Il n.o. di H è aumentato da 0 a +1 quindi H è stato **ossidato**. H_2 è un agente **riducente**.

Il n.o. di O è diminuito da 0 a -2 quindi O è stato **ridotto**. O_2 è un agente **ossidante**.

Bilanciamento delle equazioni redox (metodo dei numeri di ossidazione)

1. Assegnare N.O. a tutti gli elementi.
2. Identificare la specie ossidata e la specie ridotta.
3. Calcolare il numero di e^- ceduti nell'ossidazione e acquistati nella riduzione.
4. Moltiplicare uno di questi numeri per fattori appropriati per far sì che il numero di e^- ceduti sia uguale al numero di e^- acquistati.
5. Completare il bilanciamento per esame diretto, aggiungendo gli stati di aggregazione.

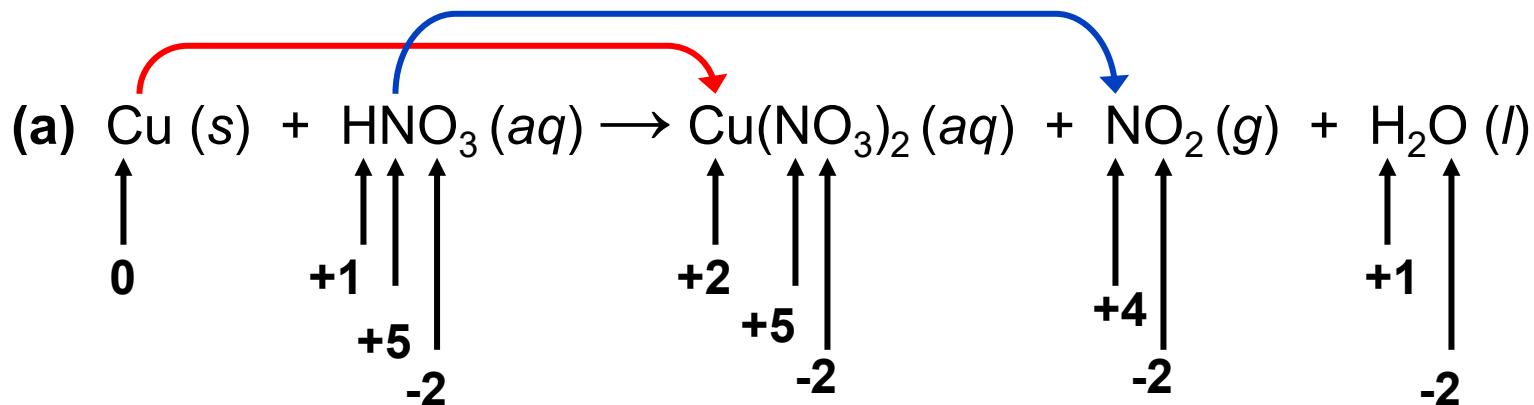


Si bilancino le equazioni seguenti con il metodo dei numeri di ossidazione:

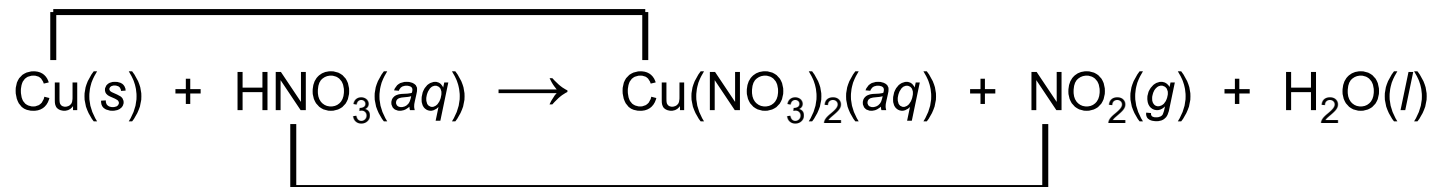


SOLUZIONE:

Assegnare numeri di ossidazione a tutti gli elementi:



cede 2e⁻; ossidazione

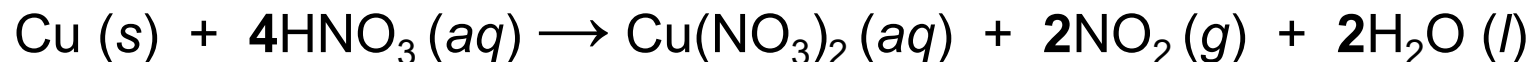


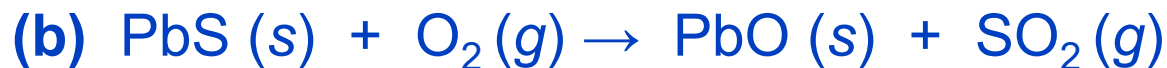
acquista 1e⁻; riduzione

Moltiplicare per fattori tali da rendere il numero degli elettroni ceduti uguale al numero degli elettroni acquistati e usare i fattori come coefficienti stechiometrici

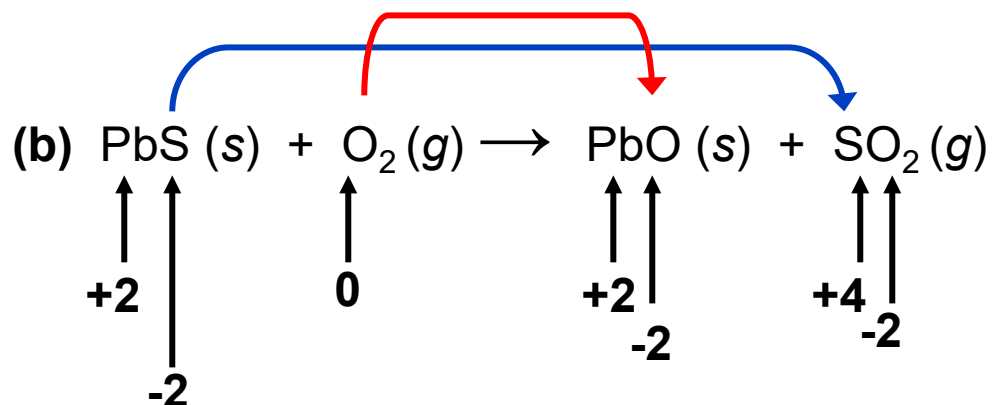


Completa il bilanciamento per esame diretto:

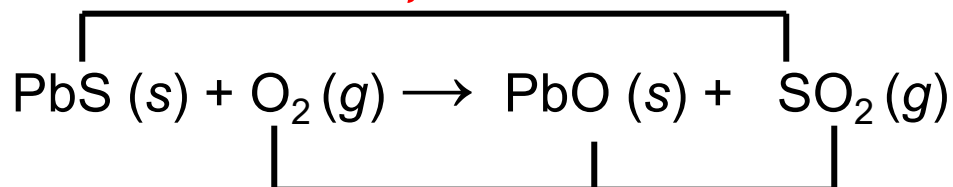




Assegnare numeri di ossidazione a tutti gli elementi :

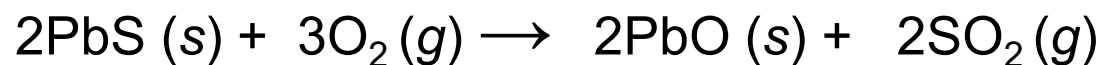


cede $6e^-$; ossidazione

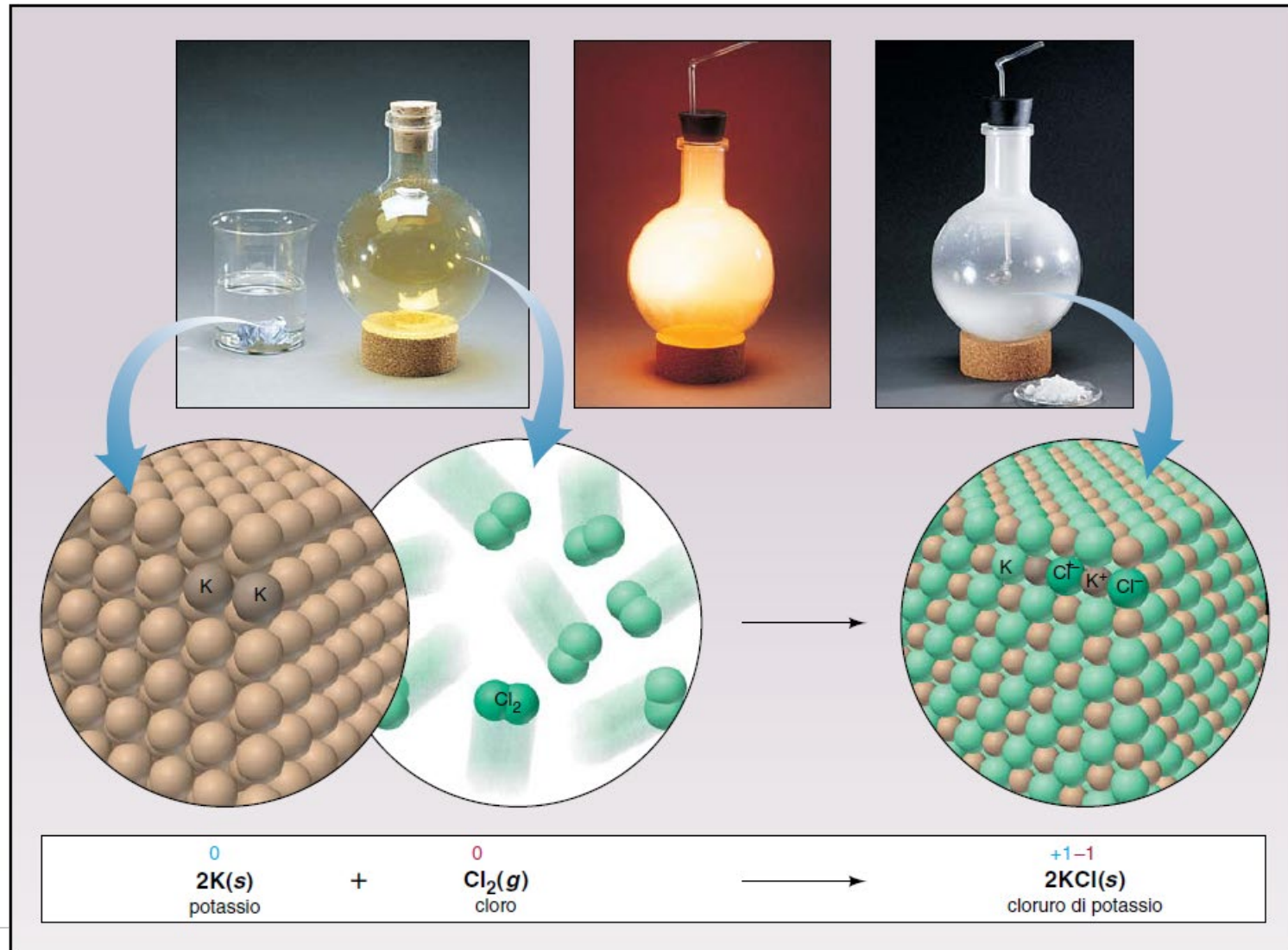


acquista $4e^-$ per O_2 ; riduzione

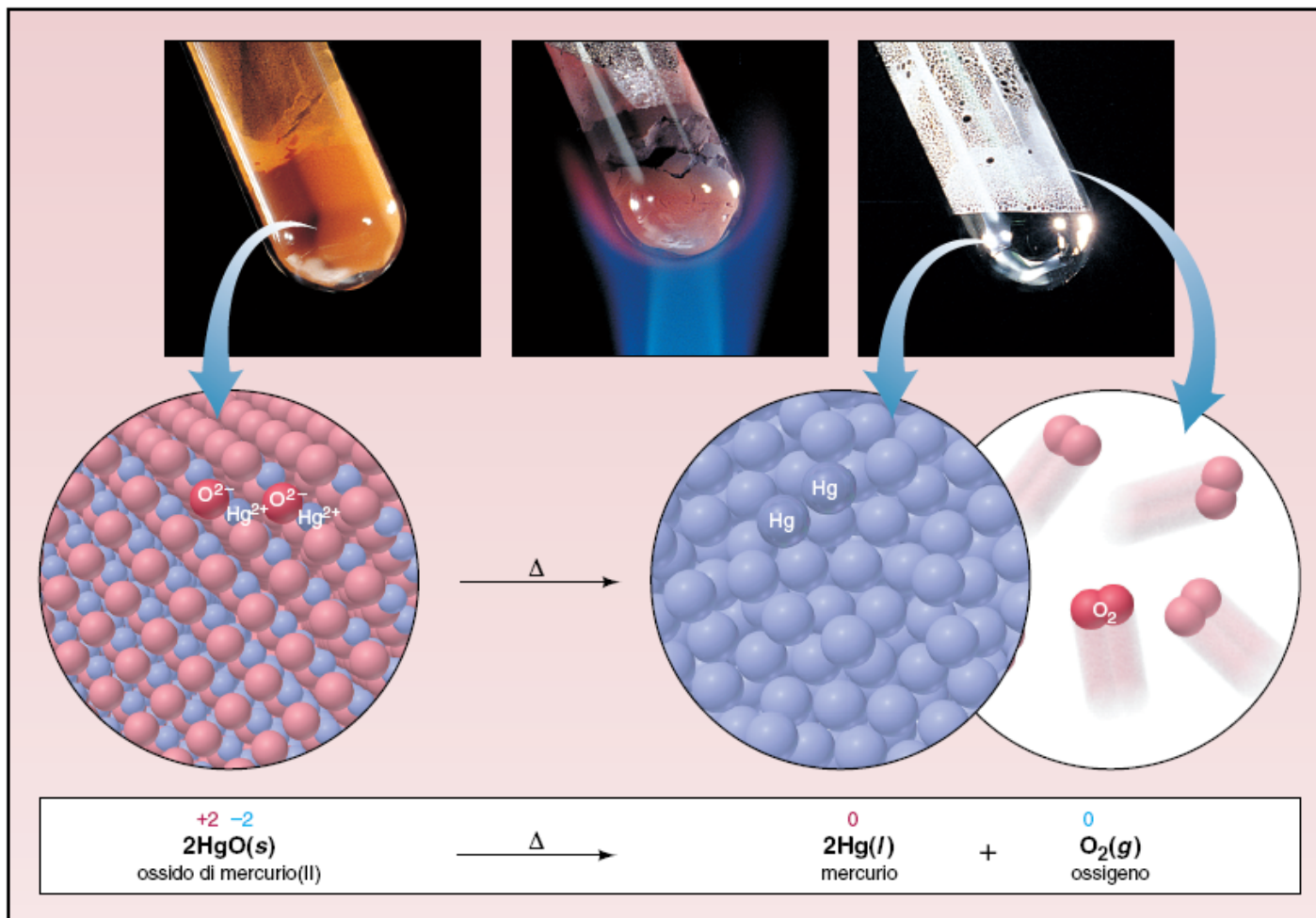
Equazione bilanciata:



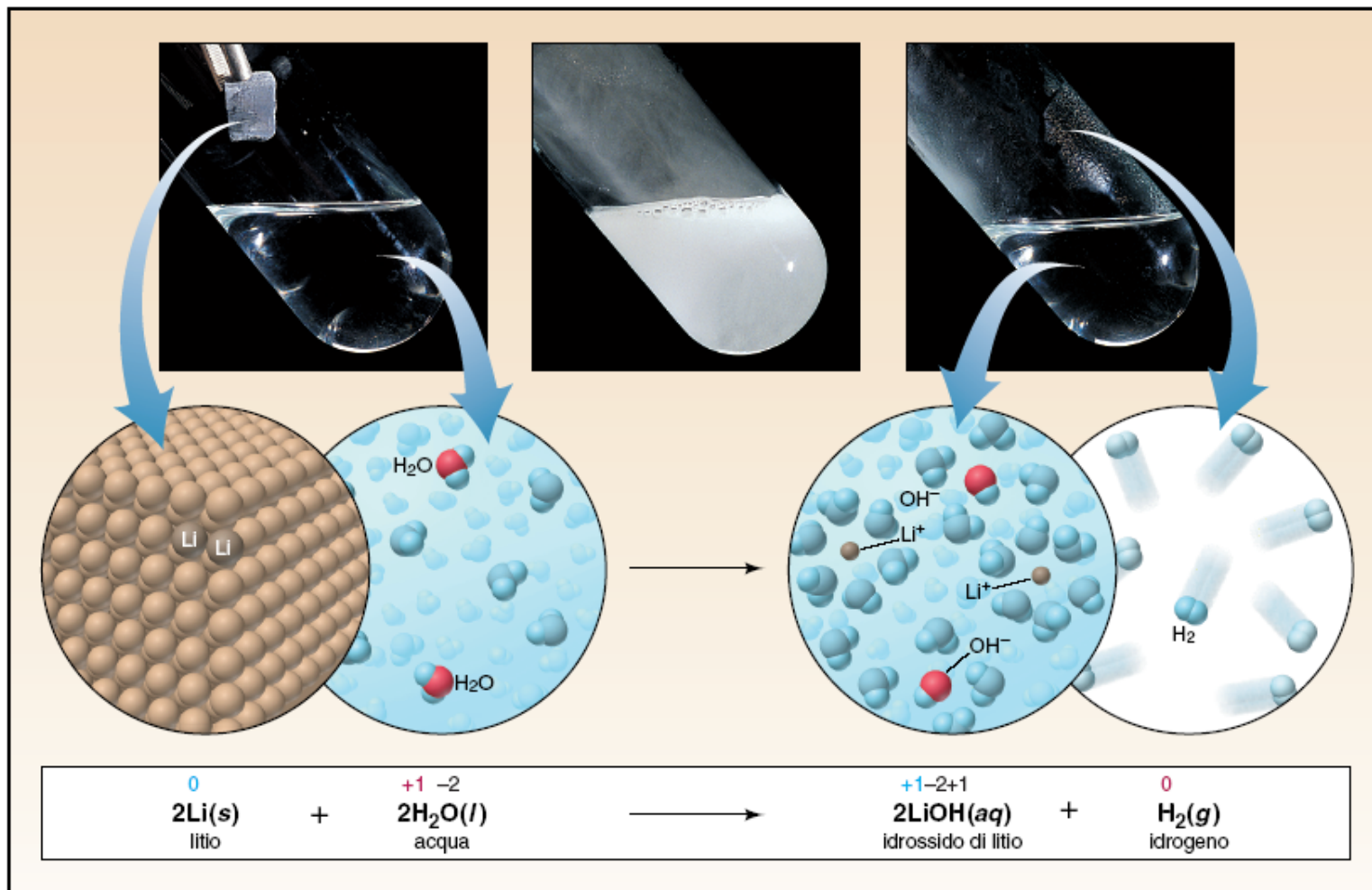
Combinazione di elementi per formare un composto ionico



Decomposizione dell'ossido di mercurio(II) nei suoi elementi



Il litio, un metallo attivo, sposta H_2 dall'acqua



Lo spostamento di H₂ dall'acido per opera dello zinco

N.O. aumenta

**Avviene
l'ossidazione**

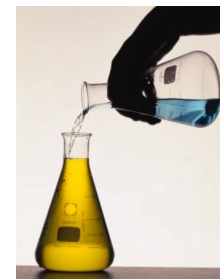
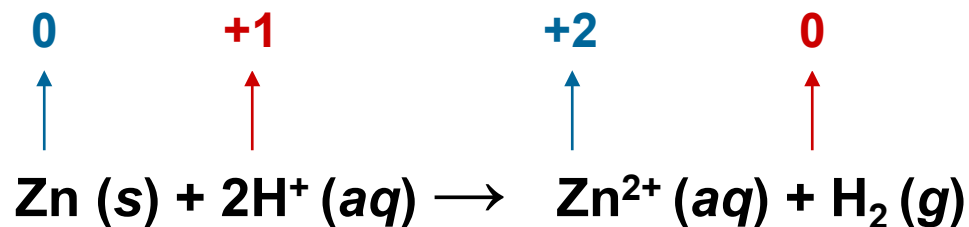
Agente riducente



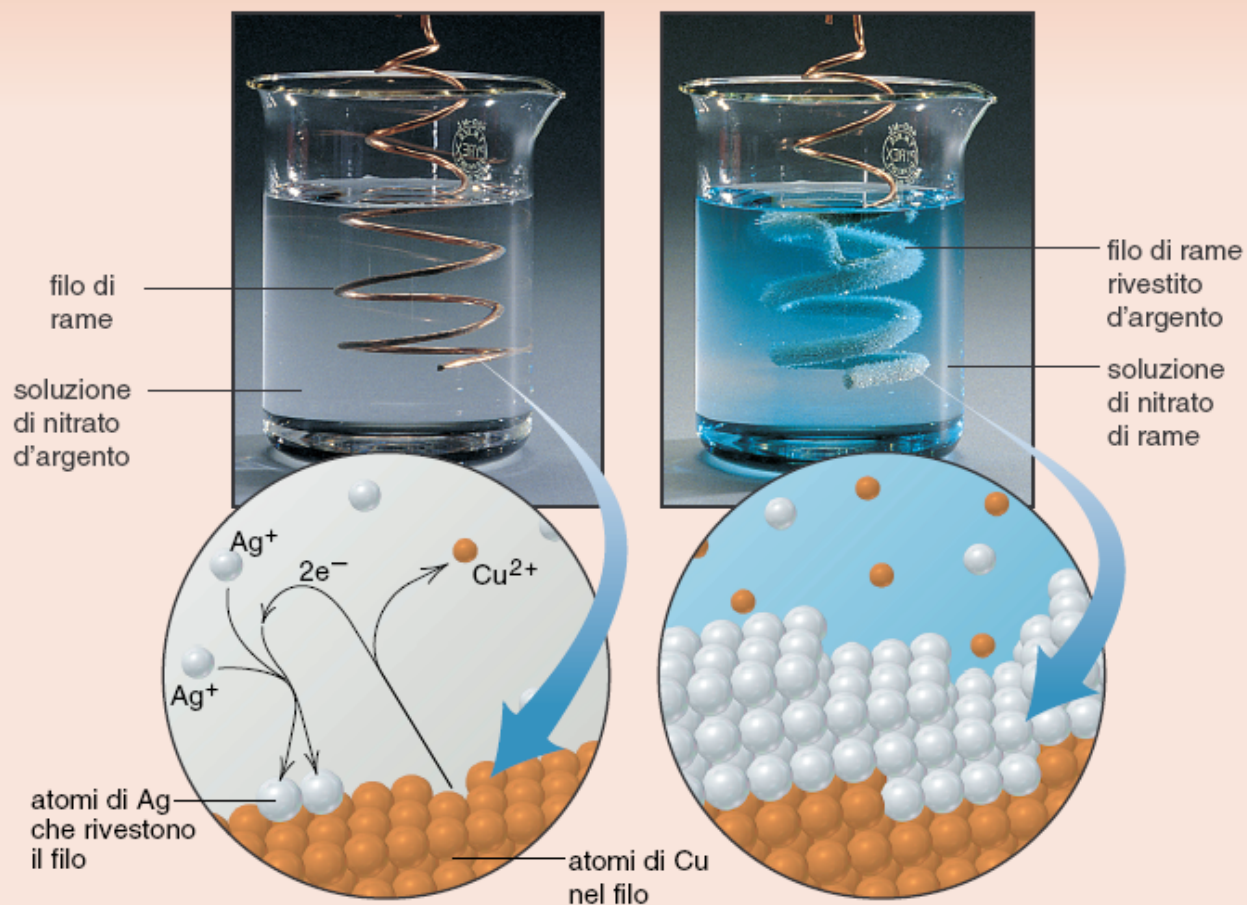
N.O. diminuisce

**Avviene la
riduzione**

Agente ossidante



Scambio di un metallo con un altro



Un metallo più reattivo (Cu) sposta lo ione di un metallo meno reattivo (Ag^+) dalla soluzione