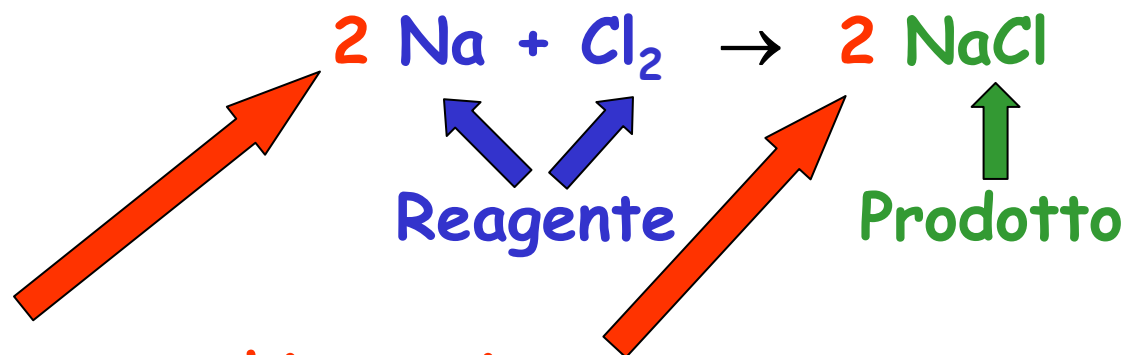


EQUAZIONI CHIMICHE E LORO BILANCIAMENTO

Un'equazione chimica descrive una reazione chimica e vi sono rappresentati i **reagenti** (sostanze di partenza) e **prodotti** (sostanze risultanti dalla trasformazione chimica dei reagenti) separati da una freccia (detta di reazione) secondo il seguente schema.



Coefficiente stechiometrico

I reagenti ed i prodotti sono preceduti da numeri (interi o frazionari) detti **coefficienti stechiometrici**, assegnati in modo da **uguagliare**:

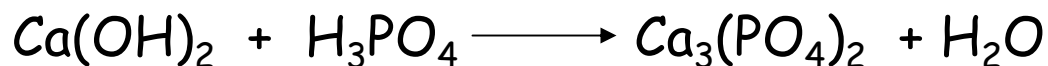
- 1) la **somma delle cariche** dei **reagenti** alla somma delle cariche dei **prodotti**;
- 2) per **ciascun elemento**, il **numero di atomi** nei **reagenti** e nei **prodotti**.

In molti casi è utile indicare gli stati o le fasi delle sostanze ponendo appropriati simboli [(g), (s), (l), (aq)] fra parentesi dopo le formule

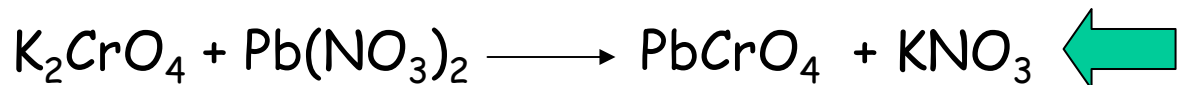
Quando in una equazione chimica i coefficienti stechiometrici sono scritti correttamente il totale degli atomi di ogni elemento è uguale in entrambi i membri dell'equazione. L'equazione chimica è allora bilanciata.

Bilanciare le seguenti reazioni chimiche

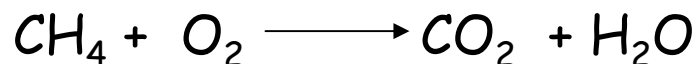
Reazioni acido-base:



Reazioni di precipitazione:



Reazioni di combustione:



Reazioni di ossido-riduzione:

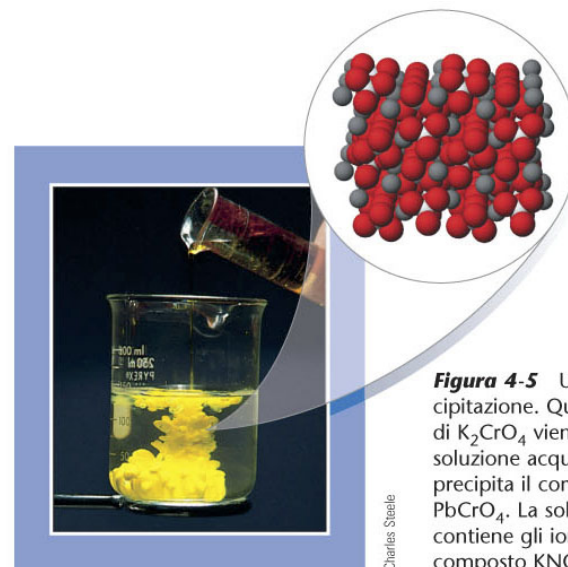
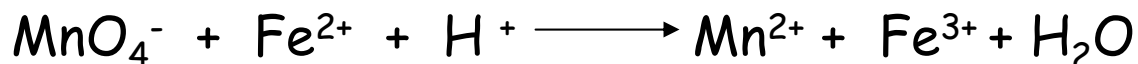
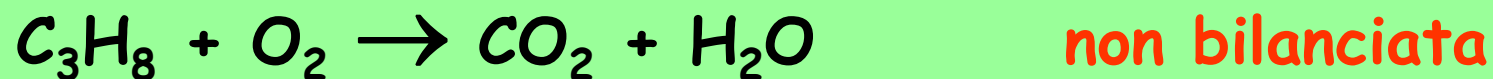


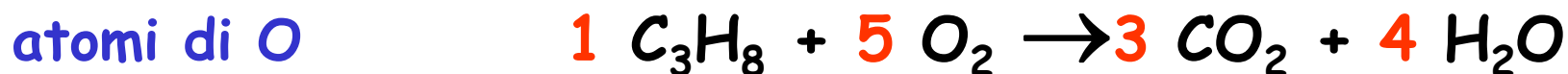
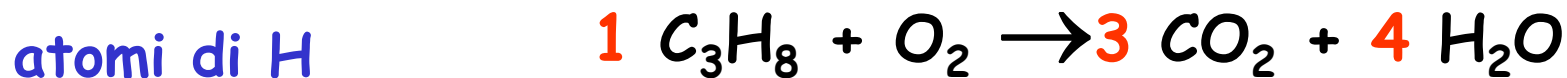
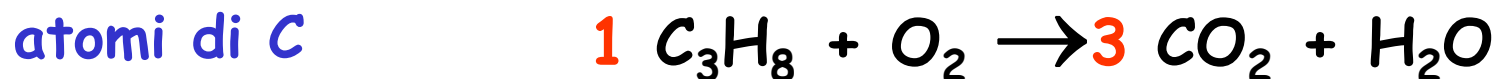
Figura 4-5 Una reazione di precipitazione. Quando una soluzione di K_2CrO_4 viene aggiunta a una soluzione acquosa di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, precipita il composto giallo PbCrO_4 . La soluzione risultante contiene gli ioni K^+ e NO_3^- del composto KNO_3 .

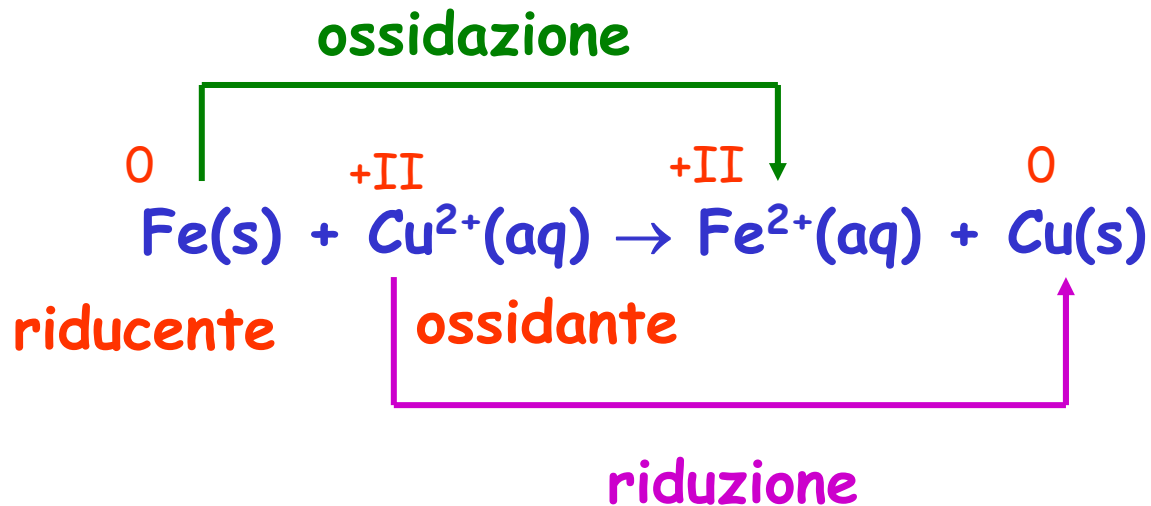
Charles Steele

- iniziare dagli atomi contenuti in una sola sostanza tra i reagenti e i prodotti
- se uno dei reagenti/prodotti è un elemento libero, bilanciarlo 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

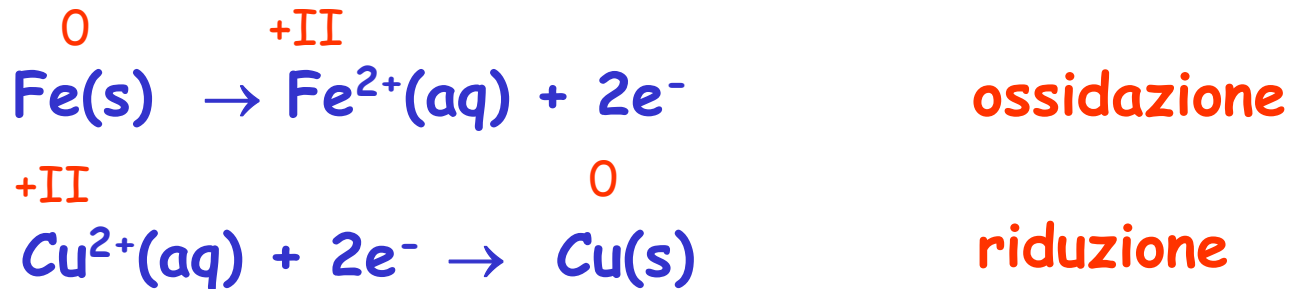


Procedimento per tentativi

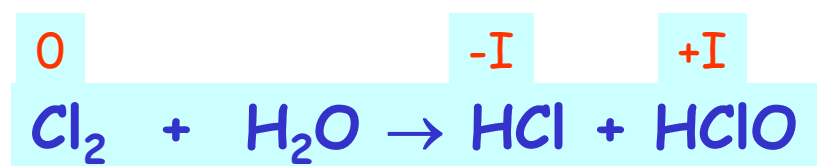
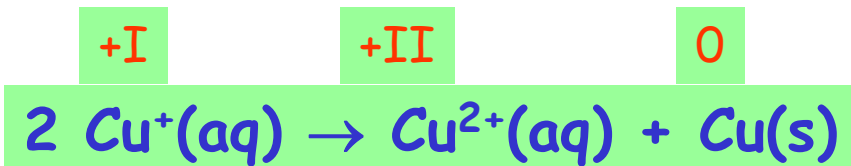




Due semireazioni: una implica perdita di elettroni (**ossidazione**)
l'altra implica acquisto di elettroni (**riduzione**).



Reazioni di disproporzionamento o dismutazione

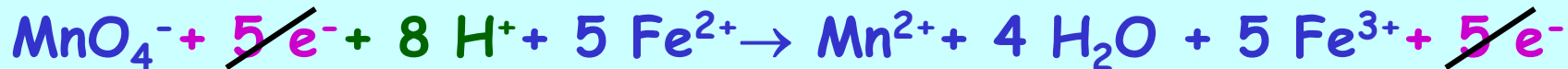
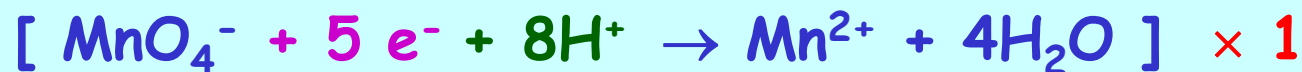
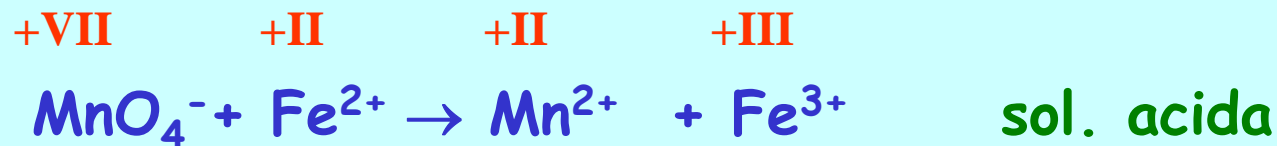


Bilanciamento delle Equazioni di ossido-riduzione

Metodo delle semireazioni (equazioni in forma ionica).

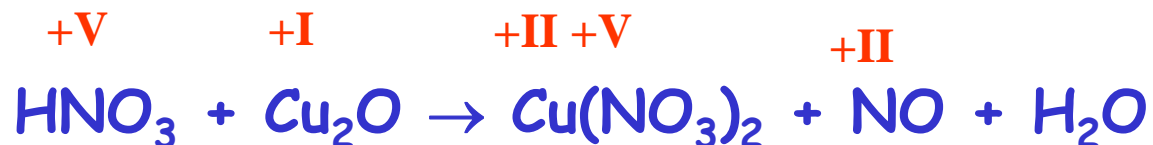
- 1- **Identificare** le **specie** che si sono **ossidate** e **ridotte (N.O.)**
- 2- Scrivere le due **semireazioni**, esplicitando gli **elettroni** scambiati
- 3- **Bilanciare le semireazioni** rispetto alla **carica elettrica** e poi rispetto alla massa (agli **atomi**) usando **H^+/H_2O** in **soluzione acida** o **OH^-/H_2O** in **soluzione basica**
- 4- **Moltiplicare** per gli opportuni coefficienti le due **semireazioni**, in modo da **eguagliare il numero di elettroni scambiati**
- 5- **Combinare le semireazioni** bilanciate **eliminando gli elettroni**

Esempio:

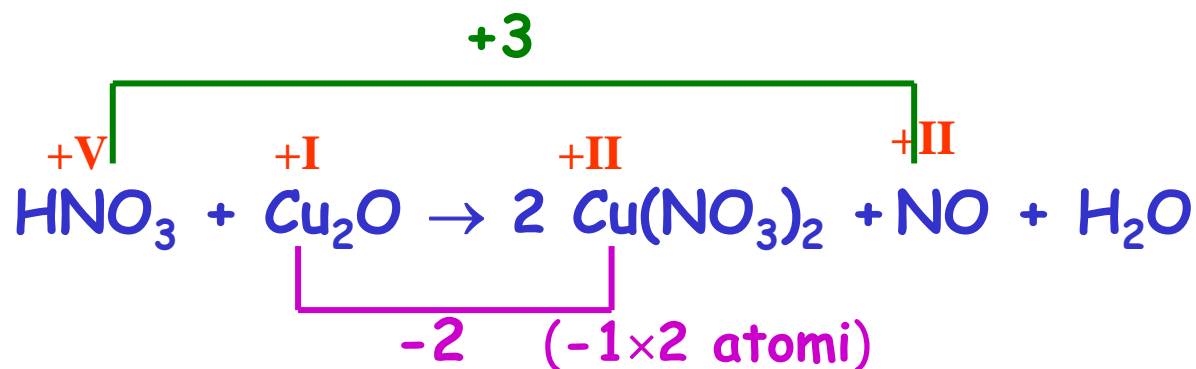


Reazioni molecolari: metodo semplificato (del numero di ossidazione).

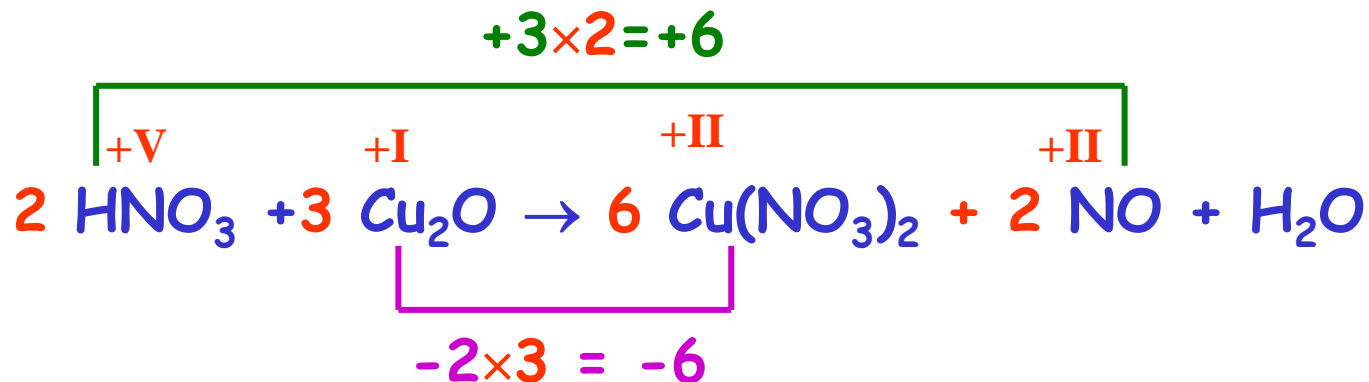
Es.:



Si **evidenziano** le **semireazioni** con delle **frecce esterne** fra gli **atomi che cambiano N.O.**, si **bilanciano gli atomi** e sulle frecce si scrive la **variazione totale del numero d'ossidazione**



Si **moltiplicano** per **opportuni fattori** le specie implicate (**3** e **2**)



Gli **atomi rimanenti** vanno **bilanciati** mediante **verifica**:



Nel bilanciamento di N si aggiungono a sinistra 12 HNO_3 con l'azoto nello stesso stato di ossidazione dei 12 ioni NO_3^- a destra.

Il metodo è inadeguato per reazioni ioniche, specie in soluzione basica.

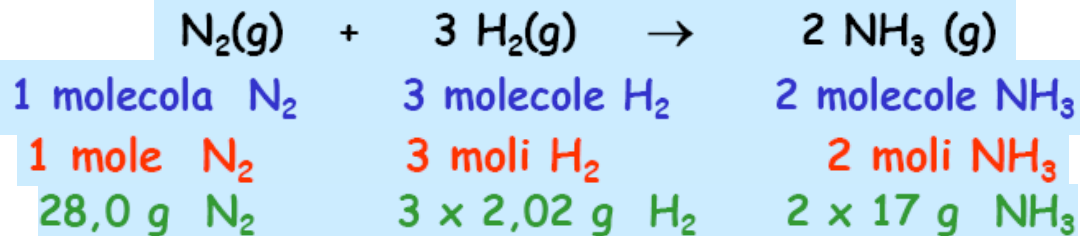
Stechiometria delle reazioni

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.

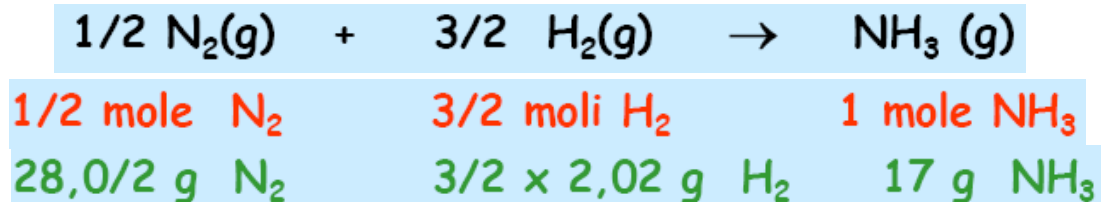
Tipici problemi della stechiometria sono:

Quanto idrogeno è necessario per produrre 100 Kg di NH_3 ?

Quanta NH_3 si ottiene da 100 Kg di N_2 ?



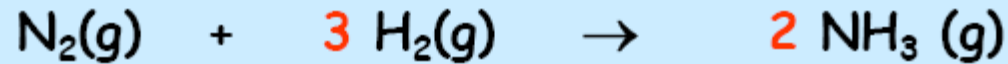
N.B.: Sono possibili anche coefficienti stechiometrici frazionari, in questo caso però:



Ma non



Esempio



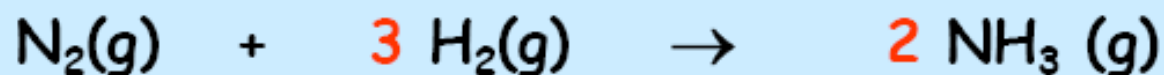
Quale è la massa di idrogeno necessaria per produrre 907 Kg di ammoniaca?

- 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 NH_3 a H_2

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

Converte da moli di H_2 a NH_3

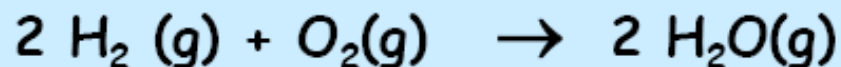
Controllando l'analisi dimensionale.

- Infine si convertono la moli di H_2 in grammi di H_2

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

Reagente Limitante e Reagente in Eccesso

Consideriamo la reazione



Supponiamo di far reagire 1 mole di H_2 e 1 mole di O_2 .

Si considerano le moli di H_2O che si possono ottenere da partire da ciascuno dei reagenti come se l'altro fosse quello in eccesso

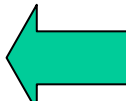
$$\text{Moli di } \text{H}_2\text{O} \text{ ottenute da } \text{H}_2 = 1 \text{ mol } \text{H}_2 \times \frac{2 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mol } \text{H}_2} = 1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}$$

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

H_2 è il reagente limitante: una volta prodotta una mole di H_2O la reazione si ferma e rimane ossigeno in eccesso.

Altro modo:

Moli di O_2 che reagiscono con 1 mole di H_2 :

$$1 \text{ mol } \cancel{H_2} \times \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } \cancel{H_2}} = 0,5 \text{ mol } O_2$$


Moli di H_2 che reagiscono con 1 mole di O_2 :

$$1 \text{ mol } \cancel{O_2} \times \frac{2 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } \cancel{O_2}} = 2 \text{ mol } H_2$$

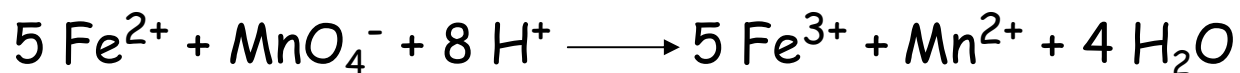
Resa di Reazione

La resa di una reazione è il rapporto, moltiplicato 100, tra la massa del prodotto ottenuto e quella massima, calcolata considerando la stechiometria della reazione e riferendosi alla quantità del reagente limitante

H_2 è il reagente limitante (può reagire tutto con la quantità di O_2 data). O_2 è in eccesso: reagiscono solo 0,5 moli di O_2 e 0,5 moli restano non reagite. Alla fine della reazione ho una miscela di 1 mole di H_2O + 0,5 moli di O_2

Equivalenti

Come la **mole**, l'**equivalente** definisce una quantità di sostanza, ma mentre la **quantità in grammi** che corrisponde ad **una mole è sempre la stessa** (uguale al peso molecolare della sostanza), **quella** che corrisponde ad **un equivalente** **NO** (dipende dai **coefficienti stechiometrici** della reazione), e quindi, per la stessa sostanza, **può variare** da reazione a reazione.



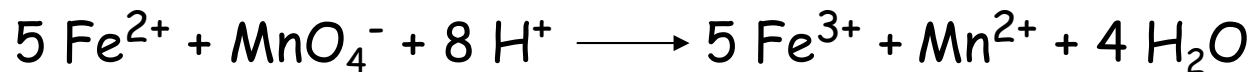
1 mole di MnO_4^- ossida 5 moli di Fe^{2+} , quindi **1/5 di mole** di MnO_4^- (**1 equivalente** di MnO_4^-) ossida **1 mole** di Fe^{2+} (**1 equivalente** di Fe^{2+}). Nelle **ossidazioni-riduzioni** un **equivalente** di sostanza **acquista o cede una mole di elettroni**.

$$\text{Peso Equivalente} = \text{PE} = \text{PM} / n$$

$$n = n^\circ \text{ di elettroni scambiati}$$

$$n^\circ \text{ equivalenti} = g / \text{PE}$$

Nelle reazioni il rapporto tra gli equivalenti che reagiscono è sempre 1:1



5 moli (279.2 g) di Fe^{2+} reagiscono con 1 mole (118.9 g) di MnO_4^-

1 equivalente di Fe^{2+} (55.84 g) reagisce con 1 equivalente (23.78 g) di MnO_4^-



$$\text{PE} = \text{PA}$$



$$\text{PE} = \text{PM} / 5$$

5 equivalenti di Fe^{2+} (279.2 g) reagiscono con 5 equivalenti (118.9 g) di MnO_4^-

Nelle **reazioni acido-base** un equivalente di sostanza **acquista o cede una mole di ioni H^+** .

SOLUZIONI

Una soluzione è una miscela omogenea in cui una sostanza (**soluto**), solida, liquida o gassosa, si scioglie in una sostanza liquida (**solvente**), originando una fase liquida omogenea.

La massima quantità di soluto che si può sciogliere dipende dalla forza delle **interazioni soluto-solvente**

Soluzione non satura: soluzione che contiene quantità di soluto inferiori alla massima quantità dissolvibile.

Soluzione satura: soluzione nella quale è disciolta la massima quantità di soluto possibile.

Soluzione sovrasatura: soluzione instabile che contiene una quantità di soluto superiore alla massima quantità.

La concentrazione di una soluzione satura all'equilibrio è detta **SOLUBILITA'**.

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

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:

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

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

Mentre massa e volume sono proprietà **estensive** (= dipendono dalla quantità di materia considerata), la densità è una proprietà **intensiva** (=è indipendente dalla quantità di materia).

Problema: In un esperimento occorrono 43,7 g di alcool isopropilico. Sapendo che la densità dell'alcool isopropilico è 0,785 g/ml, quale volume di alcool bisogna usare?

Dalla definizione di densità abbiamo:

$$V = \frac{m}{d} = \frac{43,7 \text{ g}}{0,785 \text{ g/ml}} = 55,7 \text{ ml}$$

Concentrazione

$$\frac{\text{quantità di soluto}}{\text{quantità di soluzione/ solvente}}$$

- **Molarità (M):** numero di moli di soluto per litro di soluzione.
 - *Moli / L*
- **Formalità (F):** numero di grammoformula per litro di soluzione.
 - *gformula / L*
- **Molalità (m):** numero di moli di soluto per chilogrammo di solvente.
 - *Moli / Kg solvente*
- **Normalità (N):** numero di equivalenti di soluto per litro di soluzione.
 - *eq / L*
- **Frazione Molare (χ):** rapporto tra il numero di moli di soluto ed il numero totale di moli (soluto + solvente).
 - *Moli(soluto) / Moli(soluto) + Moli(solvente)*
- **Percentuale (%):** può essere espressa in peso, in volume o in moli per il rapporto soluto/soluzione.

Molarità

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

Una soluzione ottenuta sciogliendo 0.20 moli di NaCl in acqua

sino ad un volume di 2.0 L ha molarità: $\frac{0.20 \text{ moli}}{2.0 \text{ litri}} = 0.10 \text{ mol/L} = 0.10 \text{ M}$

Percentuale in massa di soluto

$$\% = \frac{\text{massa di soluto}}{\text{massa della soluzione}} \times 100$$

In una soluzione ottenuta mescolando 3.5 g di NaCl e 96.5 g

di acqua si ha:

$$\% \text{ NaCl} = \frac{3.5 \text{ g}}{3.5 \text{ g} + 96.5 \text{ g}} \times 100 = 3,5 \%$$

Molalità

$$\text{molalità} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{Kg di solvente}}$$

Una soluzione ottenuta sciogliendo 0.20 moli di NaCl in 2000 g

di acqua ha molalità:

$$\frac{0.20 \text{ moli}}{2.0 \text{ Kg}} = 0.10 \text{ mol/Kg} = 0.10 \text{ m}$$

Frazione molare

Per una soluzione fra due componenti A e B :

$$x_A = \frac{\text{moli di A}}{\text{moli di A} + \text{moli di B}}$$

Una soluzione ottenuta sciogliendo 0.0315 moli di glucosio in 25.2 g di acqua la frazione molare del glucosio è:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{25.2 \text{ g}}{18.0 \text{ g/mol}} = 1.40 \text{ mol}_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$x_{\text{glucosio}} = \frac{0.0315}{0.0315 + 1.40} = 0.022$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} + x_{\text{glucosio}} = 1$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1.40}{0.0315 + 1.40} = 0,978$$

Molalità → Frazione molare

Una soluzione di glucosio è 0.120 m. Calcolare le frazioni molari

$$\text{moli}_{\text{glucosio}} = 0.120$$

$$\text{moli}_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{1000 \text{ g}}{18 \text{ g/mol}} = 55.6 \text{ mol}$$

$$x_{\text{glucosio}} = \frac{0.120}{0.120 + 55.6} = 0.00215$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{55.6}{0.120 + 55.6} = 0.998$$

Molalità → % massa

Calcolare la % in massa di una soluzione di glucosio 0.120 m.

0.120 moli di glucosio per 1 Kg di solvente (acqua). Si ha quindi:

$$\text{massa}_{\text{glucosio}} = 0.120 \text{ mol} \times 180.2 \text{ g/mol} = 21.6 \text{ g}$$

$$\text{massa}_{\text{H}_2\text{O}} = 1000 \text{ g}$$

$$\% \text{ massa}_{\text{glucosio}} = \frac{21.6}{1000 + 21.6} \times 100 = 2.11 \%$$

Frazione molare → Molalità

Calcolare la molalità di una soluzione acquosa di glucosio la cui frazione molare è 0.150.

1 mole di soluzione contiene 0.150 moli di glucosio e $(1 - 0,150) = 0.850$ moli di acqua. Si ha quindi: $\text{massa}_{\text{H}_2\text{O}} = 0.850 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 15.3 \text{ g}$

$$\text{molalità}_{\text{glucosio}} = \frac{0.150 \text{ mol}}{15.3 \times 10^{-3} \text{ Kg}} = 9.8 \text{ m}$$

Frazione molare → % massa

Calcolare la % in massa di una soluzione acquosa di glucosio la cui frazione molare è 0.150.

1 mole di soluzione contiene 0,150 moli di glucosio e $(1 - 0.150) = 0.850$ moli di acqua. Si ha quindi:

$$\text{massa}_{\text{glucosio}} = 0.150 \text{ mol} \times 180.2 \text{ g/mol} = 27.0 \text{ g}$$

$$\text{massa}_{\text{H}_2\text{O}} = 0.850 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 15.3 \text{ g}$$

$$\% \text{ massa}_{\text{glucosio}} = \frac{27.0 \text{ g}}{27.0 \text{ g} + 15.3 \text{ g}} \times 100 = 63.8 \%$$

Molalità → Molarità

Calcolare la molarità di una soluzione 0.273 m di KCl in acqua [densità $1.011 \times 10^3 \text{ g/L}$]

Per 1 Kg di solvente vi sono 0.273 moli di KCl e quindi:

$$\text{massa}_{\text{KCl}} = 0.273 \text{ mol} \times 74.6 \text{ g/mol} = 20.4 \text{ g}$$

$$\text{massa}_{\text{tot}} = \text{massa}_{\text{KCl}} + \text{massa}_{\text{H}_2\text{O}} = 1000 \text{ g} + 20.4 \text{ g} = 1020 \text{ g} = 1.02 \times 10^3 \text{ g}$$

Nell'espressione per il calcolo della molarità c'è però il volume in litri della soluzione, calcolabile tramite la densità:

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

$$\text{volume} = \frac{\text{massa}}{d} = \frac{1.02 \times 10^3 \text{ g}}{1.011 \times 10^3 \text{ g/L}} = 1.009 \text{ L}$$

$$\text{molarità} = \frac{0.273 \text{ mol}}{1.009 \text{ L}} = 0.271 \text{ M}$$

Si noti che per
soluzioni diluite
molarità \cong molalità

Molarità \longrightarrow Molalità

Calcolare la molalità di una soluzione 0.907 M di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ in acqua, avente densità 1.252 g/ml.

Per 1 litro di soluzione vi sono 0.907 moli di $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$. La massa di un litro di soluzione è:

$$\text{massa}_{\text{soluzione}} = \text{volume} \times d = 1.000 \times 10^3 \text{ mL} \times 1.252 \text{ g/mL} = 1252 \text{ g}$$

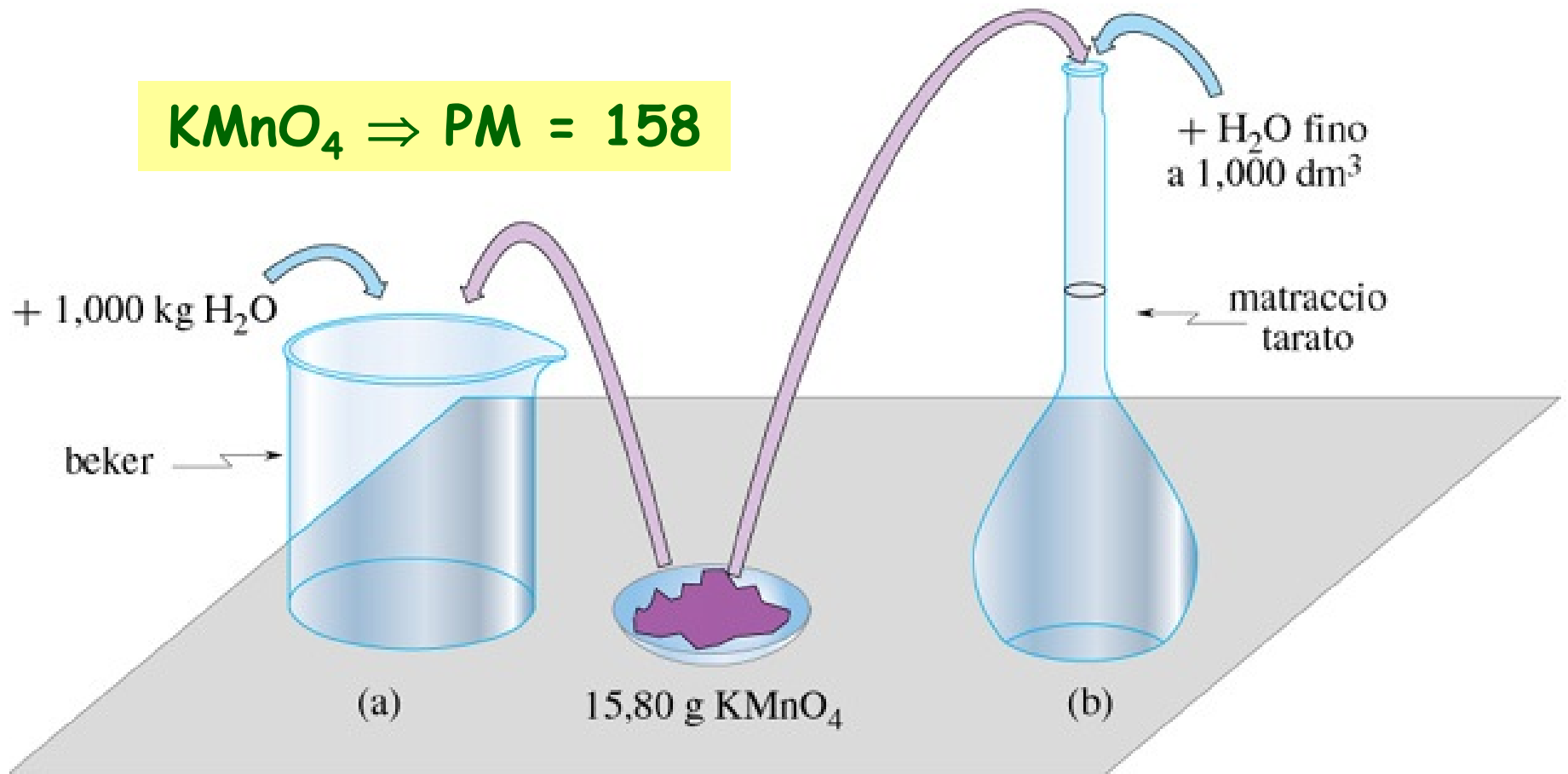
$$\text{La massa di } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ è } = 0.907 \text{ mol} \times 331.2 \text{ g/mol} = 300 \text{ g}$$

$$\text{La massa di acqua è } = 1252 \text{ g} - 300 \text{ g} = 952 \text{ g}$$

La molalità è quindi:

$$\text{molalità} = \frac{0.907 \text{ mol}}{0.952 \text{ Kg}} = 0.953 \text{ m}$$

Come si prepara una soluzione



- a) Soluzione 0,1 molale (0,1 m)
- b) Soluzione 0,1 molare (0,1 M)

MOLARITA' (M)

M = molarità

n = numero di moli

V = volume in litri

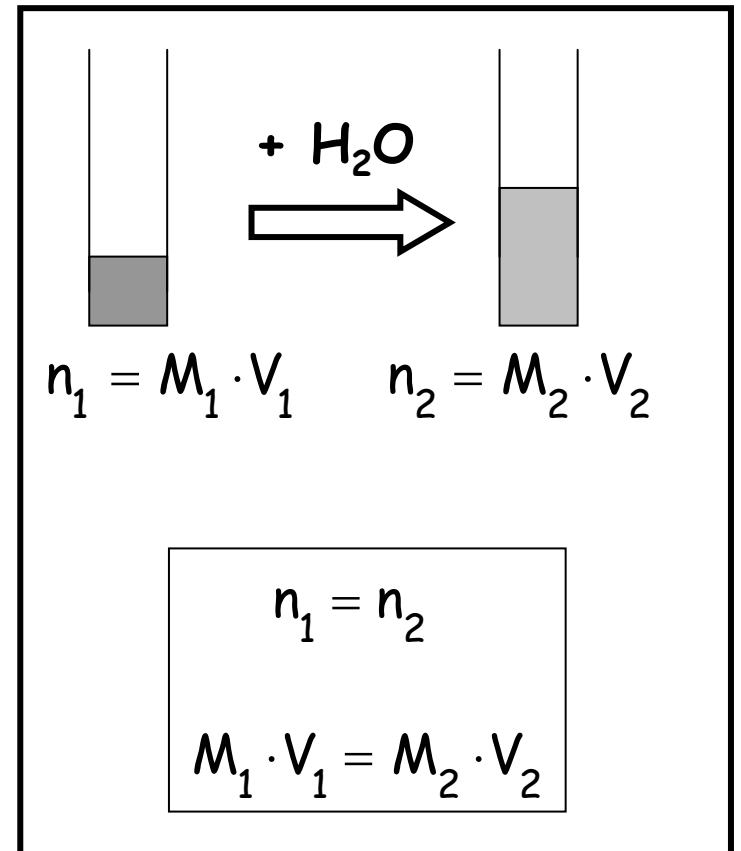
$$M = \frac{n}{V}$$

$$n = M \cdot V$$

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

DILUIZIONE

Nelle operazioni di diluizione il
numero di moli di soluto si conserva.



Esempio

Si abbia una soluzione **0.8 M** di NaCl. **Quanti mL** di questa soluzione devono essere usati per preparare **100 mL** di una nuova soluzione di concentrazione **0.2 M**?

$$M_i = 0,8 \text{ M}$$

$$V_i = \text{incognita}$$

$$M_f = 0,2 \text{ M}$$

$$V_f = 100 \text{ ml}$$

$$M_i \times V_i = M_f \times V_f$$

$$V_i = \frac{M_f \times V_f}{M_i} = \frac{0.2 \text{ M} \times 100 \text{ mL}}{0.8 \text{ M}} = 25 \text{ mL}$$

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**:

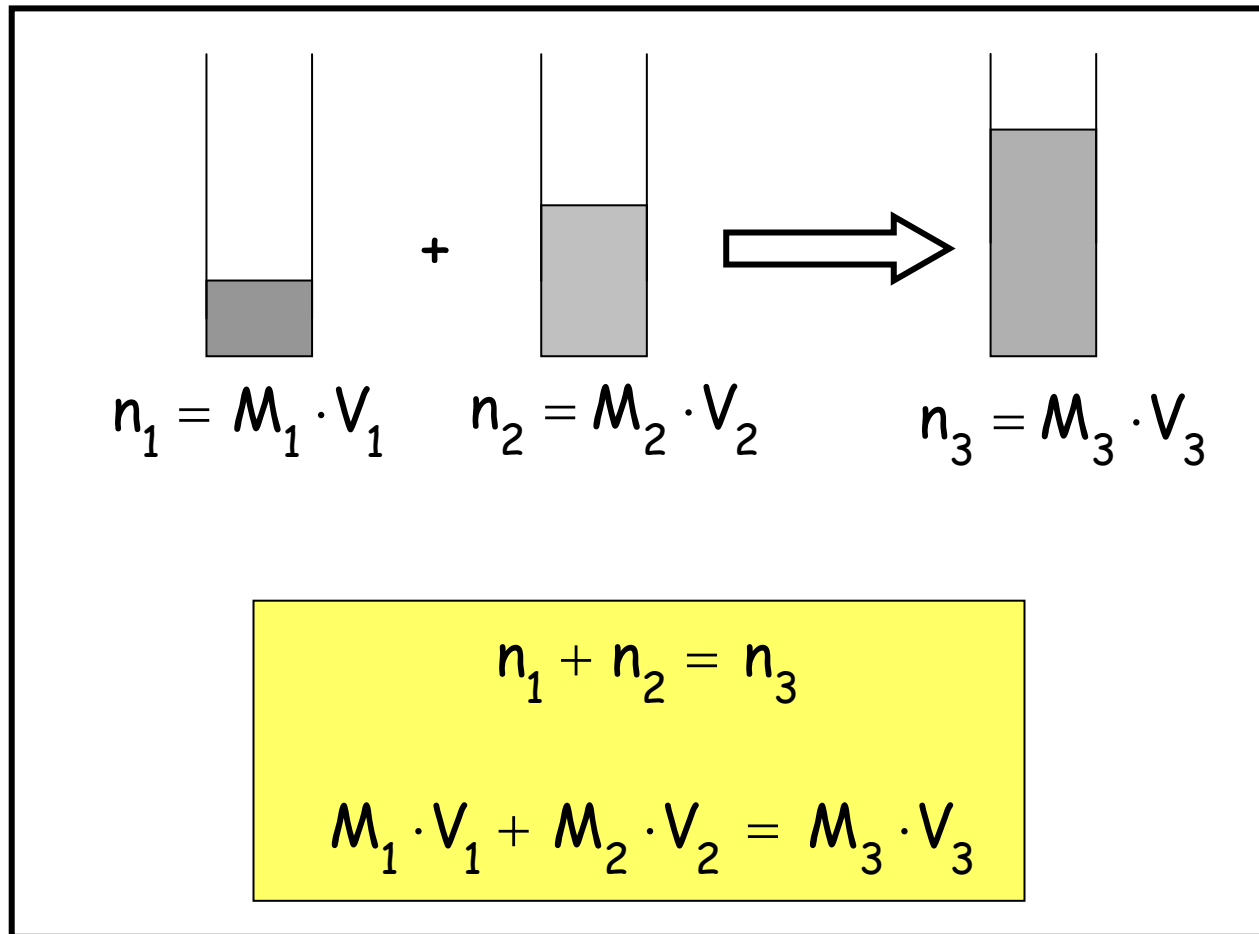
$$1) n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = M \times V = 0.175 \text{ mol/L} \times 35.0 \times 10^{-3} \text{ L} = 6.125 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$2) n_{\text{NaOH}} = n_{\text{H}_2\text{SO}_4} \times \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1.225 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

$$3) V_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{1,225 \times 10^{-2} \text{ mol}}{0,250 \text{ mol/L}} = 4,90 \times 10^{-2} \text{ L} \equiv 49 \text{ mL}$$

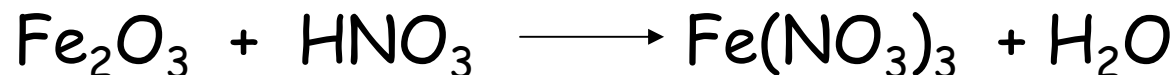
MESCOLAMENTO

Nelle operazioni di mescolamento **il numero di moli di soluto si conserva.**



Esercizi 1

- 1 Quanto HNO_3 reagisce con 250 g di Fe_2O_3 e quanto $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ si forma?
La reazione (da bilanciare) è la seguente:



R: 591.7 g HNO_3 ; 757.2 g $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

- 2 Quanti g di NaBiO_3 e quale volume di H_2SO_4 al 35% ($d = 1.11 \text{ g/mL}$) occorre per far reagire 145.5 g di un minerale che contiene il 42% in peso di FeS ; quanti g di $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ si formano?
La reazione (da bilanciare) è la seguente:



R: 875.5 g NaBiO_3 ; 1.67 L H_2SO_4 ; 138.8 g $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

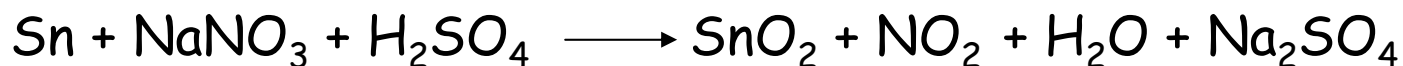
Esercizi 2

- 1 220 g di AgNO_3 aggiunti ad una soluzione di 98 g di CaCl_2 . Quanto reagente in eccesso rimane e quanti g di AgCl e $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ si formano?



R: 185.6 g AgCl ; 106.2 g $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; 26.1 g CaCl_2 non reagiti

- 2 Quante moli di NO_2 si formano da 163 g di Sn, 450 mL di una soluzione di NaNO_3 al 48% ($d = 1.12 \text{ g/mL}$) e 680 g di H_2SO_4 al 63% in peso?



R: 2.85 moli NO_2

Esercizi 3

1 Calcolare la molarità degli ioni SO_4^{2-} nella soluzione ottenuta mescolando 65.2 mL di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 1,13 F con 25.8 mL di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 0,189 F

R: 2,59 M

2 Calcolare la molarità degli ioni Cl^- nella soluzione ottenuta mescolando 40,3 mL di NaCl 1,30 F con 64.8 mL di BaCl_2 0,198 F

R: 0,739 M

3 Calcolare il volume di AgNO_3 0,189 F da aggiungere a 53,2 mL di AgNO_3 1,12 F perché la concentrazione di ioni NO_3^- nella soluzione risultante sia uguale a 0,66 M

R: 52 mL

4 Calcolare il volume di soluzione 1,49 M di ioni Cl^- che si può preparare diluendo 52,8 mL di BaCl_2 1,48 F con NaCl 0,504 F.

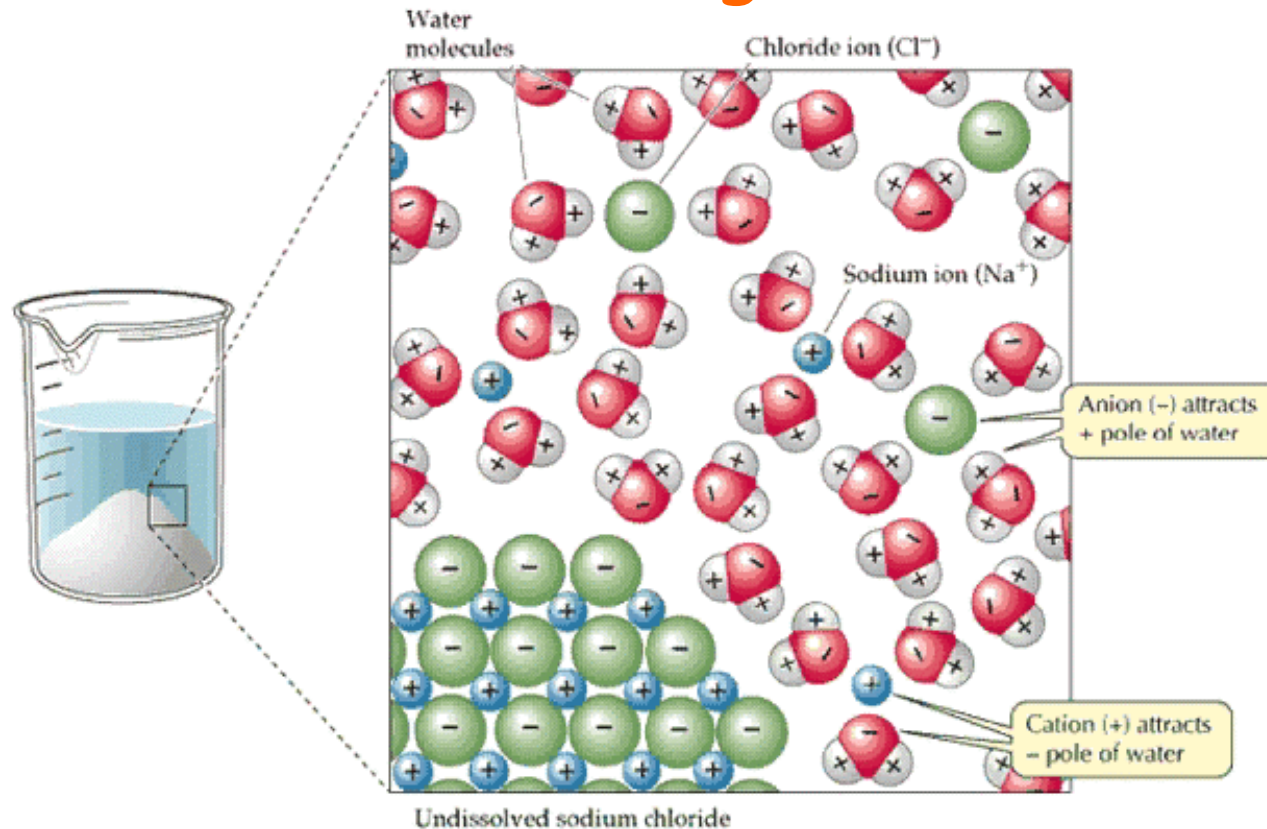
R: 131 mL

Soluzioni in un sistema liquido

- solubilità, parziale solubilità o insolubilità, come regola vale che:

“ASINUS ASINUM FRICAT”

ovvero **il simile scioglie il suo simile**



dissoluzione di un **sale**, **solvatazione degli ioni**

Elettrolita forte:

in soluzione si dissocia completamente in ioni

Es: NaCl, AgCl

Elettrolita debole:

in soluzione si dissocia parzialmente in ioni

Es: CH₃COOH

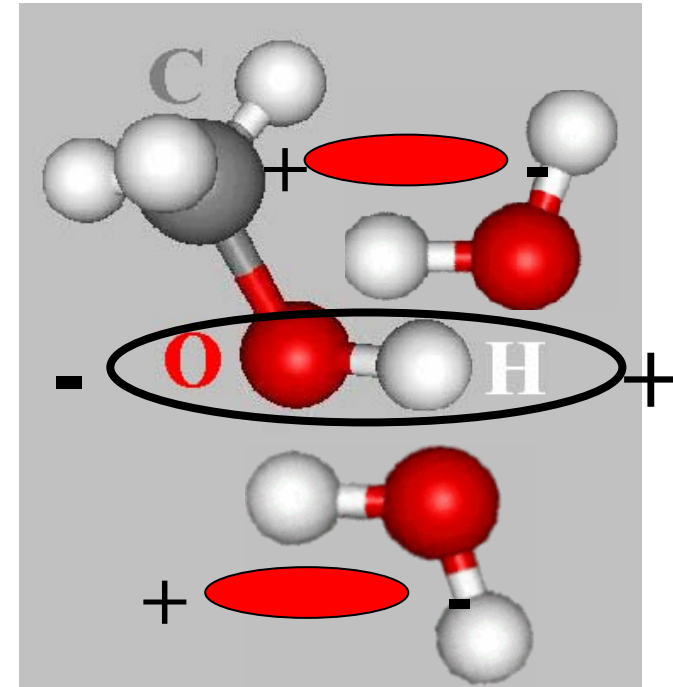
H₂O: molecola polare

Gruppo -CH₃: gruppo apolare (**idrofobo**)

Gruppi -OH, -COOH: gruppi polari (**idrofilo**)

CH₃-OH: polare, solubile in acqua in ogni rapporto

CH₃-O-CH₃: apolare, insolubile in acqua



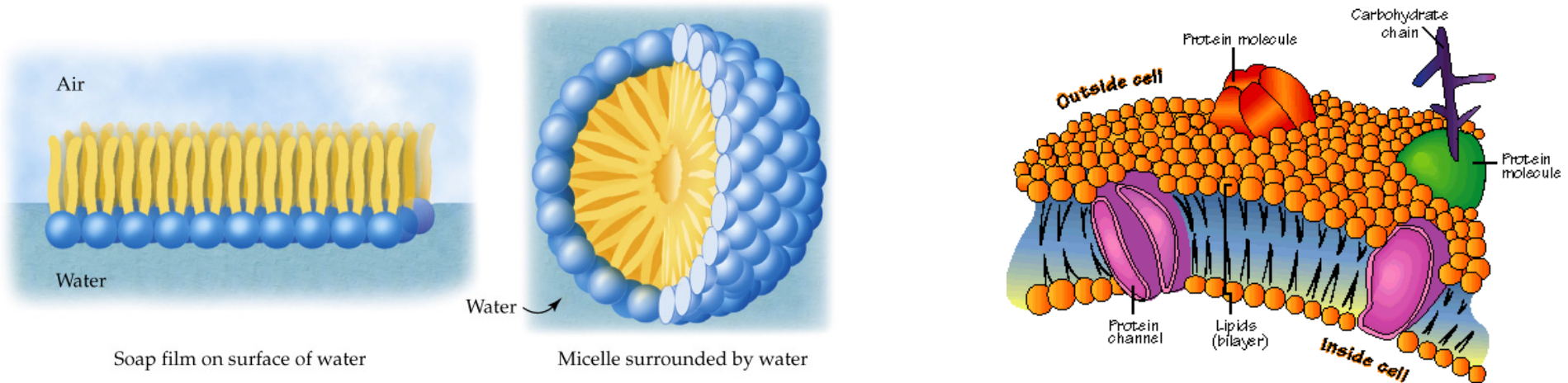
Solubilità: interazioni simili



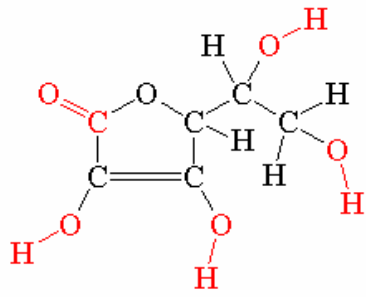
Molecola apolare: solubile in solventi apolare (Benzene)



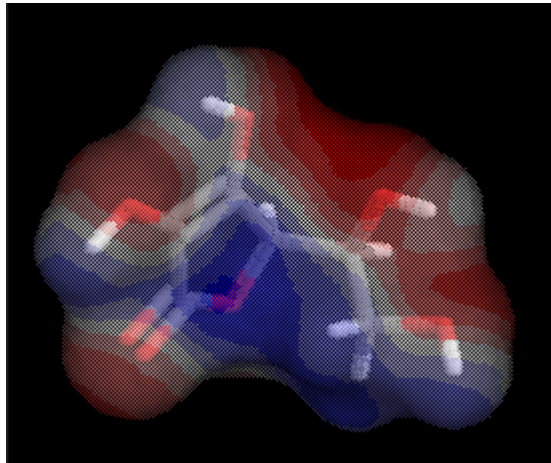
Molecola con parti polari e non polari: solubilità mista



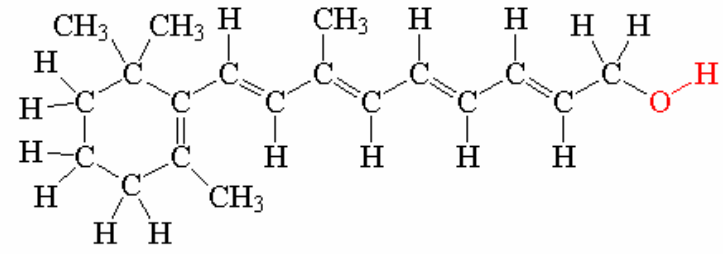
Vitamina idrosolubile



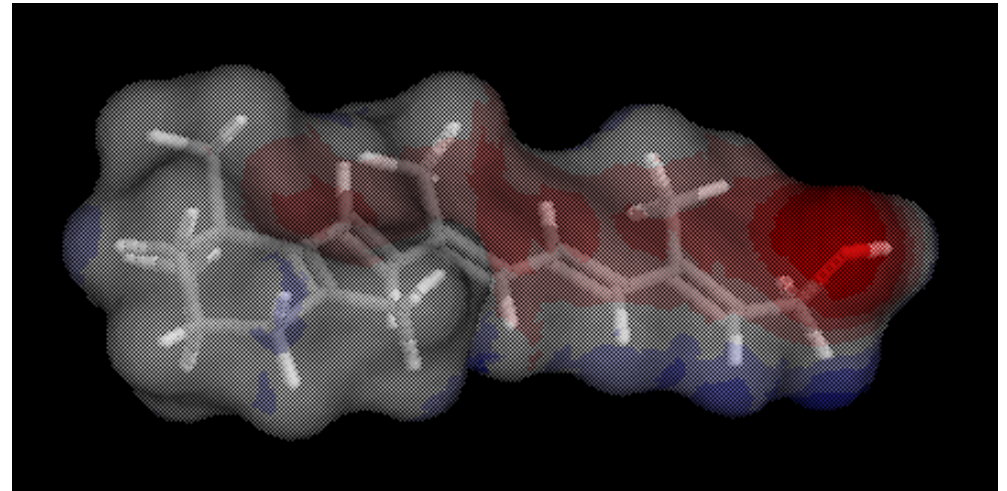
Vitamin C



Vitamina liposolubile



Vitamin A



Entalpia di soluzione

Per il processo di **soluzione di un solido in un liquido** è possibile definire un **calore o entalpia di soluzione**, ΔH_{sol} che è sostanzialmente uguale all'**energia di solvatazione (negativa)** più l'**energia reticolare (positiva)**:

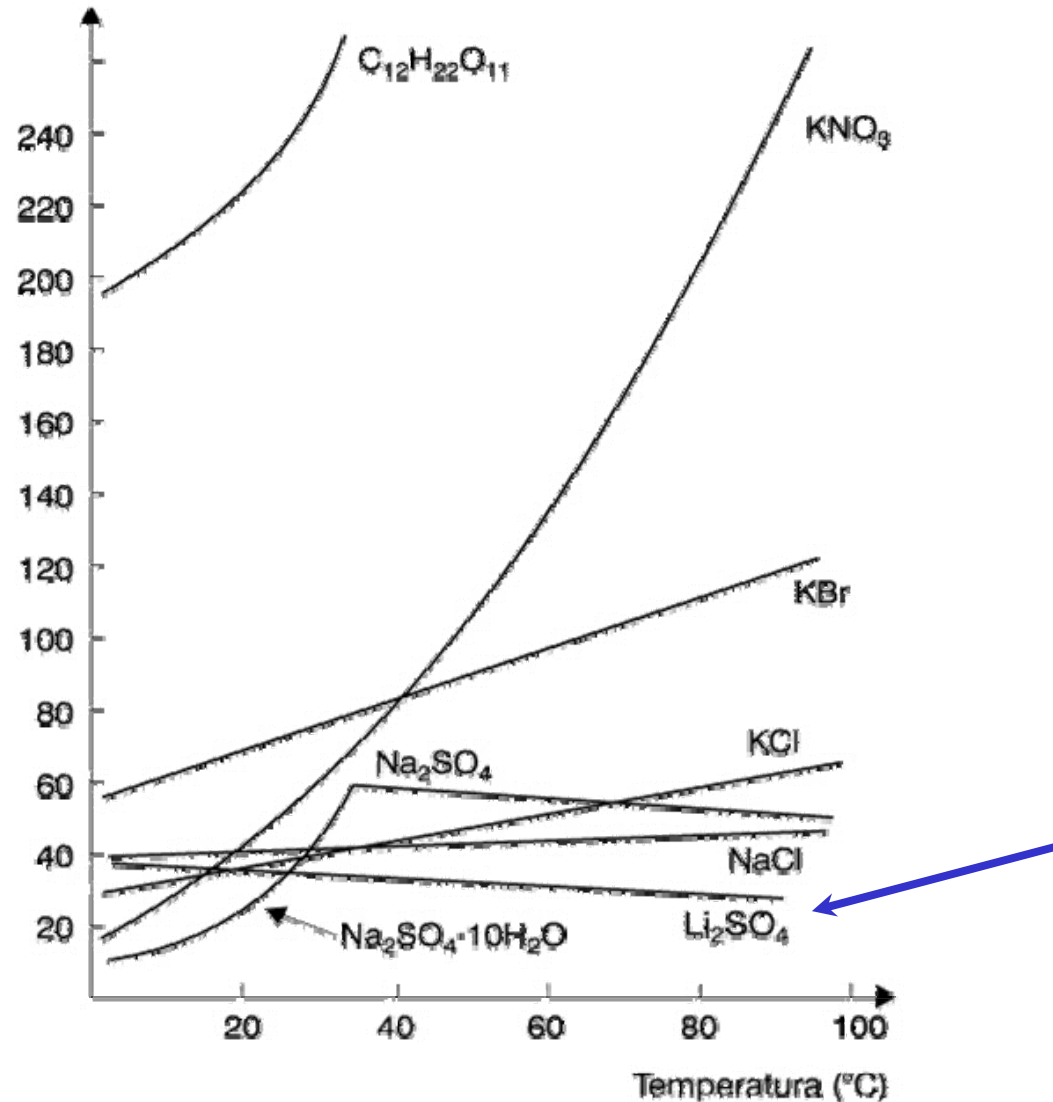
$$\Delta H_{\text{sol}} = \text{energia di solvatazione} + \text{energia reticolare}$$

Se prevale l'energia di solvatazione il processo di soluzione è **esotermico** $\Delta H_{\text{sol}} < 0$ mentre **se prevale l'energia reticolare** il processo è **endotermico**, $\Delta H_{\text{sol}} > 0$.
Solidi con $\Delta H_{\text{sol}} < 0$ sono **molto solubili** ma anche solidi con $\Delta H_{\text{sol}} > 0$ sono spesso **solubili** (purchè il ΔH_{sol} non sia troppo grande) per effetto della tendenza al **disordine**.
Di fatto, **la maggior parte dei solidi ionici solubili ha ΔH_{sol} piccolo e positivo.**

Solubilità in funzione della temperatura

Solubilità in acqua
(grammi di sostanza
in 100 g d'acqua)

Specie	ΔH_{sol} (kJ/mol)
$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	+5,5
$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$	+78,5
KBr	+19,9
KCl	+17,2
KNO_3	+34,9
NaCl	+3,9
Na_2SO_4	-2,4
Li_2SO_4	-29,8

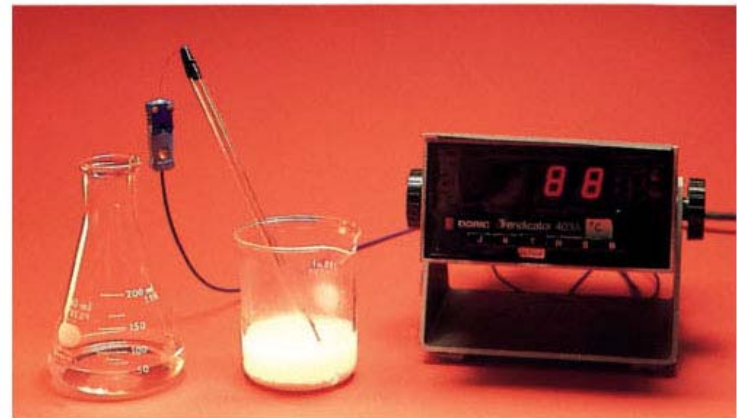
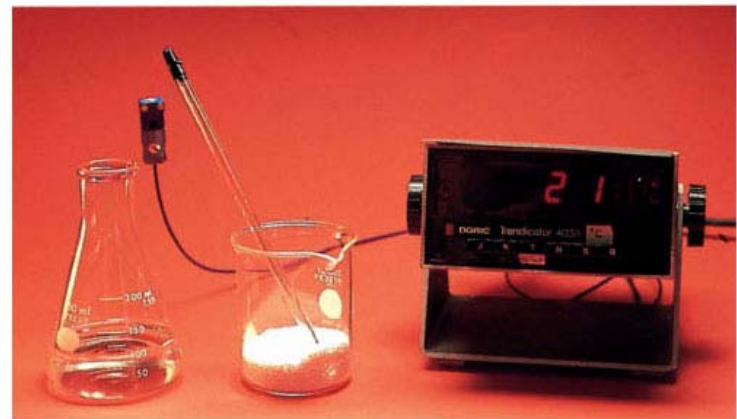


La solubilità di un solido ionico aumenta con T se $\Delta H_{\text{sol}} > 0$ mentre diminuisce se $\Delta H_{\text{sol}} < 0$ (Principio di Le Chatelier)



Charles Steele

Il nitrato di ammonio solido, NH_4NO_3 , si scioglie in acqua con un processo altamente endotermico, assorbendo calore dall'ambiente. Viene usato come impacco freddo istantaneo, in caso di infortuni (slogature e contusioni), nelle prime fasi di trattamento per ridurre il gonfiore.



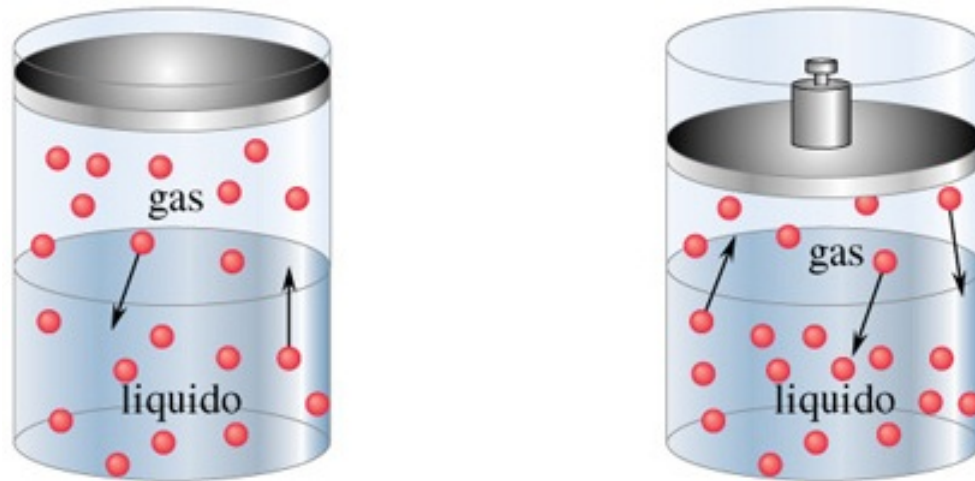
Charles Steele

La dissoluzione di cloruro di calcio anidro, CaCl_2 , nell'acqua è decisamente esotermica. Qui la temperatura aumenta da 21°C a 88°C . Questo processo di dissoluzione è utilizzato per ottenere impacchi istantanei bollenti ad uso commerciale, per il trattamento di infortuni che richiedano calore.

Solubilità dei gas

Tranne rari casi (Es. **Ammoniaca in acqua**) i gas sono **poco solubili nei liquidi** per ragioni **entropiche** (disordine molecolare molto minore in soluzione che allo stato gassoso).

La **solubilità diminuisce al crescere della temperatura** ($\Delta G = \Delta H - T\Delta S$) ed **aumenta con la pressione parziale del gas**



La **pressione** ha **poco effetto** sulla **solubilità** di **solidi** e di **liquidi**.