

Le soluzioni

- Le soluzioni sono sistemi omogenei (un'unica fase) costituiti da almeno due componenti. Il componente maggioritario e' solitamente chiamato **solvente**, i componenti in quantita' minore sono chiamati **soluti**.

Tipo di soluzione	Soluto	Solvente	Esempi
Gassosa	Gas	Gas	O ₂ in N ₂
Liquida	Gas	Liquido	CO ₂ in H ₂ O
	Liquido	Liquido	CH ₃ COOOH in H ₂ O
	Solido	Liquido	AgNO ₃ in H ₂ O
Solida	Solido	Solido	Cu in Au

La concentrazione

Si pone il problema di conoscere la quantità di soluto corrispondente ad una certa quantità di soluzione. Ad esempio: abbiamo preparato una soluzione di NaCl: quanto volume di questa soluzione dobbiamo prelevare affinché essi contengano un certo numero di moli (o un certo numero di grammi) di NaCl?

Per poter conoscere la quantità di un soluto (generalmente espressa come numero di moli, massa ...) corrispondente ad una data quantità di soluzione (generalmente espressa come massa, volume ...) dobbiamo introdurre il concetto di **concentrazione**: La concentrazione di un soluto in una soluzione è definita come la quantità di soluto corrispondente ad una quantità unitaria di soluzione o solvente.

La concentrazione

La concentrazione si calcola perciò nel modo seguente:

$$\boxed{\text{concentrazione}} = \frac{\boxed{\text{Quantità di soluto}}}{\boxed{\text{Quantità di soluzione / solvente}}}$$

La conoscenza della concentrazione di un soluto in una soluzione consente di risalire dalla quantità di soluzione alla quantità di soluto:

$$\boxed{\text{Quantità di soluto}} = \boxed{\text{concentrazione}} \times \boxed{\text{Quantità di soluzione / solvente}}$$

Misura della concentrazione

Indipendentemente dallo stato fisico dei componenti della soluzione, la quantità di soluto nel solvente (**concentrazione**) può essere espressa in modi diversi:

Concentrazione percentuale in peso %p/p (o anche %w/w): $\%p/p = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluzione}}} \cdot 100$

Concentrazione percentuale in peso su volume %p/v (o %w/v): $\%p/v = \frac{m_{\text{soluto}} \text{ (g)}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (mL)}} \cdot 100$

Concentrazione percentuale in volume %v/v: $\%v/v = \frac{V_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}}} \cdot 100$

Molarità, numero di moli di soluto per litro di soluzione: $M = [\text{Soluto}] = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (L)}}$

Frazione molare, numero di moli del soluto su numero di moli totali: $\chi = \frac{n_{\text{soluto}}}{n_{\text{soluto}} + n_{\text{solvente}}}$

In alcuni casi, è possibile convertire un modo di esprimere la concentrazione in un altro. Per fare questo, è spesso necessario conoscere la **densità** della soluzione:

$$\text{Densità} = \frac{m_{\text{soluzione}}}{V_{\text{soluzione}}}$$

Esempio:

Determinare i grammi di acido nitrico che bisogna aggiungere a 500 g di acqua per ottenere una soluzione al 6.50% in massa.

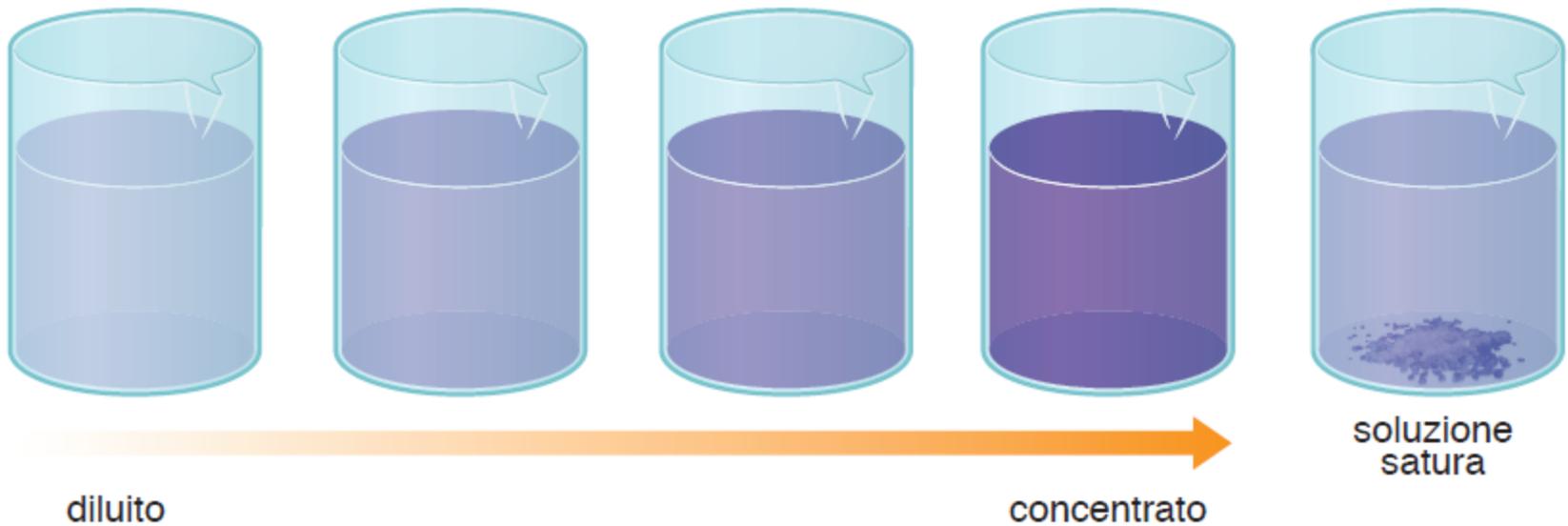
$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 500 \text{ g}$$
$$\%p/p_{\text{HNO}_3} = 6.50\% = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{m_{\text{soluzione}}} \cdot 100$$
$$m_{\text{soluzione}} = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{HNO}_3}$$
$$(m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{HNO}_3}) \cdot \%p/p_{\text{HNO}_3} = m_{\text{HNO}_3} \cdot 100$$
$$(500 + m_{\text{HNO}_3}) \cdot 6.5 = m_{\text{HNO}_3} \cdot 100 \implies m_{\text{HNO}_3} = \frac{6.5 \cdot 500 \text{ g}}{(100 - 6.5)} = \boxed{34.8 \text{ g}}$$

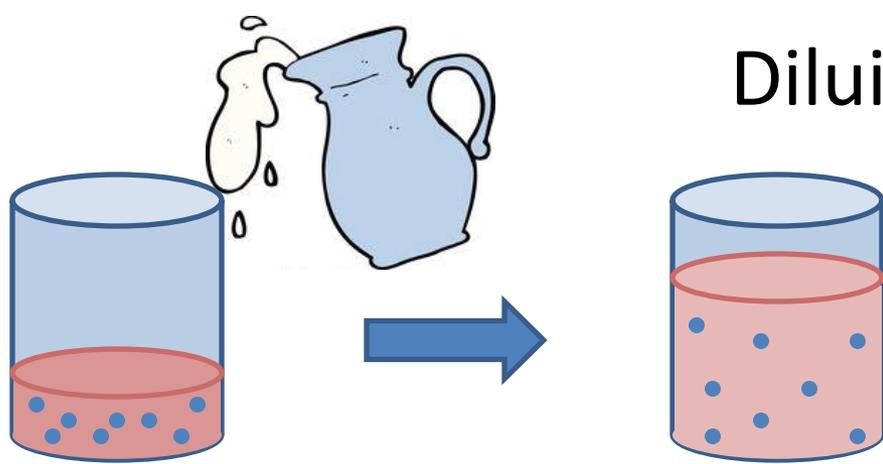
Esempio:

Quanti mL di una soluzione 1.2 M di cloruro di sodio si devono far evaporare per ottenere 2.0 g del sale?

$$m_{\text{NaCl}} = 2.0 \text{ g}$$
$$M_{\text{NaCl}} = 1.2 \text{ mol/L} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{V_{\text{soluzione}}}$$
$$n_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{mm_{\text{NaCl}}} \quad mm_{\text{NaCl}} = 58.44 \text{ g/mol} \implies n_{\text{NaCl}} = \frac{2.0 \text{ g}}{58.44 \text{ g/mol}} = 0.0342 \text{ mol}$$
$$V_{\text{NaCl}} = \frac{n_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}}} = \frac{0.0342 \text{ mol}}{1.2 \text{ mol/L}} = 0.0285 \text{ L} = \boxed{28.5 \text{ mL}}$$

Le soluzioni sature





Diluizioni

Diluire significa aggiungere solvente puro o una soluzione meno concentrata per abbassare la concentrazione.

Ma come calcoliamo la concentrazione della nuova soluzione?

Bisogna fare riferimento alle moli del soluto:

Le moli nella soluzione finale devono essere pari alle moli nella soluzione iniziale, più le moli che sono state (eventualmente) aggiunte.

Esempio:

A quale volume bisogna portare 10.0 mL di acido cloridrico 6.0 M affinché la concentrazione della soluzione diventi 0.5 M?

$$V_{\text{iniziale}} = 10.0 \text{ mL}$$

$$M_{\text{iniziale}} = 6.0 \text{ mol/L}$$

$$M_{\text{finale}} = 0.5 \text{ mol/L}$$

$$n_{\text{finali}} = n_{\text{iniziali}} = V_{\text{finale}} \cdot M_{\text{finale}} = V_{\text{iniziale}} \cdot M_{\text{iniziale}}$$

$$V_{\text{finale}} = \frac{V_{\text{iniziale}} \cdot M_{\text{iniziale}}}{M_{\text{finale}}} = \frac{10.0 \text{ mL} \cdot 6.0 \text{ mol/L}}{0.5 \text{ mol/L}} = 120 \text{ mL}$$

Esempio:

505 mL di una soluzione 0.125 M di idrossido di sodio sono stati diluiti fino a raggiungere la concentrazione di 0.100 M. Determinare il volume di acqua aggiunta.

$$V_{\text{iniziale}} = 505 \text{ mL}$$

$$M_{\text{iniziale}} = 0.125 \text{ mol/L}$$

$$M_{\text{finale}} = 0.100 \text{ mol/L}$$

$$V_{\text{finale}} \cdot M_{\text{finale}} = V_{\text{iniziale}} \cdot M_{\text{iniziale}}$$

$$V_{\text{finale}} = \frac{V_{\text{iniziale}} \cdot M_{\text{iniziale}}}{M_{\text{finale}}} = \frac{505 \text{ mL} \cdot 0.125 \text{ mol/L}}{0.100 \text{ mol/L}} = 631 \text{ mL}$$

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = V_{\text{finale}} - V_{\text{iniziale}} = (631 - 505) \text{ mL} = 126 \text{ mL}$$

Esempio:

Una soluzione viene preparata sciogliendo 3.74 g di cloruro di potassio in 500 g di acqua. La densità della soluzione ottenuta è 0.988 g cm^{-3} . Qual è la molarità della soluzione?

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (L)}}$$

$$n_{\text{soluto}} = \frac{m_{\text{soluto}}}{mm_{\text{soluto}}}$$

$$d = \frac{m_{\text{soluzione}}}{V_{\text{soluzione}}}$$

$$n_{\text{KCl}} = \frac{3.74 \text{ g}}{74.55 \text{ g/mol}} = 0.0502 \text{ mol}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 500 \text{ g} = 0.500 \text{ kg}$$

$$m_{\text{soluzione}} = 500 \text{ g} + 3.74 \text{ g} = 503.74 \text{ g}$$

$$\Rightarrow V_{\text{soluzione}} = \frac{m_{\text{soluzione}}}{d} = \frac{503.74 \text{ g}}{0.988 \text{ g cm}^{-3}} = 509.86 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{soluzione}} = 509.86 \text{ cm}^3 = 0.50986 \text{ L} \quad \Rightarrow \quad M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (L)}} = \frac{0.0502 \text{ mol}}{0.50986 \text{ L}} = \boxed{0.0985 \text{ mol/L}}$$

Esempio:

Qual è la molarità di 1 litro di soluzione acquosa di acido nitrico di densità 1.19 g mL^{-1} e 31.76% in peso.

$$M = \frac{n_{\text{soluto}}}{V_{\text{soluzione}} \text{ (L)}}$$

$$\%p/p = \frac{m_{\text{soluto}}}{m_{\text{soluzione}}} \cdot 100$$

$$mm_{\text{HNO}_3} = 63.02 \text{ mol/g}$$

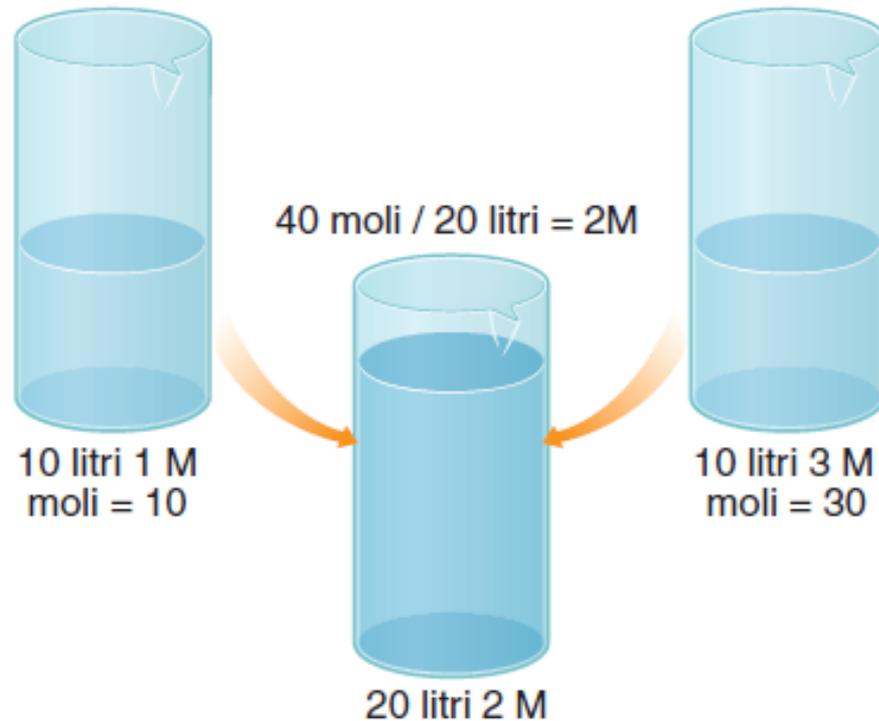
$$1 \text{ L} = 1190 \text{ g}$$

$$1 \text{ L contiene } 1190 \times 0,3176 = 377,94 \text{ g di HNO}_3$$

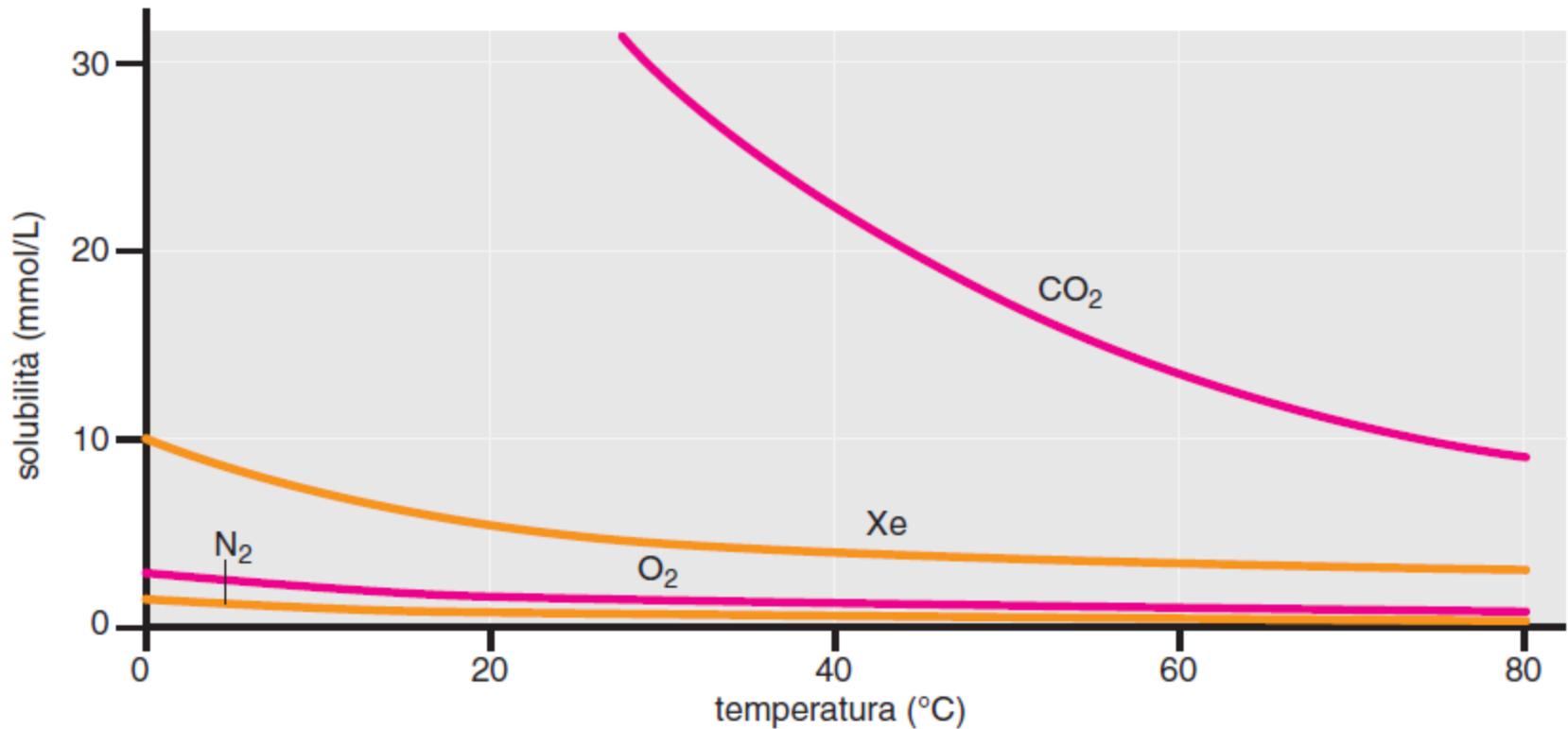
$$377,94/63,02 = 6 \text{ moli di HNO}_3$$

La soluzione è 6M

Mescolamento di soluzioni di concentrazione diversa

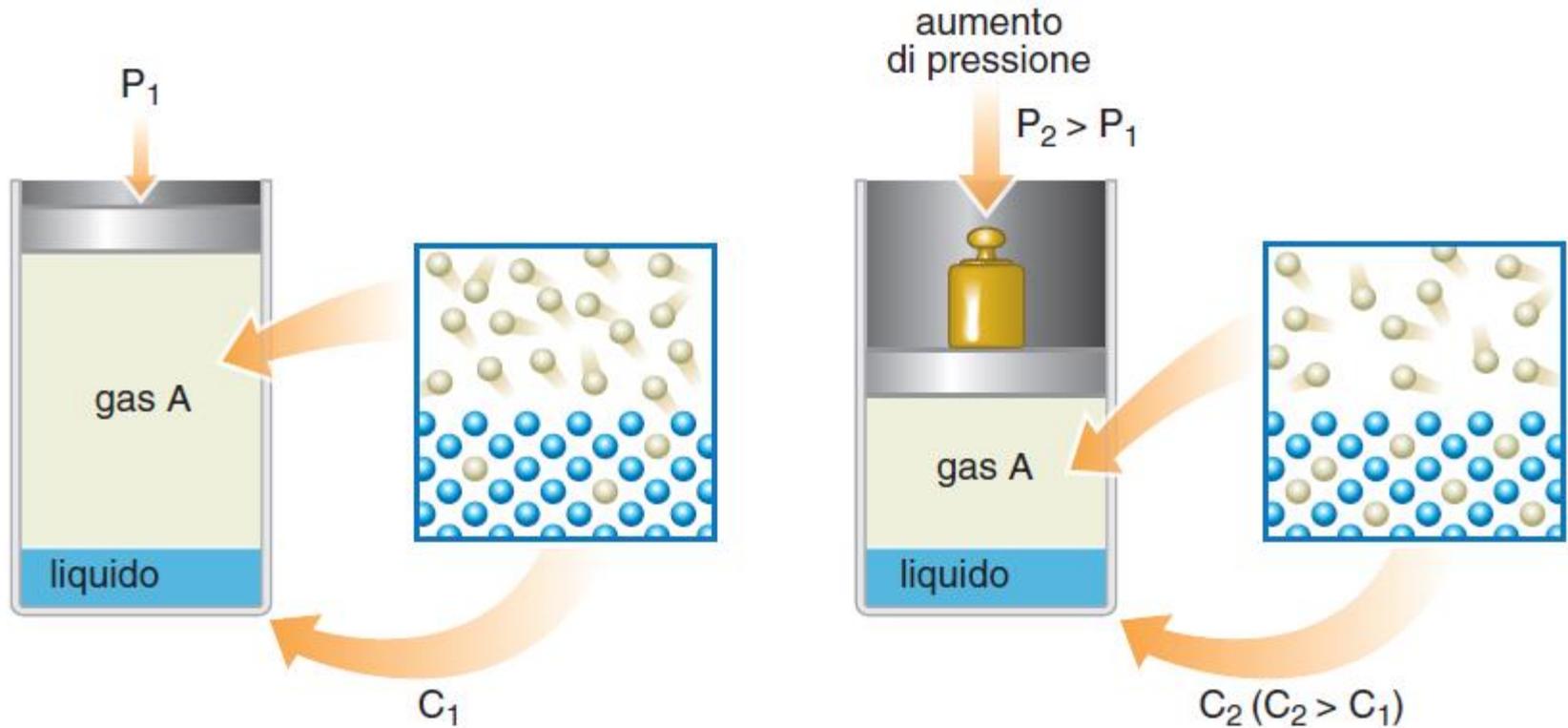


Solubilità di gas nei liquidi



T (°C)	0	10	20	40
Solubilità (mL CO ₂ /mL H ₂ O)	1,71	1,19	0,88	0,53

Solubilità di gas nei liquidi

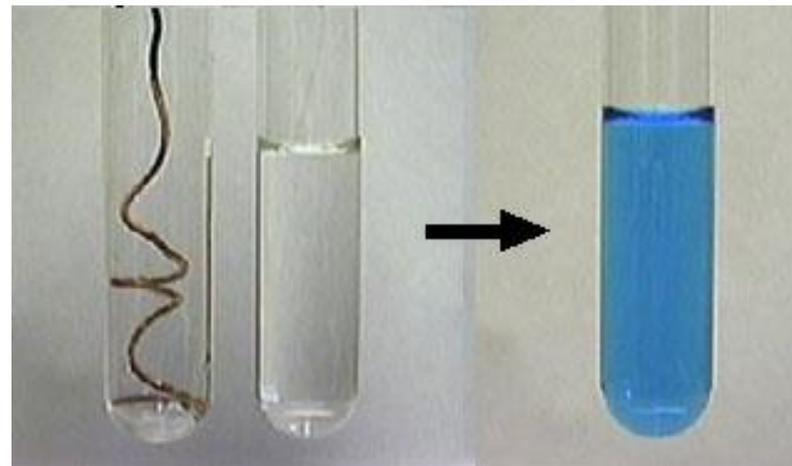


Legge di Henry: $C = kP$

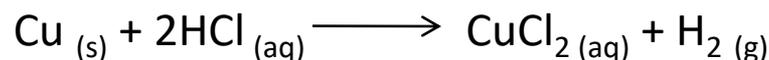
Reazioni chimiche

Le **reazioni chimiche** sono processi in cui una o più sostanze (**reagenti**) vengono trasformate in una o più sostanze diverse (**prodotti**).

Il cambiamento che si osserva è dovuto alla rottura/formazione di legami tra gli atomi.



Le reazioni chimiche vengono descritte mediante **equazioni chimiche**. Tutti reagenti della reazione vengono indicati a sinistra, tutti i prodotti della reazione vengono indicati a destra. Al centro si trova una freccia che indica il compimento della reazione.



(s), (aq) e (g) indicano lo stato fisico in cui ciascun reagente o prodotto si trova: (s) indica un solido, (aq) indica un composto in soluzione, (g) indica un gas e (l) un liquido.

A seconda del tipo di processo che avviene, le reazioni vengono chiamate:

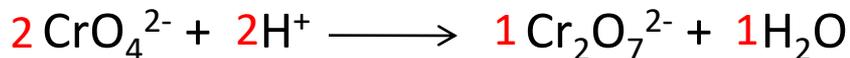
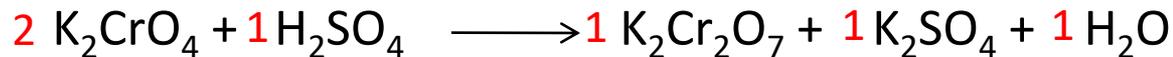
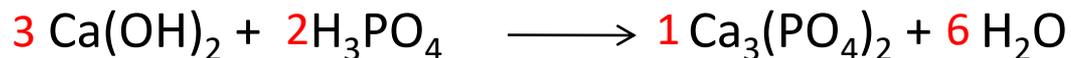
- **Reazioni acido-base:** $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- **Reazioni di ossidoriduzione:** $\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- Reazioni di scambio: $\text{FeS} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
- Reazioni di combustione: $2\text{C}_4\text{H}_{10} + 13\text{O}_2 \longrightarrow 8\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$
- ...

Bilanciamento delle equazioni chimiche

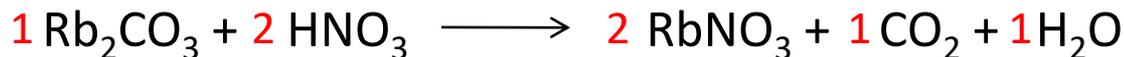
Le reazioni chimiche devono essere **bilanciate** aggiungendo **coefficienti stechiometrici** davanti ai reagenti e davanti ai prodotti in modo che:

1. Il **numero** e il **tipo di atomi** tra i reagenti sia uguale al numero e al tipo degli atomi tra i prodotti
2. La **carica totale** dei reagenti sia pari alla carica totale dei prodotti
3. Nel caso delle reazioni di ossidoriduzione, il numero di **elettroni** ceduti da un reagente sia pari al numero di elettroni accettati da un altro reagente

Esempi:



Reazione scritta in forma ionica



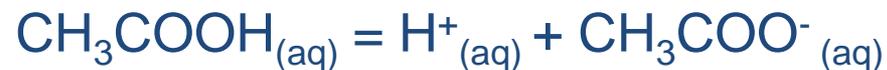
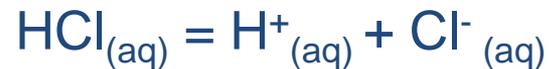
Acidi e basi: Arrhenius

Introduciamo a questo punto una classe di composti estremamente importante in rapporto alle soluzioni acquose: gli acidi e le basi.

Una prima definizione di acidi e basi è dovuta ad **Arrhenius** (1890):

Acido: composto che in soluzione acquosa si dissocia liberando ioni idrogeno

Ad esempio:



Base: composto che in soluzione acquosa si dissocia liberando ioni ossidrile o idrossido OH^-

Ad esempio:



La definizione di Arrhenius è incompleta. Ad esempio essa implica che una base debba contenere uno o più gruppi ossidrile nella formula molecolare. L'ammoniaca ha formula NH_3 , eppure si comporta inequivocabilmente come una base.

Acidi e basi: Lowry e Brönsted

Definizione di acido e base di Lowry e Brönsted (1923): **Un acido è una specie chimica capace di donare un protone, mentre una base è una specie chimica capace di acquistare un protone.**

In soluzione acquosa non esistono ioni H⁺ (protoni) liberi.

Piuttosto, lo ione idrogeno si lega ad (almeno) una molecola di acqua per formare la specie ionica H₃O⁺, detta **ione idronio**.

Sulla base di ciò, la ionizzazione di HCl in acqua può venire interpretata come il trasferimento di uno ione H⁺ da HCl ad H₂O, piuttosto che come una semplice dissociazione:



Allo stesso modo, la ionizzazione dell'ammoniaca può essere vista sempre come un trasferimento protonico da una molecola di H₂O all'ammoniaca:



Acidi e basi: Lowry e Brönsted

Nella definizione di Lowry e Brönsted, ciò che caratterizza un acido o una base è la capacità di cedere o accettare, rispettivamente, uno ione idrogeno.

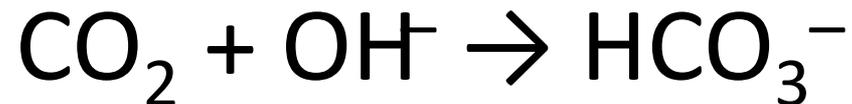
Quando una specie dona un protone essa diventa la base coniugata; quando una specie acquista un protone essa diventa l'acido coniugato.

Si vede subito che la definizione di Lowry e Brönsted implica che le proprietà acide o basiche di una determinata specie chimica non possano essere considerate isolatamente, ma sempre in rapporto ad un'altra specie chimica che consente alla prima di cedere o acquistare un protone.

Acidi e basi: Lewis

Definizione di acido e base di Lewis (1923): Un **acido di Lewis** è una sostanza che si comporta come un accettore di coppie di elettroni. Una **base di Lewis** è una sostanza che si comporta come un donatore di coppie di elettroni.

Gli acidi e le basi di Brønsted possiedono, rispettivamente, acidità e basicità di Lewis; la definizione di Lewis può essere usata in sistemi aprotici.



La reazione tra un acido e una base genera un sale (e spesso anche H₂O)

Nomenclatura

metalli

ELEMENTI + OSSIGENO

Non metalli

Ossidi basici

OSSIDI

Ossidi acidi

+ H₂O

Anidridi

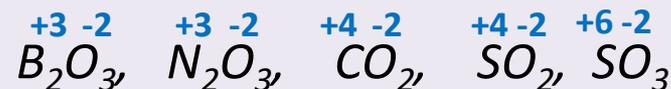
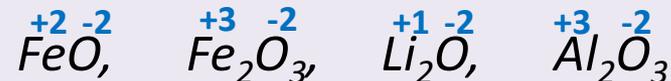
IDROSSIDI

ACIDI OSSIGENATI

SALI OSSIGENATI

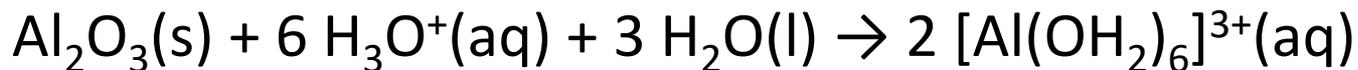
Ossidi

- Ossidi basici: formati da un **metallo**, con numero di ossidazione positivo, e ossigeno con numero di ossidazione -2. Un ossido basico è un ossido che reagisce con un acido.
- Ossidi acidi: formati da un **non-metallo**, con numero di ossidazione positivo, e ossigeno con numero di ossidazione -2. Un ossido acido è un ossido che reagisce con una base (un alcalo).



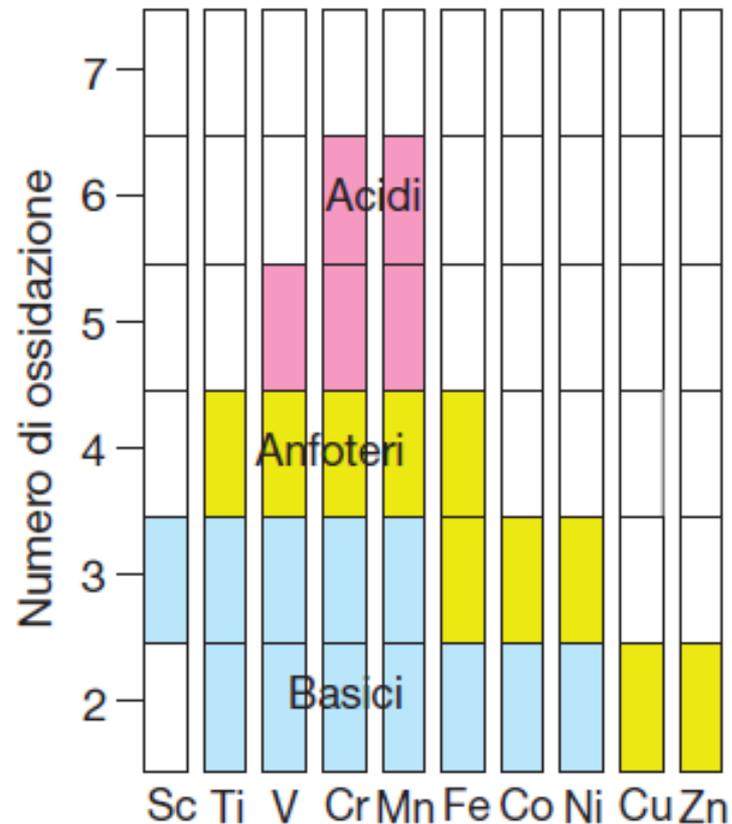
Gli ossidi basici sono prevalentemente ionici e gli ossidi acidi sono prevalentemente covalenti.

Un **ossido anfotero** è un ossido che reagisce sia con gli acidi sia con le basi.



1	2	13	14	15	16	17
	Be					
		Al				
		Ga	Ge	As		
		In	Sn	Sb		
			Pb	Bi		
Basici			Acidi			

La natura acida o basica (o anfotera) di un ossido dipende anche dallo stato di ossidazione dell'elemento: al crescere dello stato di ossidazione, aumenta il carattere acido.



	Nomenclatura tradizionale	Nomenclatura IUPAC
K_2O	Ossido di potassio	Monossido di dipotassio
N_2O_5	Anidride nitrica	Pentossido di diazoto
Cr_2O_3	Ossido cromico	Triossido di dicromo
CrO_3	Anidride cromica	Triossido di cromo
Mn_2O_7	Anidride permanganica	Eptaossido di dimanganese
CO_2	Anidride carbonica	Diossido di carbonio
MgO	Ossido di magnesio	Monossido di magnesio

Idrossidi

Sono composti ternari di **ossigeno**, **idrogeno** e un **metallo**.

L'ossigeno ha sempre stato di ossidazione -2,

l'idrogeno sempre stato di ossidazione +1.

Il metallo ha sempre stato di ossidazione positivo.

Esempi:



Nomenclatura tradizionale

Vengono chiamati **idrossidi**. Se esistono più stati di ossidazione per il metallo, si usano i suffissi **-ico** e **-oso**.

$\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{idrossido di magnesio}$

$\text{NaOH} = \text{idrossido di sodio}$

$\text{LiOH} = \text{idrossido di litio}$

$\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{idrossido ferroso}$

$\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{idrossido ferrico}$

Nomenclatura IUPAC

Vengono chiamati **idrossidi**, con un prefisso che indica il numero di OH⁻.

$\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{diidrossido di magnesio}$

$\text{NaOH} = \text{idrossido di sodio}$

$\text{LiOH} = \text{idrossido di litio}$

$\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{diidrossido di ferro}$

$\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{triidrossido di ferro}$

Ossiacidi

Sono composti ternari di **ossigeno**, **idrogeno** e un **non-metallo**.

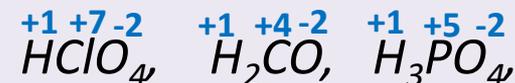
L'ossigeno ha sempre stato di ossidazione -2,

l'idrogeno sempre stato di ossidazione +1.

Si formano a partire dalle anidridi o ossidi acidi per aggiunta di una molecola di acqua (raramente di 2 o 3 molecole di acqua):



Esempi:



Nomenclatura tradizionale

Vengono chiamati **acidi** e seguono le regole di nomenclatura delle rispettive anidridi.

HClO = acido **ipocloroso**

HClO_2 = acido **cloroso**

HClO_3 = acido **clorico**

HClO_4 = acido **perclorico**

H_2SO_4 = acido **solforico**

H_3PO_4 = acido **fosforico**

Nomenclatura IUPAC

Vengono chiamati acidi con il prefisso **osso-** e un ulteriore prefisso che indica il numero di ossigeni. Il suffisso è sempre **-ico**. Lo stato di ossidazione del non metallo viene indicato in numero romano e in parentesi.

HClO = acido **ossoclorico (I)**

HClO_2 = acido **diossoclorico (III)**

HClO_3 = acido **triossoclorico (V)**

HClO_4 = acido **tetraossoclorico (VII)**

H_2SO_4 = acido **tetraossosolforico (VI)**

H_3PO_4 = acido **tetraossofosforico (V)**

Acidi non-ossigenati (idracidi)

Sono formati da idrogeno con stato d'ossidazione positivo e un atomo più elettronegativo con stato d'ossidazione negativo (F, Cl, Br, I, S).

Esempi:



Nomenclatura tradizionale

Vengono chiamati acidi e viene aggiunto il suffisso **-idrico**.



Nomenclatura IUPAC

Vengono indicati con il suffisso **-uro**.



Idruri

Sono formati da un atomo meno elettronegativo dell'idrogeno con stato d'ossidazione positivo e idrogeno con stato d'ossidazione negativo.

Esempi:



Nomenclatura tradizionale

*Vengono chiamati idruri quelli composti da metalli alcalini e alcalino-terrosi:
 $\text{BaH}_2 = \text{idruro di bario}$*

Nomenclatura IUPAC

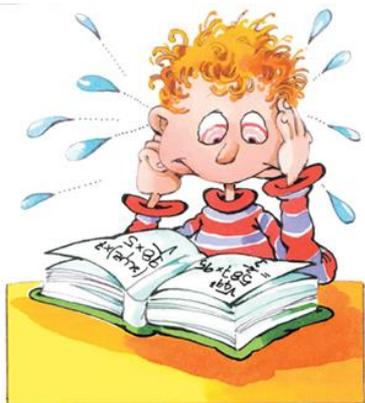
Vengono tutti chiamati idruri, anche quelli che contengono non-metalli.

$\text{NaH} = \text{idruro di sodio}$

$\text{CH}_4 = \text{tetraidruro di carbonio}$

$\text{NH}_3 = \text{triidruro di azoto o azano}$

$\text{PH}_3 = \text{triidruro di fosforo o fosfano}$



Esercizi

1. Calcolare la frazione molare di una soluzione ottenuta sciogliendo 47.0 g di cloruro di calcio in 500 g di acqua.
2. Calcolare la molarità di una soluzione di acido cloridrico concentrata, sapendo che %p/p della soluzione è 37.5% e la sua densità è pari a 1.18 g/mL.
3. 100 mL di una soluzione di acido acetico (CH_3COOH) al 30% in peso (densità 1.09 g/mL) vengono diluiti con acqua a un volume di 900 mL. Calcolare la molarità della nuova soluzione.
4. 7.789 g di permanganato di potassio vengono sciolti in 150 mL di acqua. Calcolare: (a) la percentuale in peso, sapendo che la densità dell'acqua è 1.00 g/mL; (b) la frazione molare; (c) la molarità della soluzione, sapendo che la densità della soluzione è 1.04 g/mL.
5. Si vuole diluire una soluzione di acido fosforico al 1% in peso (densità 1.01 g/mL), fino ad ottenere 50 mL di una soluzione di concentrazione 2 mM. Calcolare quale volume della prima soluzione è necessario prelevare.
6. 40 g di una soluzione di NaOH al 30% in peso vengono diluiti con acqua sino ad un volume di 550 mL. Calcolare la molarità della soluzione.

7. Considerando una soluzione al 5% in peso di acido nitrico (HNO_3), calcolare: (a) la quantità di soluto per 100 g di solvente; (b) la frazione molare.
8. L'acido cloridrico al 35% in peso ha densità 1.18 kg/L. Calcolare il volume di acqua da aggiungere a 10 mL di tale soluzione per ottenere una soluzione 0.10 M, ritenendo i volumi additivi.
9. Calcolare quanto alcol etilico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$) al 95% in volume occorre per preparare 2 L di alcol al 35%.

10. Bilanciare le seguenti reazioni:

