

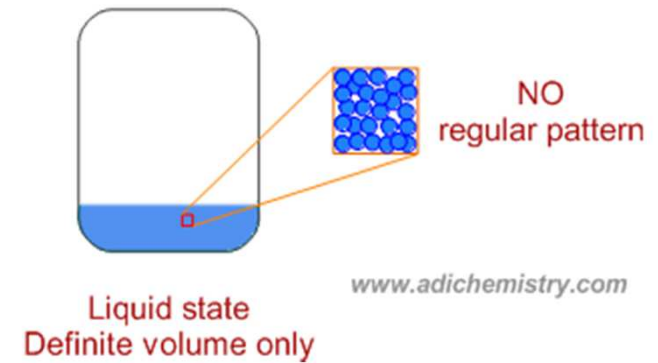
The background of the slide is an abstract, flowing liquid in shades of cyan and blue. The liquid forms several thick, wavy bands that curve across the frame, creating a sense of movement and depth. The lighting is bright, highlighting the glossy, reflective surfaces of the liquid. In the center of the image, the text "Lo stato liquido" is written in a vibrant magenta color.

Lo stato  
liquido

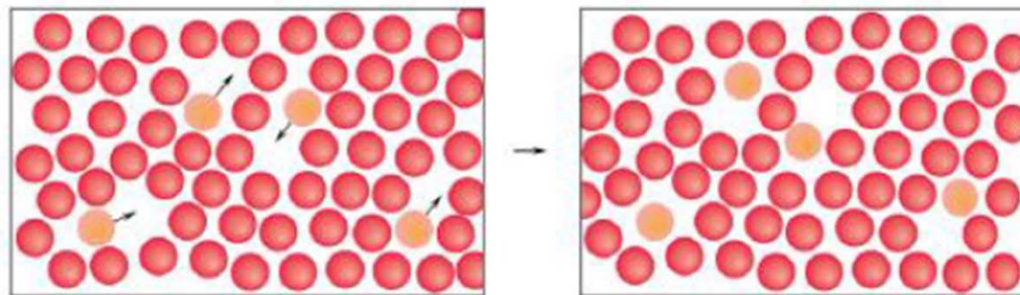
# STATO LIQUIDO

Sono presenti forze intermolecolari ma in misura minore rispetto ai solidi

Le molecole possono scorrere tra loro



**Ordine delle molecole solo a corto raggio**



# Viscosità

Resistenza che un liquido oppone allo scorrimento

Dipende dalle **forze intermolecolari**, dal **peso molecolare**, dall'**ingombro** delle molecole

Diminuisce all'aumentare della temperatura

	<u>Viscosità (cP)</u>
Etanolo	1,06
Acqua	0,89
Benzene	0,60
Ottano	0,52



## Tensione superficiale

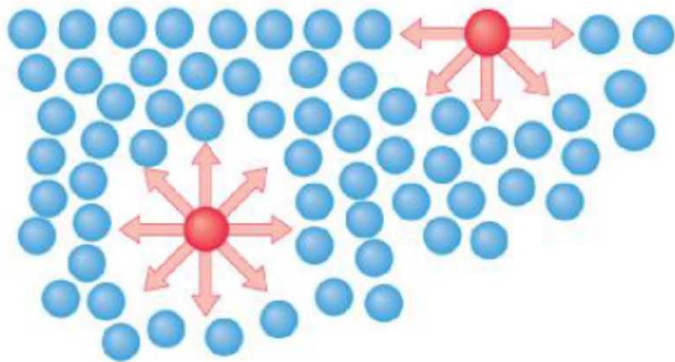
Tende a tenere unite le particelle e ad attrarle verso l'interno

I liquidi tendono a occupare il minor spazio possibile

Le gocce sono sferiche

Dipende dalle **forze intermolecolari**

Diminuisce all'aumentare della temperatura



### Tensione sup. (mN/m)

Etanolo	22,8
Acqua	72,8
Benzene	28,9
Esano	18,4

# SOLUZIONI ACQUOSE ED EQUILIBRIO CHIMICO



# Soluzioni

**Soluzione:** sistema **omogeneo** di due o più componenti che possono essere solidi, liquidi o gassosi

**Solvente:** è presente in largo eccesso rispetto alle altre specie in soluzione

**Soluto:** sostanza presente in minore quantità

**Tabella 9.1** Possibili tipi di soluzione per combinazione di componenti nei tre stati fisici della materia

Tipo di soluzione	Soluto	Solvente	Esempio
Gassosa	Gas	Gas	O <sub>2</sub> in N <sub>2</sub>
	Liquido	Gas	H <sub>2</sub> O in N <sub>2</sub> (*)
	Solido	Gas	I <sub>2</sub> in O <sub>2</sub> (*)
Liquida	Gas	Liquido	CO <sub>2</sub> in H <sub>2</sub> O
	Liquido	Liquido	CH <sub>3</sub> COOH in H <sub>2</sub> O
	Solido	Liquido	AgNO <sub>3</sub> in H <sub>2</sub> O
Solida	Gas	Solido	H <sub>2</sub> in Pd (*)
	Liquido	Solido	Hg in Au (*)
	Solido	Solido	Cu in Au (*)

Soluzione solida contenente Hg → **amalgama**

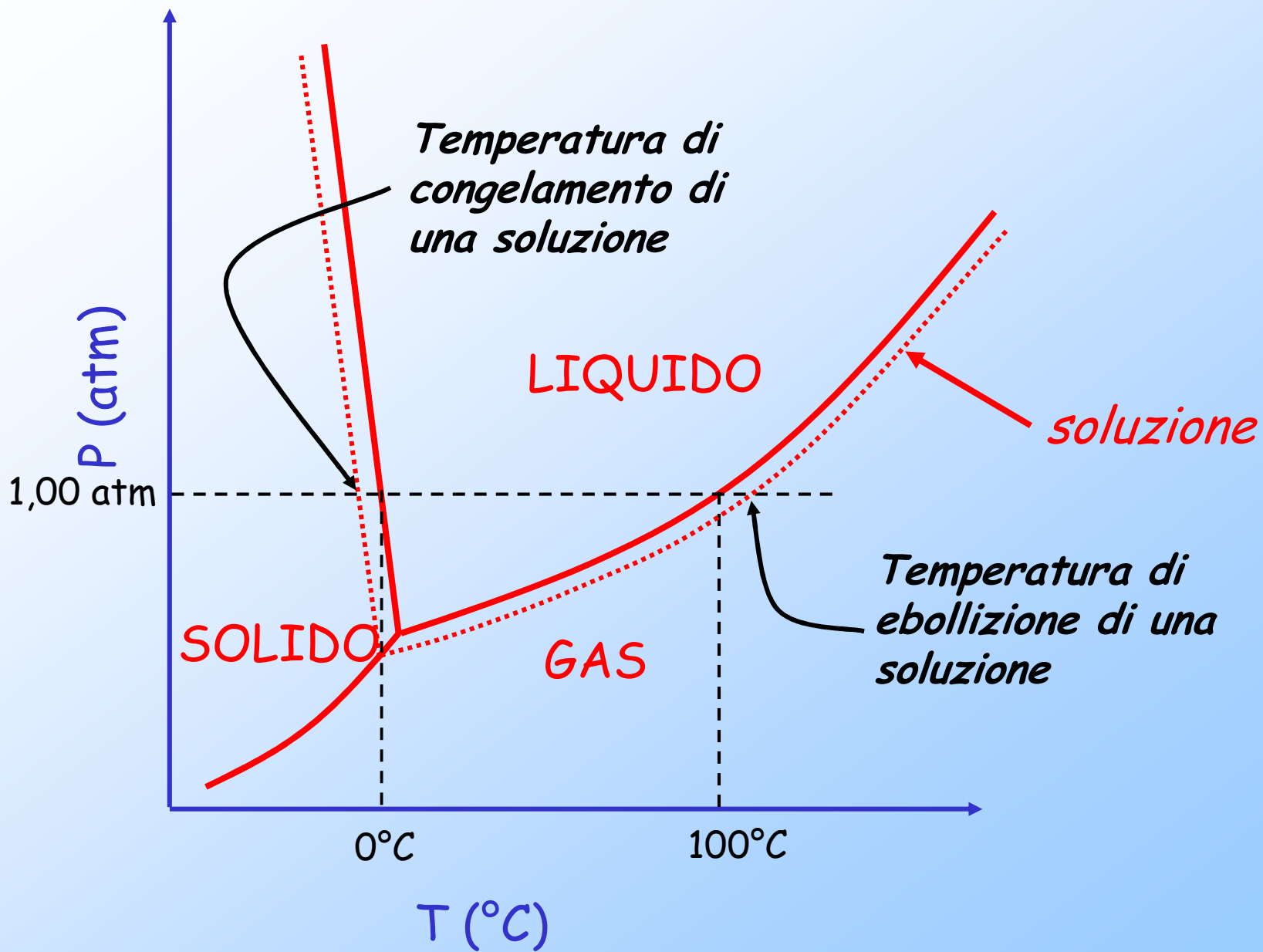
Miscela solida di più metalli → **lega**

# Soluzioni acquose

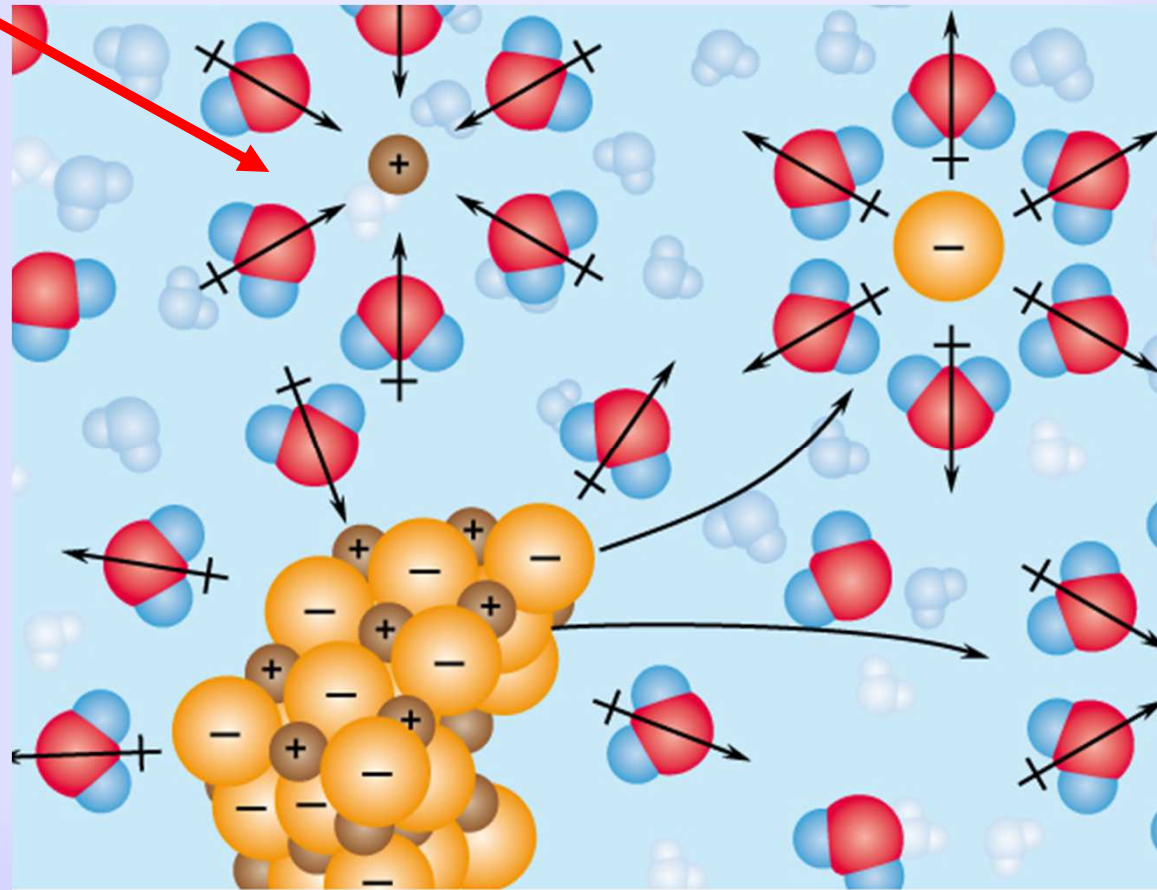
**L'aggiunta di un componente all'acqua** modifica notevolmente il sistema. Quando il soluto si solubilizza nell'acqua ne abbassa la tensione di vapore:

- La soluzione congela a temperatura inferiore
- La soluzione bolle a temperatura più elevata
- Aumenta il campo di esistenza della fase liquida



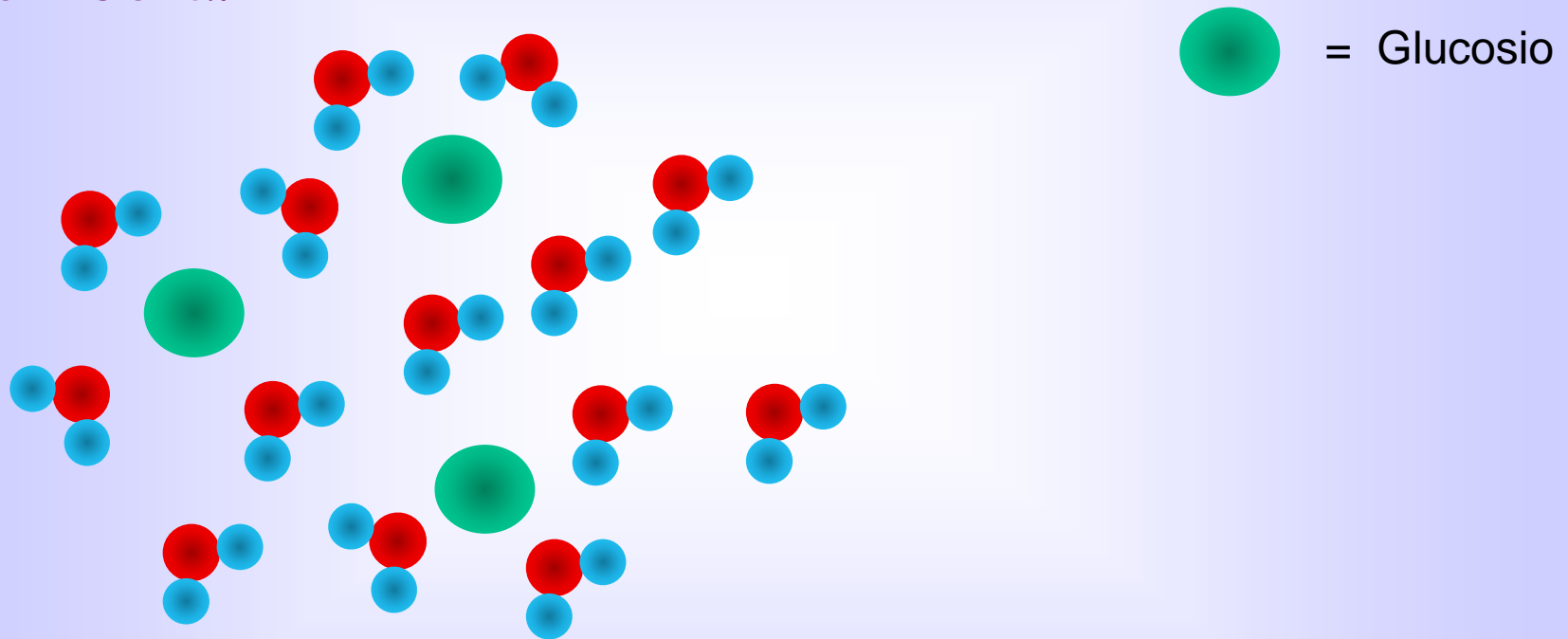


Se i soluti sono composti ionici o sali →  
formazione e dispersione di **ioni idratati in**  
**acqua**

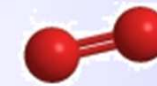
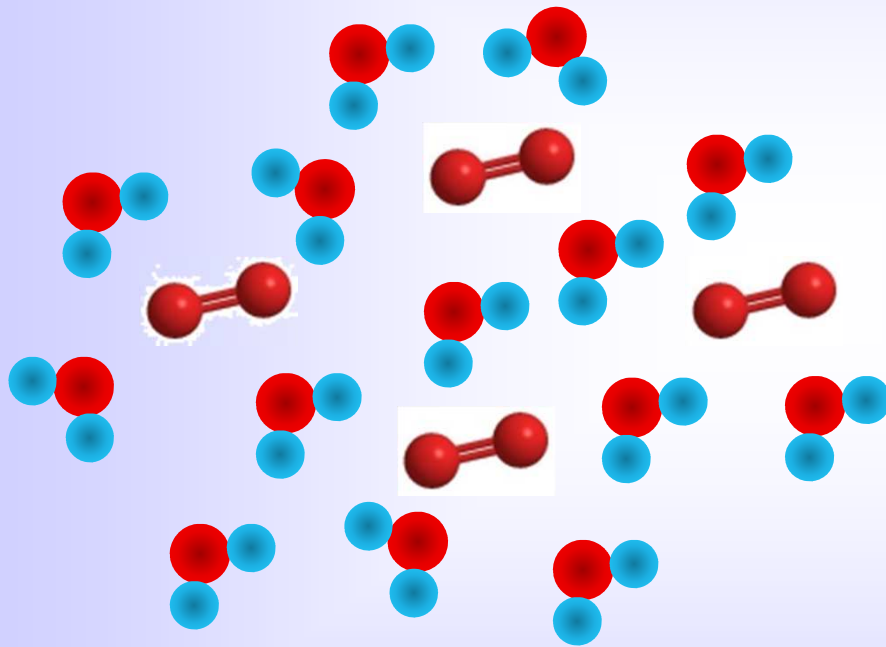


Interazioni polari

I gas e alcuni composti organici non subiscono  
dissociazione solo dispersione → **soluzioni  
molecolari**



I gas e alcuni composti organici non subiscono  
dissociazione solo dispersione → **soluzioni  
molecolari**



= Ossigeno  
molecolare



## CONCENTRAZIONE DELLE SOLUZIONI

Le quantità relative dei soluti rispetto al solvente rappresentano la **concentrazione della soluzione**

Per indicare la concentrazione di una sostanza questa viene messa tra parentesi quadre

Ad es. [HCl] → concentrazione dell'acido cloridrico

## Concentrazioni delle soluzioni

**Molarità**: rappresenta il **numero di moli di soluto disciolte in un litro di soluzione**

$$\text{Molarità (M)} = \frac{\text{moli di soluto}}{\text{Litri di soluzione}}$$

Es. soluzione 1M di NaOH = è presente 1 mole di NaOH in 1 L di soluzione acquosa cioè sono presenti 40 g di NaOH in 1 L di soluzione acquosa

## Altri modi per esprimere la concentrazione

- **Percentuale in peso (% p/p):** peso del soluto / peso della soluzione x 100

Es: soluzione di NaCl in acqua al 5%(p/p) = 5 g di sale in 100 g di soluzione

- **Percentuale in volume (% v/v):** volume del soluto / volume della soluzione x 100

Es: soluzione di etanolo in acqua al 10%(v/v) = 10 mL di etanolo in 100 mL di soluzione

## Soluzione di un gas in un liquido

Max concentrazione di un gas in un liquido ad una determinata temperatura = **solubilità** (mol/L)

La solubilità di un gas in un liquido diminuisce all'aumentare della temperatura





## Legge di Henry

$$S = K_H \cdot p$$

**S** = solubilità

**K<sub>H</sub>** = costante di Henry

**p** = pressione parziale del gas (*p che il gas eserciterebbe se occupasse da solo tutto il volume disponibile*)

Valida rigorosamente per soluzioni diluite di gas non reattivi con il liquido (es. CO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>S in acqua)

**Tabella 9.2** Effetto della temperatura sulla solubilità ( $S$ ) di  $O_2$  e  $CO_2$  in acqua

$T$ ( $^{\circ}C$ )	$S$ di $O_2$ in $m^3/m^3^*$	$S$ di $CO_2$ in $m^3/m^3^*$
0	0,049	1,716
10	0,038	1,188
20	0,031	0,870
40	0,023	0,502
60	0,019	0,275
80	0,018	0,149
100	0,017	—

\* Generalmente la solubilità è espressa col *coefficiente di Bunsen*, che rappresenta la quantità in  $m^3$  di gas disciolto per ogni  $m^3$  di solvente misurata a 1 atm e  $0^{\circ}C$ .

**Tabella 9.3** Costanti di Henry per i gas in acqua a 20 °C

Gas	$K_H$ , mol L <sup>-1</sup> atm <sup>-1</sup>
Aria	$7,9 \cdot 10^{-4}$
Argo	$1,5 \cdot 10^{-3}$
Anidride carbonica	$2,3 \cdot 10^{-2}$
Elio	$3,7 \cdot 10^{-4}$
Idrogeno	$8,5 \cdot 10^{-4}$
Neo	$5,0 \cdot 10^{-4}$
Azoto	$7,0 \cdot 10^{-4}$
Ossigeno	$1,3 \cdot 10^{-3}$

# DIAGRAMMI DI STATO A PIU' COMPONENTI

Diagramma della temperatura in funzione della composizione percentuale a pressione costante

**Miscela binarie:** costituite da due componenti

**Isomorfa:** i due componenti sono miscibili allo stato solido e allo stato liquido (tipica di alcune leghe metalliche)

**Eutettica:** i due componenti sono miscibili solo allo stato liquido

# MISCELA BINARIA ISOMORFA

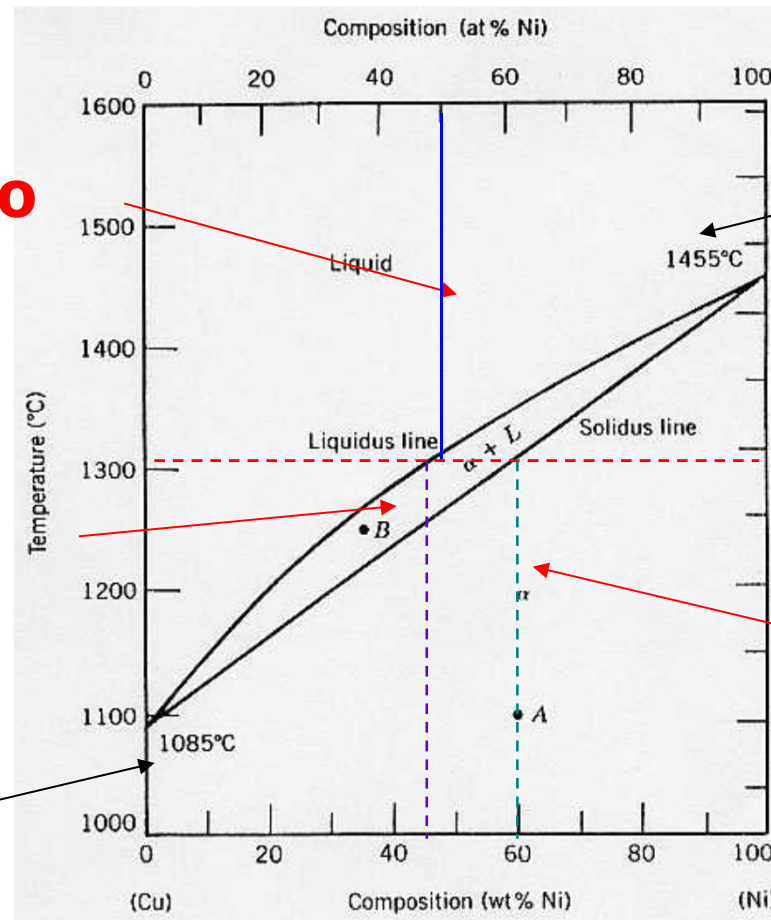
## Cu e Ni

La composizione delle fasi liquida e solida a data T può essere determinata tracciando una linea orizzontale di collegamento tra le due curve

**Zona del liquido**

**Fase liquida +  
fase solida  $\alpha$**

**T di fusione Cu**

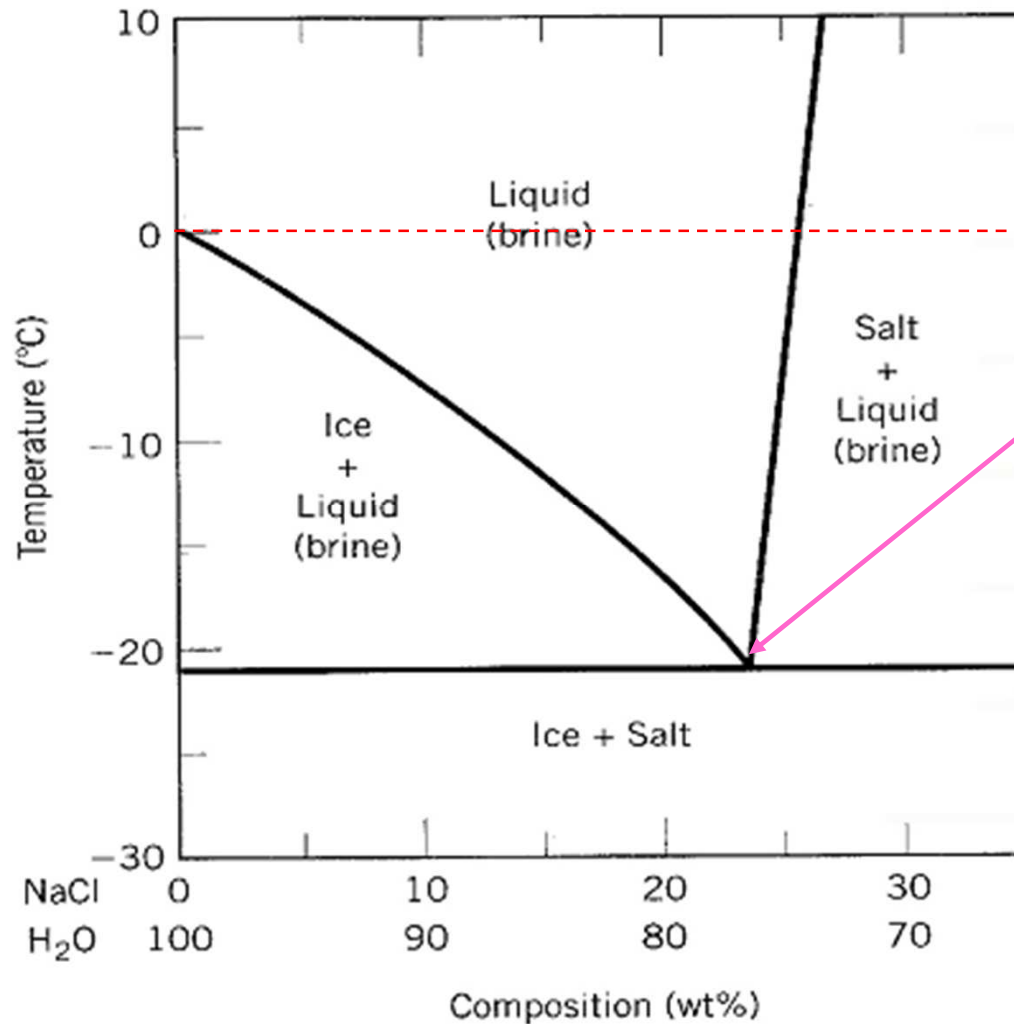


**T di fusione Ni**

**Zona del solido  $\alpha$**   
(lega di Cu e Ni)

# MISCELA BINARIA EUTETTICA

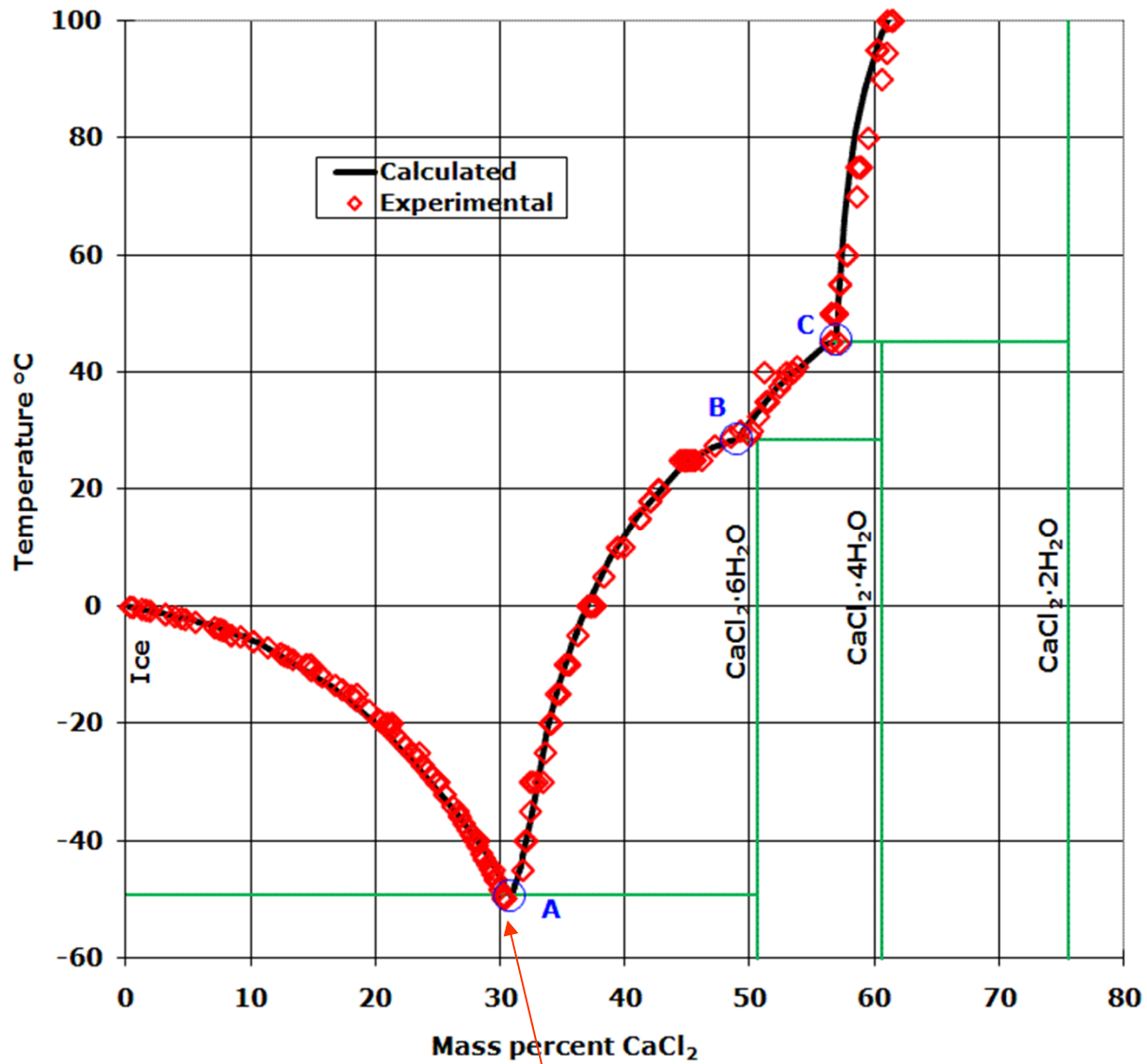
## H<sub>2</sub>O e NaCl



$$T_E = -21^\circ\text{C}$$

$$C_E = 23,3\% \text{ NaCl}$$

**Temperatura eutettica:**  
temperatura più bassa di  
esistenza della fase liquida  
della miscela



**$T_E$  di CaCl<sub>2</sub> = -51°C**

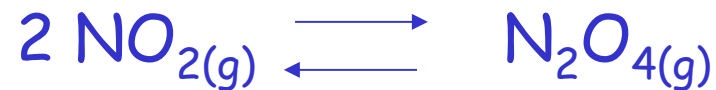
# EQUILIBRIO CHIMICO



# Equilibrio chimico



La reazione di combustione del magnesio è completa e irreversibile



Situazione di **equilibrio chimico**

**Equilibrio dinamico**: alcune molecole si trasformano nei prodotti ma altrettante si ritrasformano nei reagenti; cioè le **velocità delle due reazioni (diretta ed inversa) sono uguali**

## Quoziente di reazione e costante di equilibrio

Per una reazione:



il quoziente di reazione (Q) è definito come

$$Q = \frac{[C] \cdot [D]^3}{[A] \cdot [B]^2}$$

**Q = rapporto tra le concentrazioni dei prodotti e quelle dei reagenti ognuna elevata al suo coefficiente stechiometrico**  
si può calcolare in ogni momento della reazione

All'inizio della reazione  $Q = 0$

Durante la reazione cambiano le concentrazioni di reagenti e prodotti dunque il valore di  $Q$  **cambia** (aumenta)

All'**equilibrio** le concentrazioni dei composti rimangono costanti

**$Q = \text{costante} \rightarrow \text{costante di equilibrio } K = Q$**

Per la reazione vista precedentemente:

$$K = \frac{[C] \cdot [D]^3}{[A] \cdot [B]^2} \quad \text{all'equilibrio}$$

Si usano le concentrazioni molari per le soluzioni; per i gas si utilizzano le P; i solidi non si indicano così come i liquidi puri

**$Q < K$     Reagenti si trasformano in prodotti per raggiungere l'equilibrio**

**$Q = K$     Reazione in equilibrio**

**$Q > K$     Prodotti si trasformano in reagenti per raggiungere l'equilibrio**

Il valore della costante di equilibrio dà un'indicazione  
della posizione dell'equilibrio

**K molto grande** → equilibrio molto spostato verso  
destra

**K molto piccola** → si forma bassa quantità di  
prodotti rispetto ai reagenti



$$K = \frac{[C] \cdot [D]^3}{[A] \cdot [B]^2}$$



$$K' = \frac{[A] \cdot [B]^2}{[C] \cdot [D]^3} = \mathbf{1/K}$$

$K'$  della reazione inversa è il reciproco della reazione diretta

## PRINCIPIO DI LE CHATELIER

**Se in un sistema all'equilibrio si perturba uno dei fattori che lo governano, il sistema reagirà in modo da minimizzare la perturbazione**

Un sistema chimico all'equilibrio è governato da tre fattori:

Temperatura

Pressione

Concentrazione di reagenti e prodotti

## Variazione della concentrazione

Se aggiungo una certa quantità di un reagente in un sistema all'equilibrio, questo ripristinerà l'equilibrio trasformando parte della sostanza aggiunta in prodotto (e viceversa)

Se nella seguente reazione all'equilibrio:



- aggiungo  $\text{H}_2$  il sistema produrrà un'ulteriore quantità di ammoniaca per ripristinare l'equilibrio
- sottraggo ammoniaca allora azoto e idrogeno reagiranno per formarne ancora

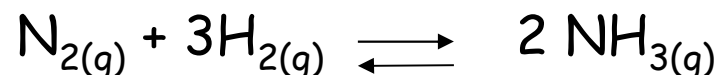


## Variazione della pressione

Se una reazione avviene con aumento del *numero totale di specie gassose*, un aumento di pressione provoca lo spostamento dell'equilibrio verso sinistra

Se invece diminuisco la pressione favorirò la trasformazione dei reagenti in prodotti

Per la seguente reazione:



Un aumento di pressione sposterà l'equilibrio verso destra con una maggiore produzione di ammoniaca; una diminuzione di pressione sposterà la reazione in favore dei reagenti

## Variazione della temperatura

Per valutare l'effetto della temperatura bisogna considerare il *valore di entalpia* legato alla reazione ( $\Delta H$ )

Se una reazione è esotermica un aumento di temperatura sposterà il sistema in favore dei reagenti

Per la seguente reazione  $\Delta H = -57 \text{ kJ/mol}$ :



Per favorire la formazione del tetrossido dovrò diminuire la temperatura così che il sistema reagirà producendo altro calore insieme a  $\text{N}_2\text{O}_4$

Per solubilizzare più nitrato di potassio in acqua



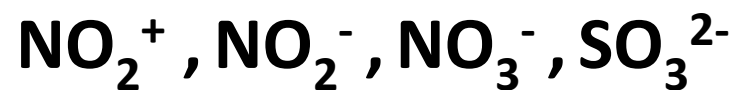
Bisogna aumentare la temperatura

# ESERCITAZIONE



## ESERCIZIO 1

Scrivere la formula di Lewis per i seguenti composti con indicazione delle cariche formali, della geometria molecolare e dei valori prevedibili degli angoli di legame

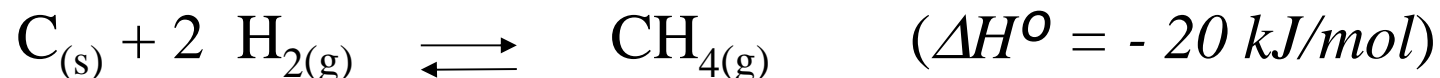


## Termodinamica, Stati di aggregazione e Principi di equilibrio chimico

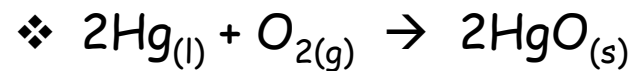
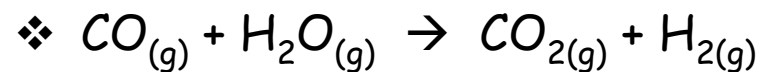
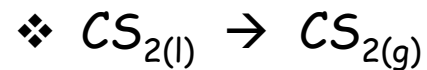
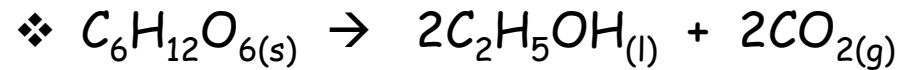
1) Prevedere le condizioni di pressione (*alte / basse / non rilevanti*) e di temperatura (*alte / basse / non rilevanti*) che garantiscono alte rese in CO<sub>2</sub>:



2) Prevedere le condizioni di pressione (*alte / basse / non rilevanti*) e di temperatura (*alte / basse / non rilevanti*) che permettono di spostare l'equilibrio verso sinistra:



3) Prevedere il segno di  $\Delta S^\circ$  per le seguenti trasformazioni:



4) All'aumentare della temperatura la solubilità dei seguenti composti aumenta o diminuisce?

- NaCl  $\Delta H_{\text{sol}} \approx 0 \text{ kJ}$

- MgSO<sub>4</sub>  $\Delta H_{\text{sol}} = - 550 \text{ kJ}$

- KNO<sub>3</sub>  $\Delta H_{\text{sol}} = + 310 \text{ kJ}$

- CaSO<sub>4</sub>  $\Delta H_{\text{sol}} = - 200 \text{ kJ}$