

SOLUZIONI

Una Soluzione è una miscela, *fisicamente omogenea*, di due o più componenti che costituiscono un'unica fase. (gas, liquido, solido)

Es.

Aria	(gas)
Acqua di mare	(liquida)
Ottone	(solida) [Zn solido in Cu solido]

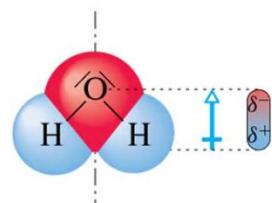
Componente in eccesso → solvente

Componente (-i) in difetto → soluto (-i).

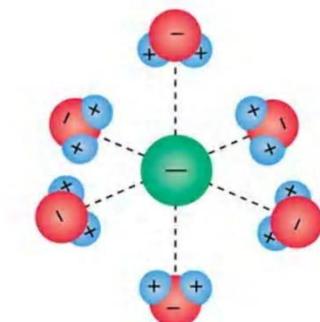
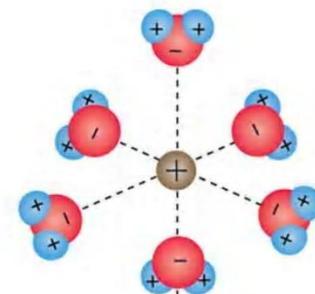
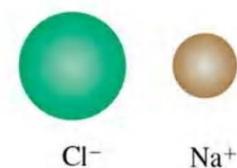
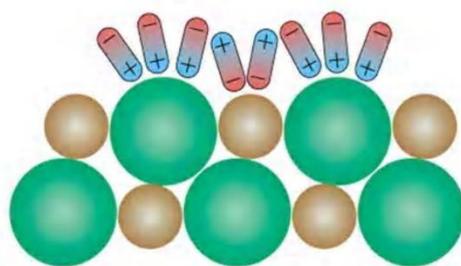
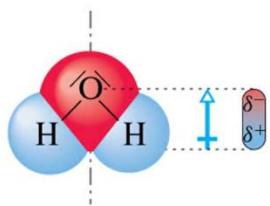
Le soluzioni liquide sono le più comuni
(si ottengono sciogliendo gas, liquidi o solidi in un liquido)

Simile-scioglie-Simile

I solventi *polari*, come l'acqua, sciolgono soluti polari (es HCl, NaCl, ...)



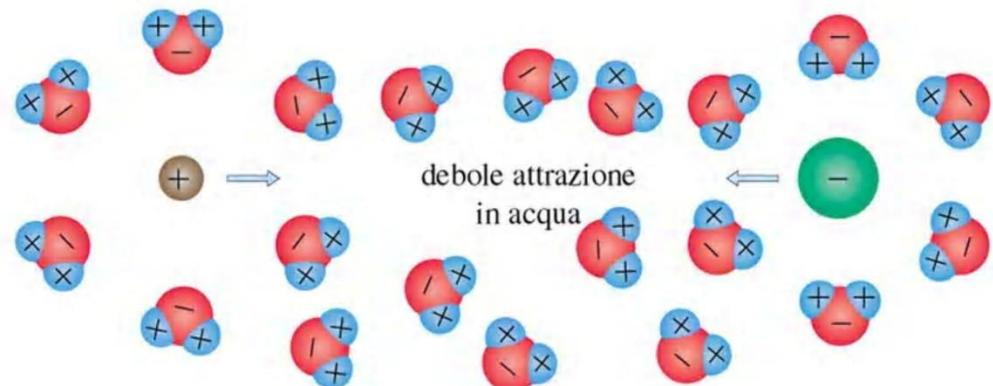
I solventi *apolari*, (come CCl₄, benzene, ecc) sciolgono soluti apolari come iodio, zolfo, grassi, cere, ecc.



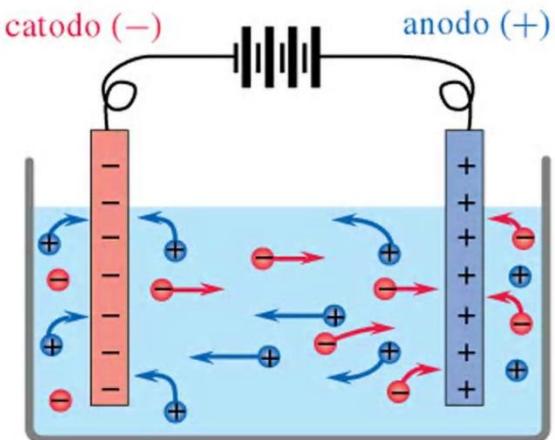
H
O
Na ⁺
Cl ⁻



forte attrazione
nel vuoto



Le soluzioni sono dette **ioniche** o **elettrolitiche** se per la presenza di ioni (+) e (-) conducono corrente elettrica.



Il soluto che da luogo a una soluzione elettrolitica si dice **elettrolita**:

elettrolita forte → se totalmente dissociato (ionizzato)

elettrolita debole → se parzialmente dissociato (ionizzato)

in questo caso si instaura un equilibrio tra gli ioni in soluzione (parte dissociata) e la restante parte indissociata

Es.



Gli acidi e le basi possono essere sia
elettroliti forti
sia
elettroliti deboli

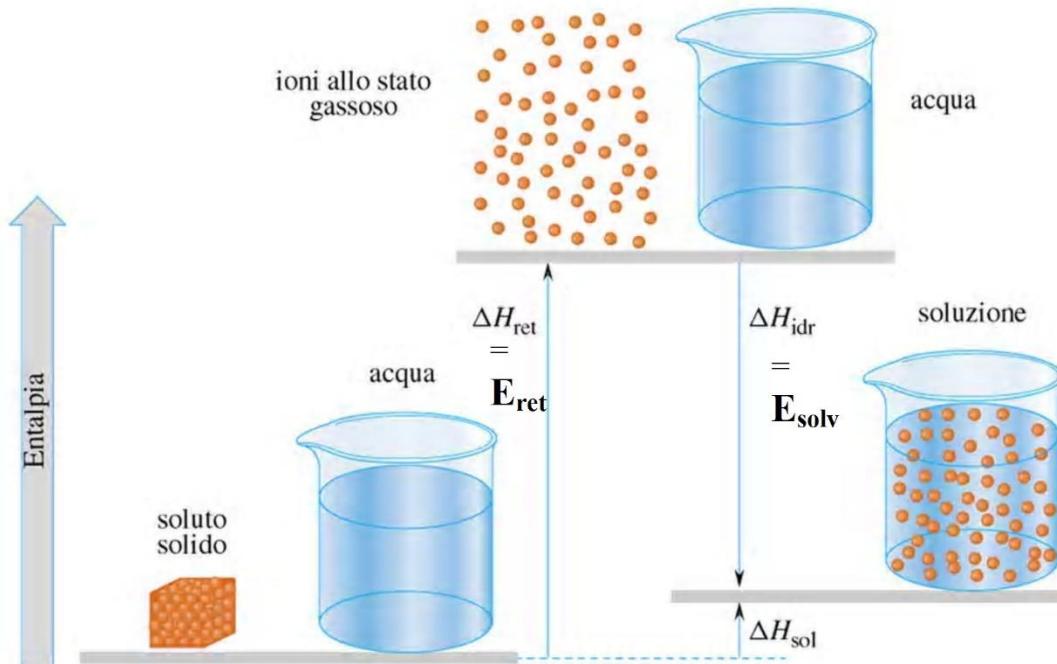
Gli ioni in soluzione sono **solvatati** (**idratati** nel caso in cui il solvente è l'acqua)

Il processo viene detto di **solvatazione** (**idratazione**).

La ***solubilità*** di un composto rappresenta la quantità massima di composto che può passare in soluzione (*soluzione satura*)

La **solubilità** di un composto rappresenta la quantità massima di un composto che può passare in soluzione (*soluzione satura*)

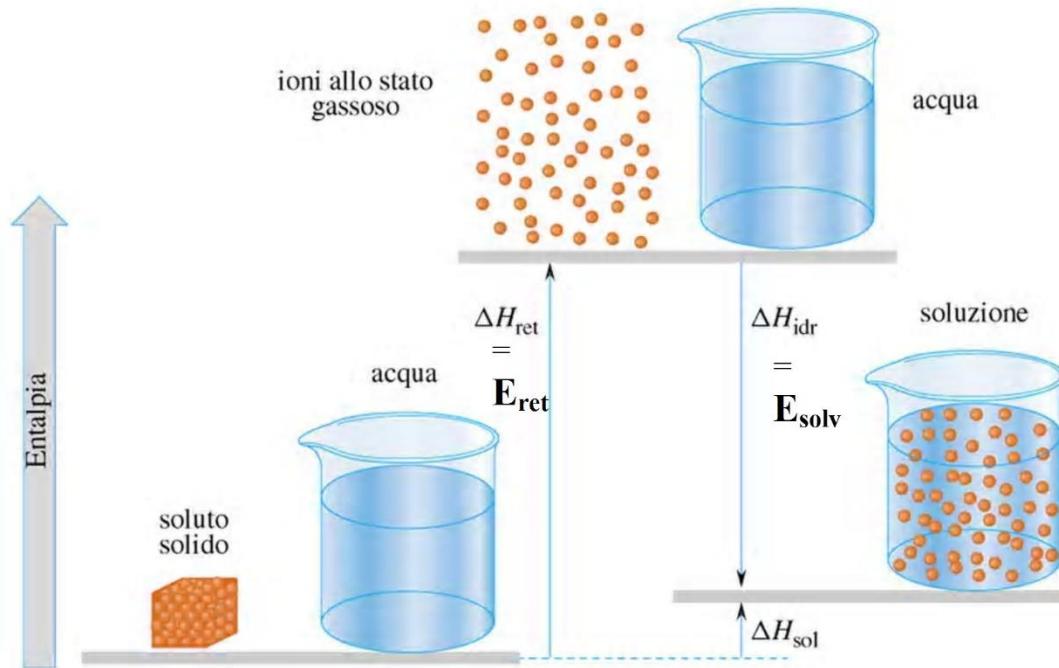
Per un sale, la solubilità dipende dall'energia reticolare che tiene uniti gli ioni nel cristallo. Se questa è molto alta il solido ionico è insolubile.



Il passaggio in soluzione di un solido comporta una variazione dell'energia totale del sistema (entalpia di soluzione, ΔH_{sol}) che può essere:

La **solubilità** di un composto rappresenta la quantità massima di un composto che può passare in soluzione (*soluzione satura*)

Per un sale, la solubilità dipende dall'energia reticolare che tiene uniti gli ioni nel cristallo. Se questa è molto alta il solido ionico è insolubile.



Il passaggio in soluzione di un solido comporta una variazione dell'energia totale del sistema (entalpia di soluzione, ΔH_{sol}) che può essere:

- **positiva, endotermico**
(la soluzione si raffredda)
- **negativa, esotermico**
(la soluzione si scalda).

$$\Delta H_{sol} = E_{ret} + E_{solv}$$

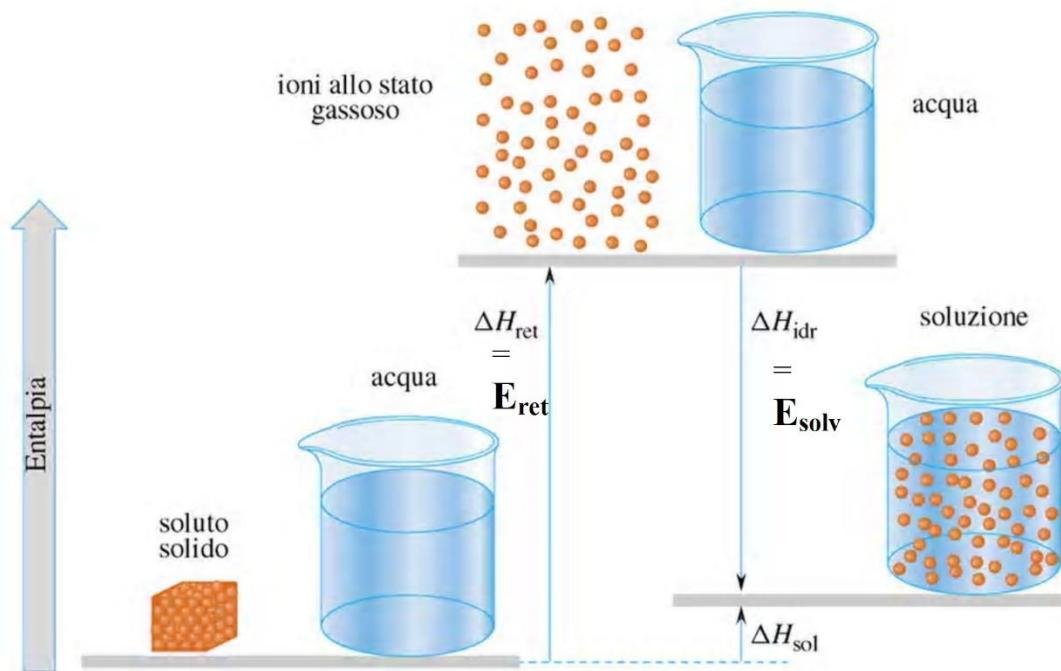
in genere E_{ret} (presa con segno +) è dello stesso ordine di grandezza di E_{solv} (con segno -), e dipendono dalla carica e dal raggio degli ioni.

Quindi se (in valore assoluto):

$E_{\text{ret}} \gg E_{\text{solv}}$ (insolubile es. PbS, CuS, CaCO₃, ecc)

$E_{\text{ret}} > E_{\text{solv}}$ (endotermico, es. NH₄NO₃)

$E_{\text{ret}} < E_{\text{solv}}$ (esotermico, es. CaCl₂ o MgSO₄)



Concentrazione delle soluzioni

Percentuale in massa di un componente (%)

$$\text{Percentuale in massa (\%)} = \frac{w_i}{\sum w_i} \cdot 100$$

Es.

5 gr H₂SO₄ in 20 gr H₂O

% in massa di H₂SO₄ = [5 gr/(5 gr + 20 gr)] 100 = 20 %

Massa in volume di soluzione

$$\text{Massa in volume di soluzione} = \frac{w_i}{V} \quad (\text{gr/litro})$$

Percentuale in volume di un componente (%)

$$\text{Percentuale in volume (\%)} = \frac{V_i}{\sum V_i} \cdot 100$$

In genere i volumi non sono additivi

Frazione molare di un componente (x_i)

$$\text{Frazione molare } (x_i) = \frac{n_i}{\sum n_i} \quad \rightarrow \quad \sum x_i = 1$$

Molarità o concentrazione molare (M_i o c_i):

Numero di moli di soluto per litro di soluzione

$$\text{Molarità} \rightarrow M_i = \frac{n_i}{V} \quad (\text{moli/litro})$$

Molalità o concentrazione molale (m_i):

Numero di moli di soluto per Kg di solvente

$$\text{Molalità} \rightarrow m_i = \frac{n_i}{w_{sol}} \quad (\text{moli/Kg})$$

Normalità (N_i) o concentrazione equivalente (c_e):

Numero di equivalenti per litro di soluzione

$$\text{Normalità (N}_i\text{)} = \frac{(n_{eq})_i}{V} \quad (\text{equivalenti/litro})$$

Definizione di **equivalente**:

Per reazioni red-ox → quantità di sostanza che può acquistare o perdere una (1) mole di elettroni.

Per un'acido → quantità di sostanza che può liberare una mole di ioni H^+

Per una base → quantità di sostanza che può liberare una mole di ioni OH^-

concentrazione Molare

Esempio: Preparare mezzo litro (0,5 l) di soluzione

acquosa 0,1 M di cromato di potassio (K_2CrO_4)

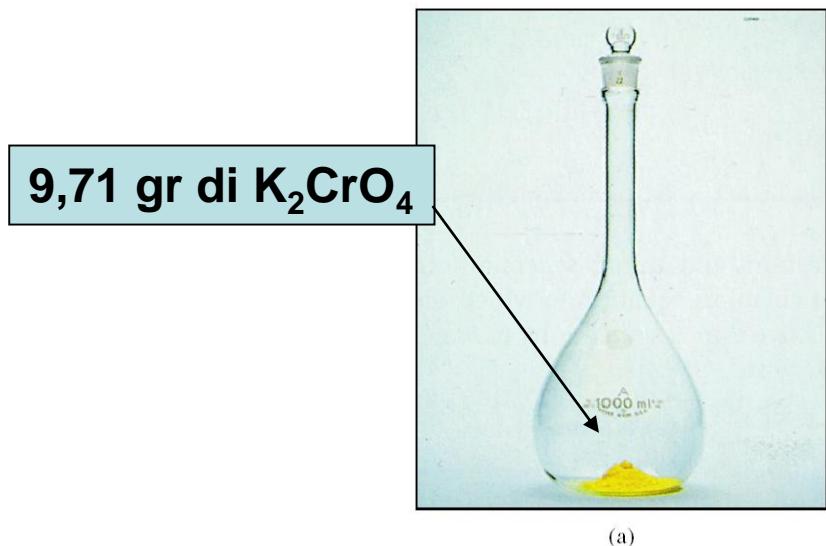
$$\text{pf}(\text{K}_2\text{CrO}_4) = 2 \cdot \text{pa}(\text{K}) + \text{pa}(\text{Cr}) + 4 \cdot \text{Pa}(\text{O}) = \\ = 2 \cdot 39,1 + 52,0 + 4 \cdot 16,0 = 194,2$$

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

$$n = 0,1 \left[\frac{\text{mol}}{\text{litri}} \right] \cdot 0,5[\text{litri}] = 0,05 \text{ mol}$$

1,0 mol $\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 194,2 \text{ gr}$

0,05 mol $\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow n \cdot \text{pf} = 0,05 \cdot 194,2 = 9,71 \text{ gr}$



Si aggiunge acqua mescolando fino a raggiungere $\frac{1}{2}$ litro

I fattori che possono influenzare la *solubilità* di un soluto in un solvente sono 2:

- **PRESSESIONE** (solo per soluti gassosi)
- **TEMPERATURA**

Solubilità dei gas

Energia di interazione tra le molecole del gas è più piccola che tra molecole gas-liquido → il processo è esotermico

La solubilità di un gas, a $P=\text{cost}$, diminuisce all'aumentare della temperatura.

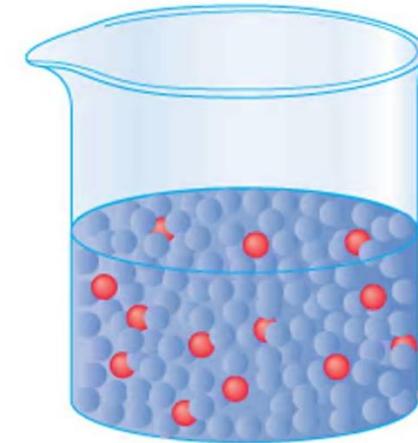
A $T=\text{cost}$, la solubilità è direttamente proporzionale a P (legge di W. Henry):

$$S = k \cdot P$$

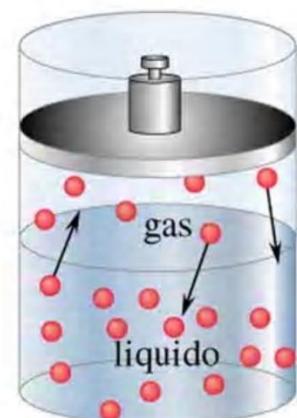
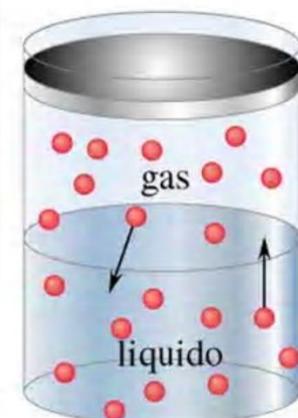
S = solubilità

P = pressione

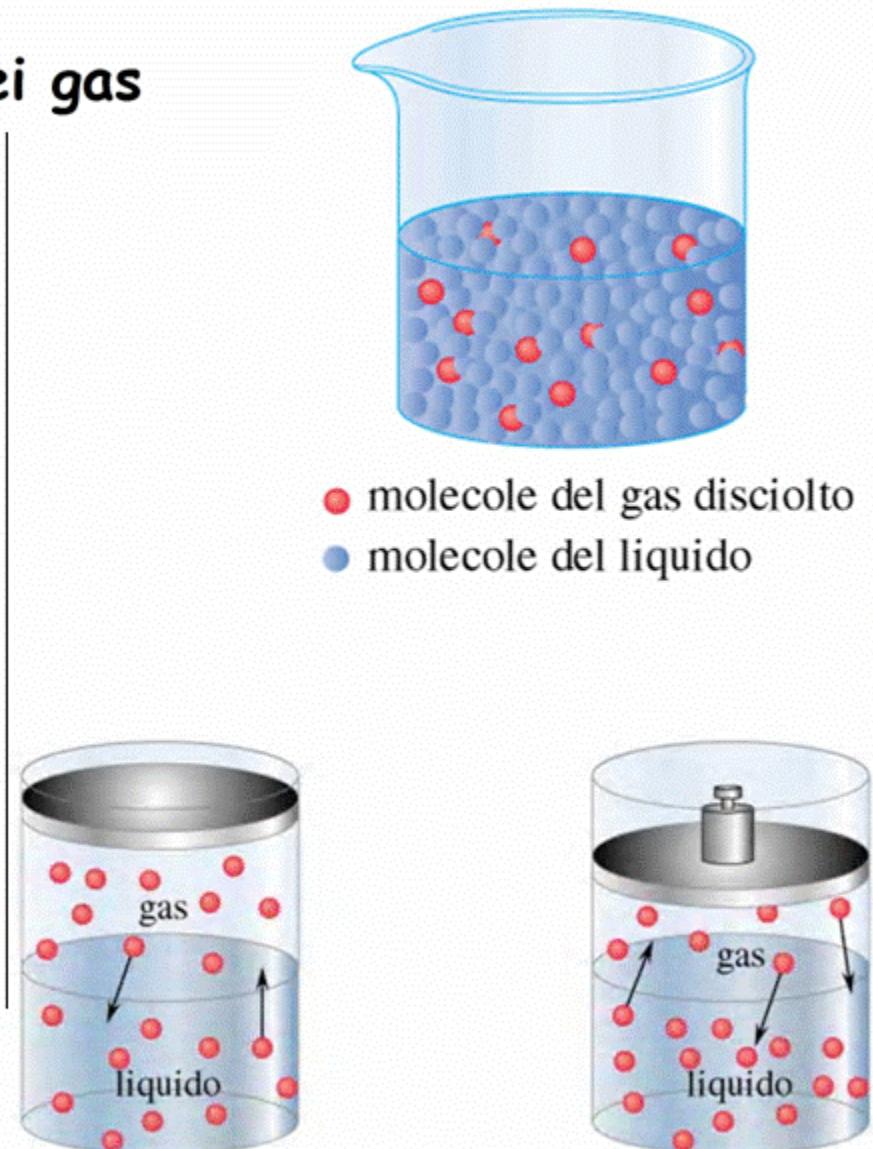
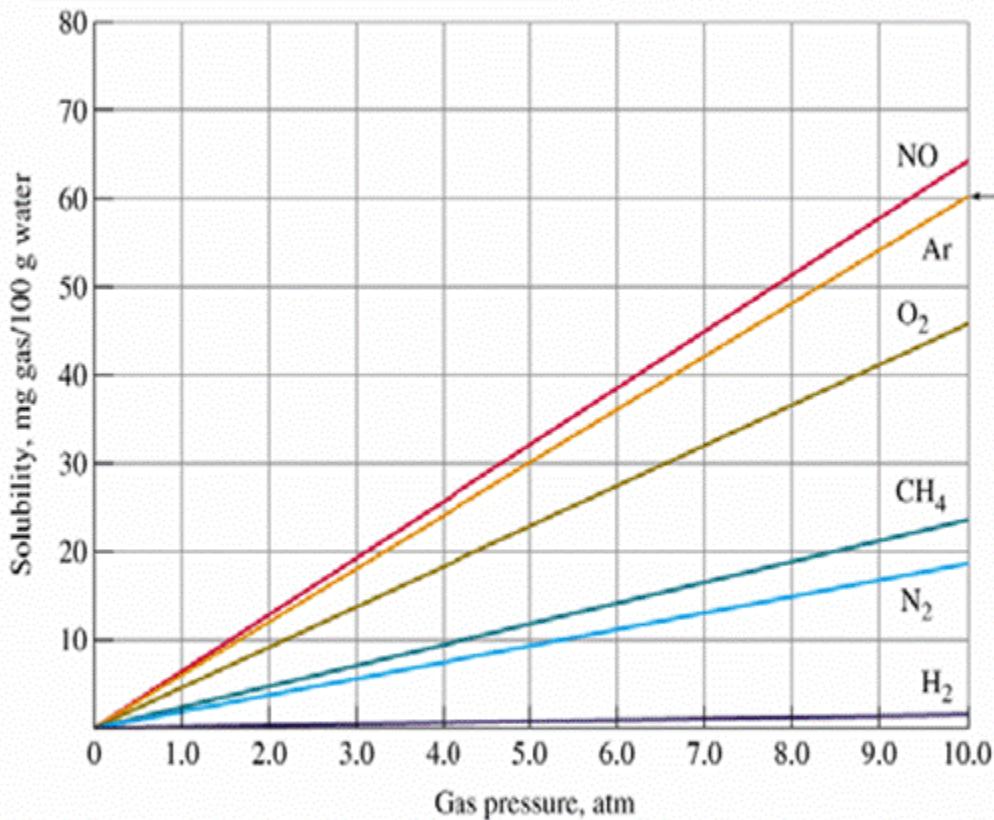
k = costante di Henry



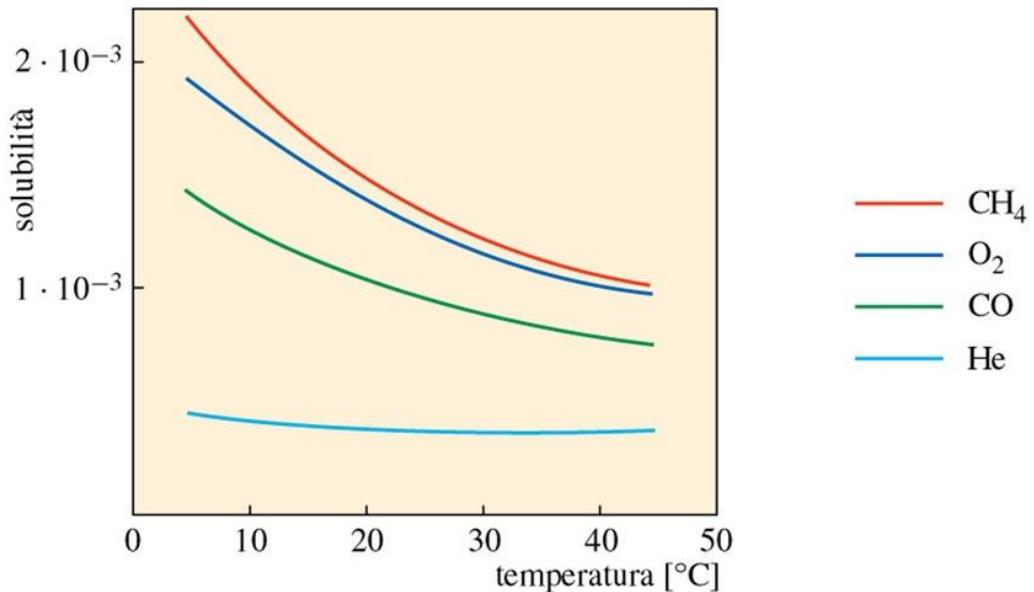
- molecole del gas dissolto
- molecole del liquido



Solubilità dei gas

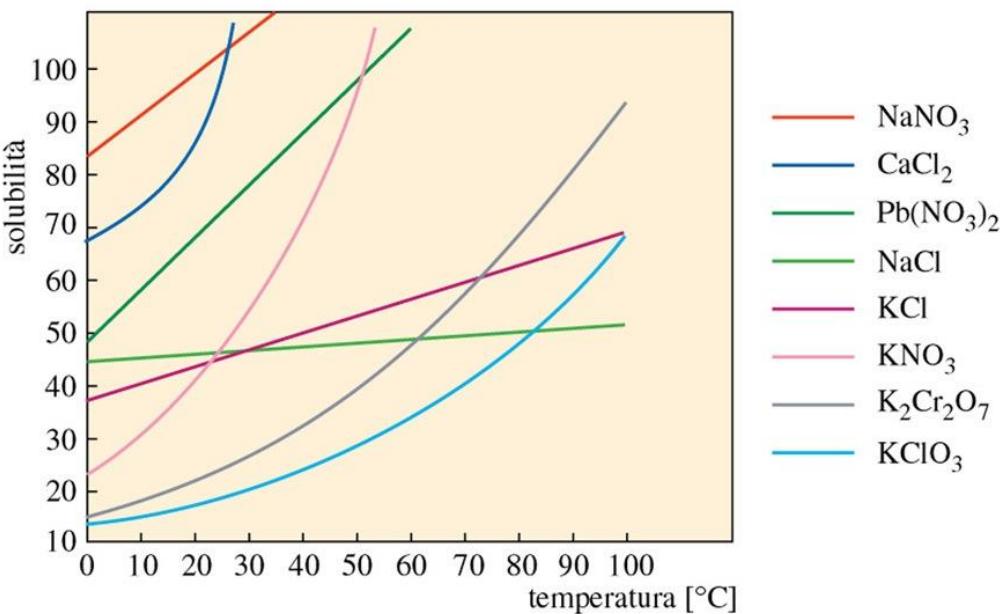


Temperatura e solubilità



• Per la maggior parte dei liquidi e dei gas la solubilità diminuisce con la temperatura
(solvatazione esotermica)

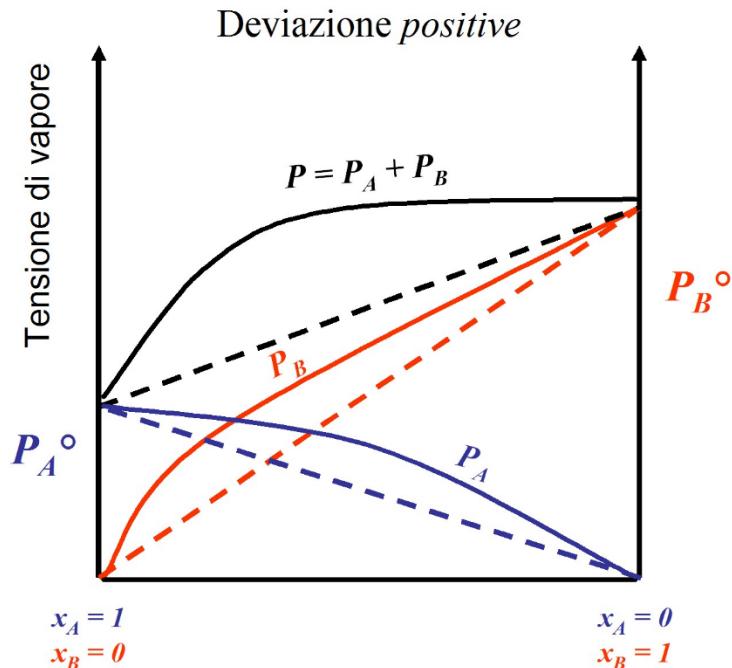
• Per la maggior parte dei solidi la solubilità aumenta con la temperatura della soluzione
(solvatazione endotermica)



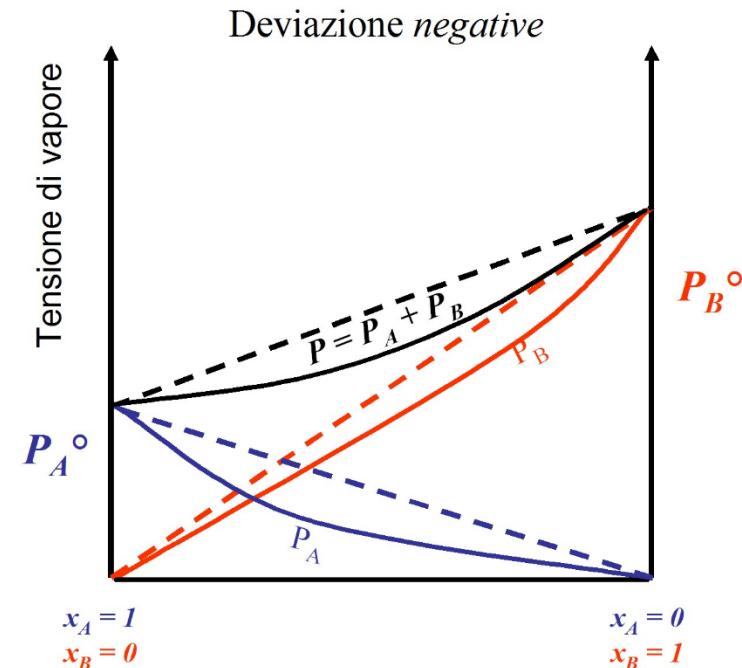
Tensione di vapore delle soluzioni (liquide)

Una soluzione è ***ideale*** quando le pressioni parziali dei costituenti volatili della soluzione sono proporzionali alla loro frazione molare (x_i) nella miscela liquida:

Soluzioni liquide reali



Interazione attrattiva tra **A — B**
minore delle interazioni attrattive
 tra **A — A** e tra **B — B**



Interazione attrattiva tra **A — B**
maggiori delle interazioni attrattive
 tra **A — A** e tra **B — B**

$E(A - B) \ll [E(A - A); E(B - B)]$
 esptano - **etere etilico** ; acqua - **alcol etilico**
 acetone - **etere etilico**

$E(A - B) \gg [E(A - A); E(B - B)]$
 Quasi tutte le soluzioni **acqua - acido**
 (**acido cloridrico, sulfidrico, nitrico, etc.**)

Proprietà colligative

le soluzioni liquide presentano variazioni di alcune proprietà rispetto al solvente puro che non dipendono dalla natura (chimica) del soluto, ma soltanto dalla quantità (concentrazione).

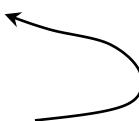
- Abbassamento della *tensione di vapore*
- Innalzamento della *temperatura di ebollizione*
- Abbassamento della *temperatura di fusione* (solidificazione)
- *Pressione osmotica*

Tensione di vapore

Soluzione costituita da una miscela di A (solvente) e B (soluto).

Se B non è *volatile* ed $x_B \ll x_A$

$$P = P_A + P_B = x_A P_A^\bullet + x_B P_B^\bullet \quad \text{(legge di DALTON)}$$



*Vediamo come si può mettere in relazione
alla concentrazione*

La Variazione della tensione di vapore sarà:

$$\Delta P = P^\bullet_A - P = x_B P^\circ_A = [n_B/(n_A + n_B)] P^\circ_A$$

soluzione diluita $n_B \ll n_A \rightarrow (n_A + n_B) \approx n_A$ **e quindi:**

$$\Delta P = (n_B/n_A) P^\bullet_A = \frac{n_B}{(w_A/M_A) \cdot 10^{-3}} P^\bullet_A$$

$$n_A = w_A/M_A \text{ [in gr]} \rightarrow \text{per } w_A \text{ in Kg} \rightarrow n_A = (w_A/M_A) \cdot 10^3$$

$$n_B/w_A \text{ [in kg]} = m \quad (\text{concentrazione molale di B in A})$$

$$\Delta P = m P^\bullet_A \cdot M_A \cdot 10^3 \longrightarrow \Delta P = k \cdot m$$

$k = P^\bullet_A \cdot M_A \cdot 10^3 \rightarrow$ è una costante che dipende solo dal solvente.

$$P(C_1) < P(C_2)$$



La variazione della tensione di vapore comporta una variazione nella temperatura di ebollizione

ΔP non dipende da T , quindi la tensione di vapore sarà uguale 760 mmHg a temperature maggiori di 100 °C.

la variazione della temperatura di ebollizione della soluzione rispetto a quella del solvente puro è detta:

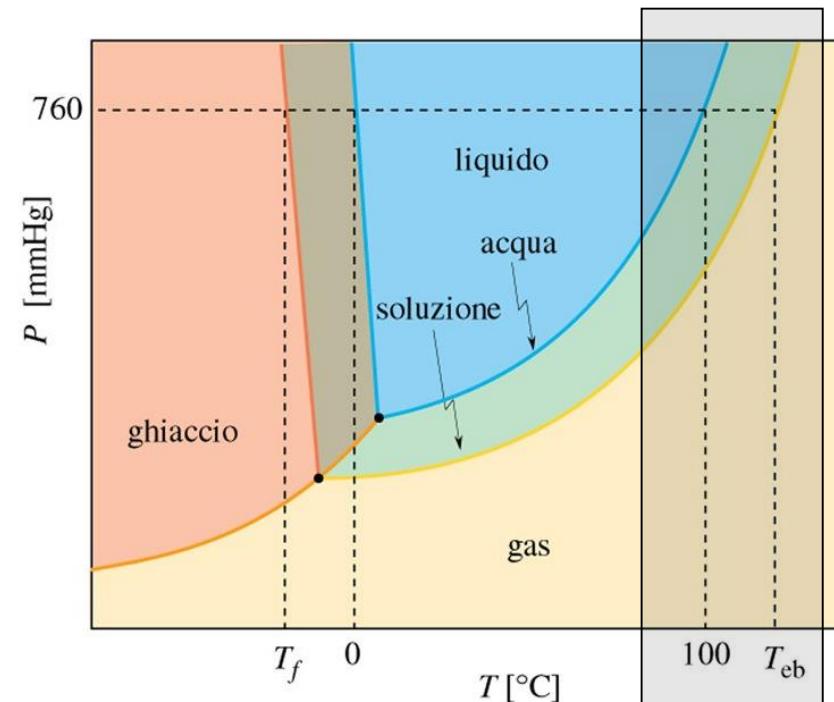
innalzamento ebulloscopico.

$$\Delta T_e = T_e(\text{soluzione}) - T_e(\text{solvente puro})$$

$$\Delta T_e = K_e m$$

m = concentrazione molale del soluto

K_e = costante ebulloscopica molale



Anche la temperatura di fusione T_f (o congelamento) subisce una variazione, che diventa minore di quella del solvente puro.

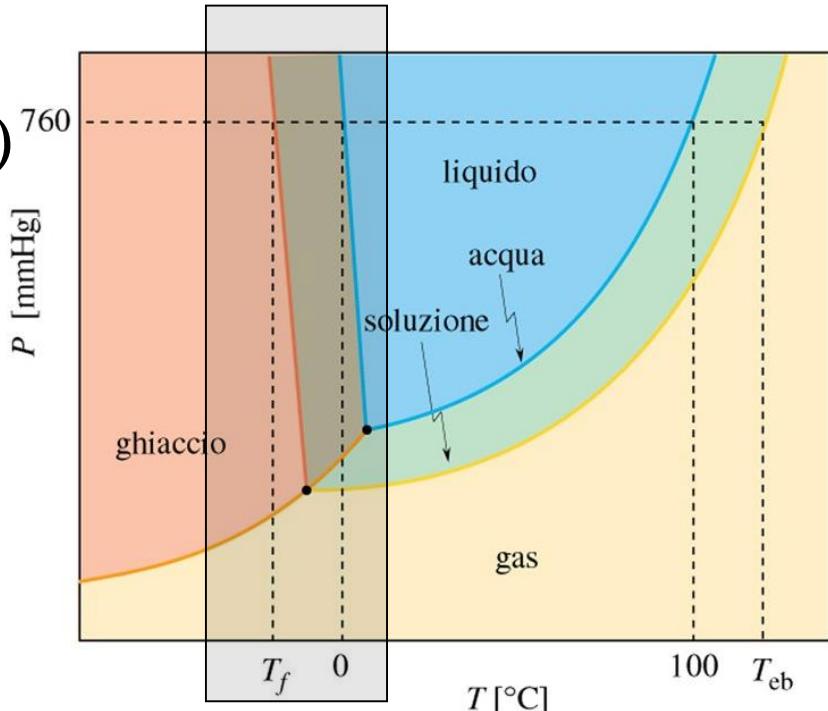
In questo caso si parla di

abbassamento crioscopico.

$$\Delta T_f = T_f(\text{solvente puro}) - T_f(\text{soluzione})$$

$$\Delta T_f = K_f m$$

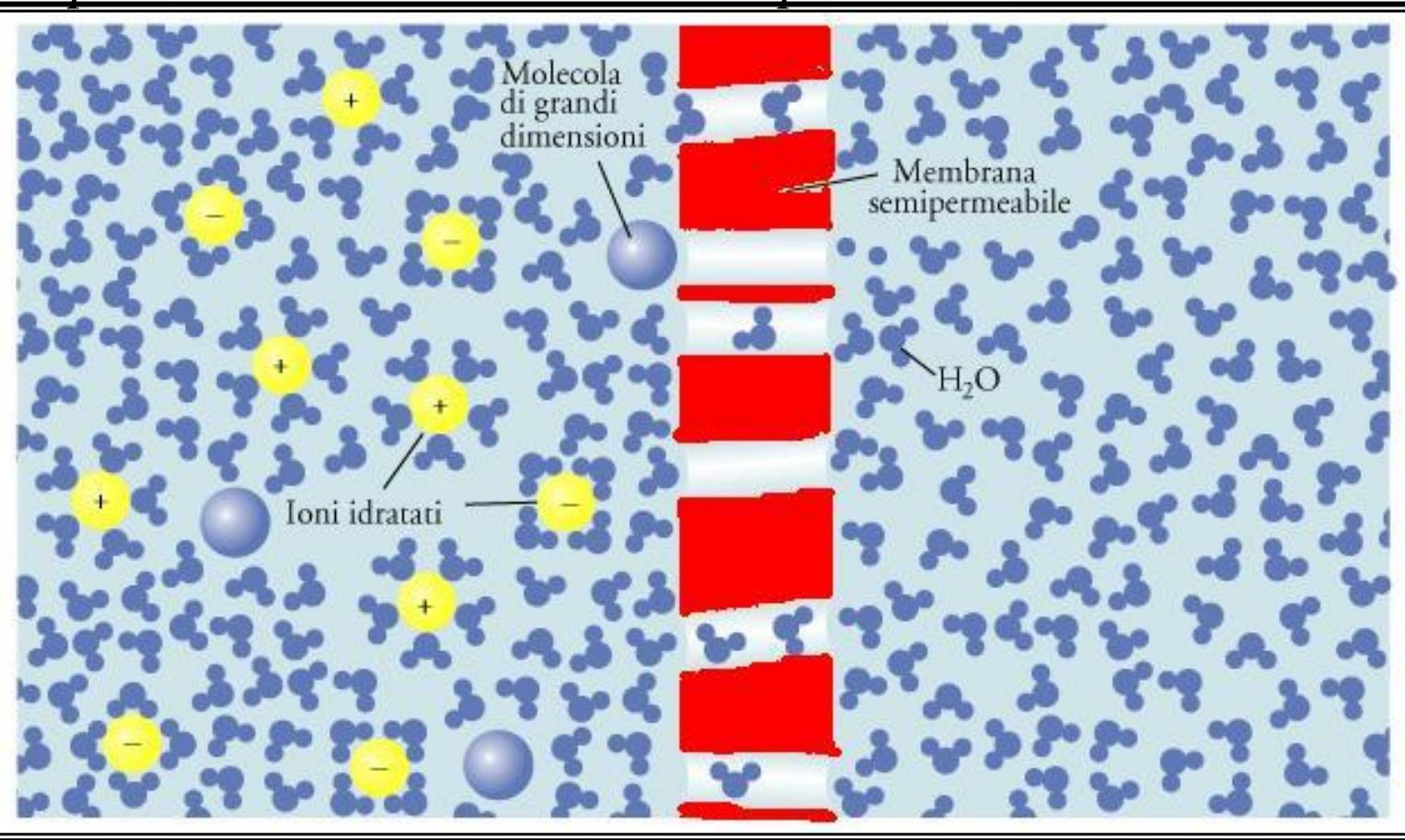
K_f = costante crioscopia molale



Solvente	T_e (°C)	T_f (°C)	K_e (K mol⁻¹ kg)	K_f (K mol⁻¹ kg)
H₂O	100.0	0.0	0.512	1.858
C₆H₆	80.2	5.46	2.61	5.10
CH₃COOH	118.5	16.60	3.08	3.59
C₆H₁₂ cicloesano	80.74	6.55	2.79	20.0

Pressione osmotica (π)

Definizione: pressione che occorre applicare a una soluzione per impedire il passaggio in essa del solvente, quando solvente e soluzione sono separati da una membrana semipermeabile.



Vant't Hoff ha determinato sperimentalmente che:

$$\pi = c \cdot R \cdot T$$

c = concentrazione molare

ed essendo $c = (n/V)$ l'equazione può essere riscritta come
l'equazione dei gas ideali

$$\pi \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

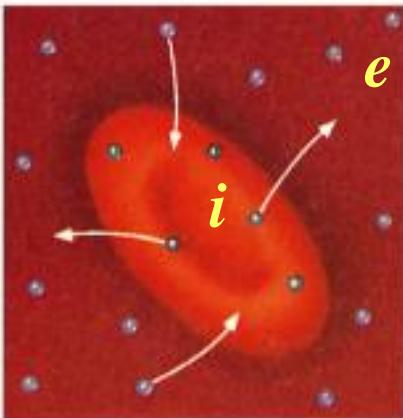
(quindi un soluto contenuto in una
soluzione “agisce” come un gas ideale)

Il fenomeno dell'osmosi può essere visto come una conseguenza
dell'abbassamento della *tensione di vapore in una soluzione*
assumendo il solvente sia allo stato di vapore quando passa
attraverso la membrana semipermeabile.

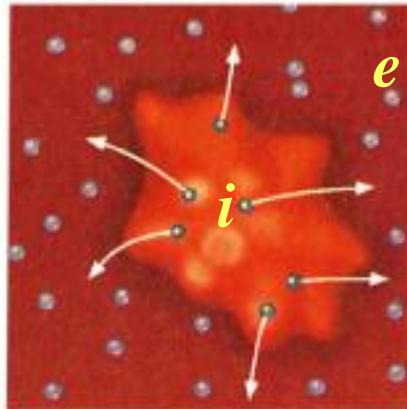
due soluzioni sono *isotoniche* se hanno la stessa pressione osmotica (quindi la stessa concentrazione)

Isotoniche

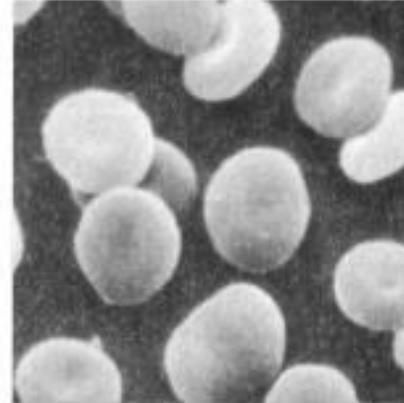
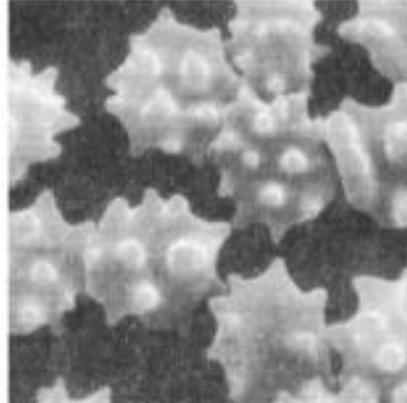
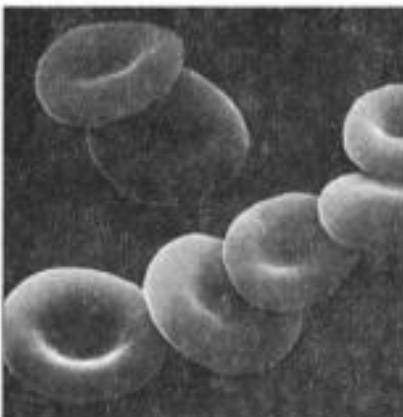
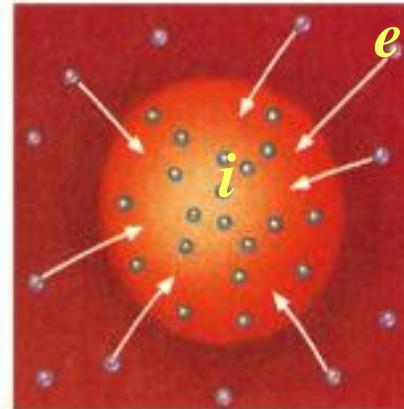
$$\pi(i) = \pi(e)$$



$$\pi(i) < \pi(e)$$



$$\pi(i) > \pi(e)$$



Anomalie delle proprietà colligative

Le proprietà colligative non dipendono dalla natura delle particelle del soluto ma soltanto dal numero di particelle presenti in soluzione.

$$\Delta P = i k m$$

$$\Delta T_e = i K_e m$$

$$\Delta T_f = i K_f m$$

$$\pi = i c R T$$

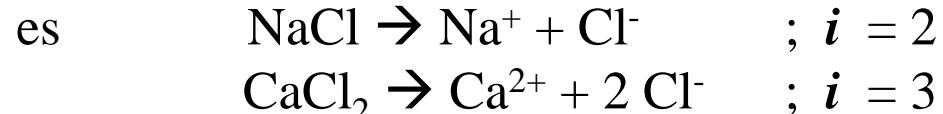
“ i ” viene detto *coefficiente di van't Hoff*, e dipende dal numero effettivo di particelle presenti di soluzione.

$i > 1$ (soluti che si dissociano)

$i < 1$ (soluti che si associano)

elettroliti forti

i = numero di particelle (+ e -) in cui l'elettrolita si dissocia



Elettroliti deboli

se α è il grado di *dissociazione* (frazione di mole di soluto che si dissocia in v particelle) $\alpha = n_d/n_t$

n_d = numero di molecole *dissociate* ; n_t = numero totale di molecole

$$N_T = n_{(\text{indissociate})} + v n_{(\text{dissociate})} = [(1-\alpha) + \alpha v] n_t = [1 + \alpha (v - 1)] n_t$$

$$i = 1 + \alpha (v - 1)$$

Quando una sostanza si *associa*, (ad es. v molecole si raggruppano in un'unica entità) $\alpha = n_d/n_t$ grado di *associazione*

n_a =numero di molecole che si *associano* ; n_t =numero totale di molecole

$$N_T = n_{(\text{non associate})} + n_{(\text{associate})}/v = [(1-\alpha) + \alpha/v] n_t = [1 + (1 - v) \alpha/v] n_t$$

$$i = 1 + (1 - v) \alpha/v$$

ESERCITAZIONI

Si ha bisogno di 0.250 moli di NaCl e tutto quello di cui si dispone è di una soluzione «0.400 M di NaCl». Quale volume (in ml) di questa soluzione si dovrà usare?

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

$$0.400 M \text{ NaCl} = \frac{0.400 \text{ moli NaCl}}{1.00 l} = \frac{0.250 \text{ moli NaCl}}{V}$$

$$V = 0.250 \text{ moli NaCl} \cdot \frac{1.00 l}{0.400 \text{ moli NaCl}} = 0.625 l$$
$$= 0.625 \times 10^3 \text{ ml} = 625 \text{ ml}$$

Quanti grammi di carbonato di sodio occorrono per preparare 500 ml di soluzione a 0.150 M ?

$$M = \frac{n}{V} \quad \longrightarrow \quad n = M \cdot V$$

$$0.150M \text{ Na}_2\text{CO}_3 = \frac{0.150 \text{ moli Na}_2\text{CO}_3}{1000ml} = \frac{n}{500ml}$$

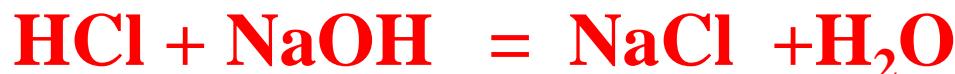
$$n = \frac{0.150 \text{ moli Na}_2\text{CO}_3}{1000ml} \cdot 500ml = 0.0750 \text{ moli Na}_2\text{CO}_3$$

$$pf(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2 \times 22.99 + 12 \times 16.00 + 3 \times 16.00 = 106$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = n \cdot pf = 0.0750 \text{ mol} \cdot 106 \frac{\text{gr}}{\text{mol}} = 7.95 \text{ gr}$$

Determinare il volume di una soluzione di acido cloridrico $[HCl]=0.556\text{ M}$ che si combina esattamente con 25.4 ml di soluzione 0.458 M NaOH .

L'equazione relativa alla reazione è:



25.4 ml di NaOH 0.458 M \longrightarrow

$$n = M \cdot V = 0.458 \frac{\text{mol}}{1000\text{ml}} \cdot 25.4\text{ml} = 0.0116\text{mol}$$

0.0116 mol di NaOH reagiscono con 0.0116 mol di HCl

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0.0116\text{ mol HCl}}{0.556 \frac{\text{mol HCl}}{1000\text{ml}}} = \frac{0.0116}{0.556} \cdot 1000\text{ml} = 20.9\text{ ml}$$

Determinare il volume (ml) di una soluzione 0.114 M di acido solforico $[H_2SO_4]$ che si combina con 32.2 ml di soluzione 0.122 M NaOH.

L'equazione relativa alla reazione è:

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



32.2 ml di NaOH 0.122 M \longrightarrow

$$n = M \cdot V = 0.122 \frac{\text{mol}}{1000\text{ml}} \cdot 32.2\text{ml} = 0.00393\text{mol di NaOH}$$

0.00393 mol di NaOH reagiscono con 0.00197 mol di H_2SO_4

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0.00197\text{mol } H_2\text{SO}_4}{0.114 \frac{\text{mol } H_2\text{SO}_4}{1000\text{ml}}} = \frac{0.00197}{0.114} \cdot 1000\text{ml} = 17.3\text{ml}$$

Determinare il volume di soluzione 0.500 M NaCl per preparare 100 ml di soluzione NaCl 0.100 M .

100 ml di 0.100 M NaCl contengono

$$n = M \cdot V = 0.100 \frac{\text{mol}}{\text{l}} \cdot 0.1 \text{l} = 0.0100 \text{mol}$$

Il volume di soluzione 0.500 M che contiene 0.0100 mol di NaCl è

$$V = \frac{n}{M} = \frac{0.0100 \text{mol}}{0.500 \frac{\text{mol}}{\text{l}}} = 0.0200 \text{l} = 20.0 \text{ml}$$

Nelle diluizioni il volume della soluzione a maggiore concentrazione (M_C) deve avere lo stesso numero di moli (n) della soluzione diluita (M_D)

$$M_C \cdot V_C = M_D \cdot V_D \quad V_C = \frac{M_D \cdot V_D}{M_C} = \frac{0.100 \cdot 100}{0.500} = 20.0 \text{ml}$$

Preparare 200 ml di soluzione 0.2 M di HCl da una soluzione (1) 0.5 M di HCl e una soluzione (2) 0.1 M HCl

$$M = \frac{n}{V} \quad \longrightarrow \quad n = M \cdot V$$

$$V_T = V_1 + V_2$$

$$n_T = n_1 + n_2$$

$$V_2 = V_T - V_1$$

$$\frac{M_1 \cdot V_1}{M_1 + M_2} = \frac{(M_T - M_1) \cdot V_T}{(M_1 + M_2)} = \frac{M_1 \cdot V_1}{M_1 + M_2}$$

$$V_1 = \frac{(0.200 - 0.100)}{(0.500 - 0.100)} \cdot 200 = \frac{0.100}{0.400} \cdot 200 = 50.0$$

$$V_2 = V_T - V_1 = 200 - 50.0 = 150$$

*Prendo
50 ml sol(1) 0.500 M
e
150 ml sol(2) 0.100 M*

Viene preparata una soluzione di albumina contenente 1.08 gr di proteina in 50 ml di acqua. La soluzione ha una pressione osmotica di 5.85 mmHg a 298 K. Quale è la massa molecolare dell'albumina?

$$\pi V = nRT$$

$$V = 50 \text{ ml} = 0.050 \text{ l}$$

$$R = 0.0821 (\text{atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1})$$

$$n = \frac{\pi V}{RT}$$

$$\pi = 5.85 \text{ mmHg} = \frac{5.85}{760} \text{ atm} = 0.00770 \text{ atm}$$

$$= \frac{0.00770 \text{ atm} \times 0.050 \text{ l}}{0.0821 (\text{atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) 298 \text{ K}} = 1.57 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$$

$$pm = \frac{m(\text{gr})}{n(\text{mol})} = \frac{1.08(\text{gr})}{1.57 \cdot 10^{-5} (\text{mol})} = 6.86 \cdot 10^4$$

La nicotina è un liquido completamente miscibile in acqua a temperature inferiori a 60 °C. Sciogliendo 1.921 gr di nicotina in 48.92 gr di acqua, la soluzione congela a -0.450 °C.

Calcolare la molalità della soluzione e la massa molecolare della nicotina

$$\Delta T_f = K_f m \quad \longrightarrow \quad m = \frac{\Delta T_f}{K_f} \quad K_f = 1.86$$

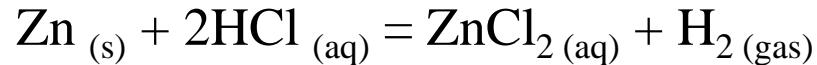
$$\Delta T_f = T(\text{solv}) - T(\text{soluz}) = 0.00 - (-0.450) = 0.450 \text{ K}$$

$$m = \frac{0.450 \text{ K}}{1.86 (\text{K mol}^{-1} \text{ kg})} = 0.242 \text{ (mol kg}^{-1}\text{)}$$

$$n(\text{mol}) = m \times M_{(\text{solv})} = 0.242 \text{ mol kg}^{-1} \times 0.04892 \text{ kg} = 0.01184 \text{ mol}$$

$$\text{pm} = \text{massa molare} = \frac{w(\text{gr})}{n(\text{mol})} = \frac{1.921 \text{ gr}}{0.01184 \text{ mol}} = 162.2$$

Zinco in soluzione acquosa di HCl reagisce secondo:



In un esperimento condotto alla temperatura di 20 °C, l'idrogeno raccolto sopra la soluzione è contenuto in un volume di 250 ml e una pressione di 0.55 atm.

Determinare la massa dello Zn che è stato messo a reagire.

$$760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm}$$

Tensione di vapore dell'H₂O a 20 °C è 17.5 mmHg

$$\longrightarrow 17.5 \text{ mmHg} = \frac{17.5}{760} \text{ atm} = 0.0230 \text{ atm}$$

Il gas raccolto è una miscela di H₂(gas) ed H₂O(vap)

Legge di Dalton

$$P = P_{H_2} + P_{H_2O}$$

$$0.55 \text{ atm} = P_{H_2} + 0.0230 \text{ atm}$$

$$P_{H_2} = (0.55 - 0.0230) \text{ atm} = 0.527 \text{ atm}$$

$$P_{H_2}V = n_{H_2}RT$$

$$V = 250\text{ ml} = 0.250\text{ l}$$

$$T = 20.0^\circ\text{C} + 273.15 = 293.15\text{ K}$$

$$R = 0.0821(\text{atm l mol}^{-1}\text{ K}^{-1})$$

$$\begin{aligned}n_{H_2} &= \frac{P_{H_2}V}{RT} = \frac{0.527\text{ atm} \cdot 0.250\text{ l}}{0.0821(\text{atm l mol}^{-1}\text{ K}^{-1}) 293\text{ K}} \\&= 0.00548\text{ mol}\end{aligned}$$



1 mol H₂ proviene da 1 mol di Zn;

Quindi abbiamo messo a reagire 0.00548 mol di Zn;

$$m(\text{Zn}) = \text{pa}(\text{Zn}) \times n(\text{Zn}) = 65.41 \times 0.00548 = 0.358\text{ g di Zn}$$

450 ml di un gas si trovano alla pressione di 745 torr. Quale volume occupa il gas alla pressione di 785 torr, alla stessa temperatura?

$$PV = nRT$$

$$PV = \text{cost}$$

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$V_2 = \frac{P_1V_1}{P_2} = \frac{745 \text{ torr} \times 450 \text{ ml}}{785 \text{ torr}} = 427 \text{ ml}$$

Il volume di un gas a 25 °C è di 5 l. Calcolare il volume alla stessa pressione e a una temperatura di 150 °C.

$$PV = nRT$$

$$\frac{V}{T} = \frac{nR}{P} = cost$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$T_1(K) = t(\text{°C}) + 273.15 = 25 + 273.15 = 298.15 K$$

$$T_2(K) = t(\text{°C}) + 273.15 = 150 + 273.15 = 423.15 K$$

$$V_2 = \frac{T_2 V_1}{T_1} = \frac{423 K \times 5 l}{298 K} = 7.09 l$$

Quale sarà la pressione di un gas che a -5 °C occupa un volume di 2 l se il suo volume a 50 °C e 1,5 atm è di 900 ml?

$$PV = nRT \quad \frac{PV}{T} = nR = \text{cost}$$

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$T_1(K) = t(\text{°C}) + 273.15 = 50 + 273.15 = 323.15 K$$

$$T_2(K) = t(\text{°C}) + 273.15 = -5 + 273.15 = 268.15 K$$

$$P_2 = \frac{T_2 P_1 V_1}{V_2 T_1} = \frac{268 K \times 1.5 \text{ atm} \times 0.900 l}{2 l \times 323 K} = 0.560 \text{ atm}$$

Calcolare il numero di moli di un gas che a condizioni normali (a c.n.) occupa un volume di 7 l.

c.n. $\rightarrow P = 1.00 \text{ atm}$; $t = 0.00^\circ\text{C} = 273.15 \text{ K}$

$R = 0.0821 \text{ (atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1}\text{)}$

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{1.00 \text{ atm} \times 7.00 \text{ l}}{0.0821(\text{atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \times 273 \text{ K}} = 0.310 \text{ mol}$$

Un litro di CO₂ pesa a c.n. 1.9766 g. A quale temperatura pesa 0.825 g se la pressione viene mantenuta costante?

$$n = \frac{m}{pm}$$

$$\text{c.n.} \rightarrow P = 1.00 \text{ atm}; t = 0.00^\circ\text{C} = 273.15 \text{ K}$$
$$R = 0.0821 (\text{atm l mol}^{-1} \text{ K}^{-1})$$

$$PV = nRT = \frac{m}{pm} RT \quad m \cdot T = \frac{pm \cdot P \cdot V}{R} = \text{cost}$$

$$m_1 \cdot T_1 = m_2 \cdot T_2$$

$$T_2 = \frac{m_1 \cdot T_1}{m_2}$$

$$T_2 = \frac{1.9766 \text{ g} \cdot 273 \text{ K}}{0.825 \text{ g}} = 654 \text{ K}$$

La densità del fosforo rispetto all'ossigeno è 3.875. Da quanti atomi è costituita la molecola del fosforo? (R=4)

$$\begin{aligned}pa(P) &= 31.0 \\pa(O) &= 16.0\end{aligned}$$

Legge di Avogadro: *volumi uguali dello stesso gas o di gas diversi nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione contengono un ugual numero di molecole.*

$$\begin{aligned}n &= \frac{\mathbf{m}}{pm} & m &= n \cdot pm & d &= \frac{\mathbf{m}}{V} & d &= \frac{n \cdot pm}{V}\end{aligned}$$

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{pm_1}{pm_2} \quad pm_2 = \frac{d_2}{d_1} pm_1 \quad pm_2 = 3.875 \cdot 32 = 124$$

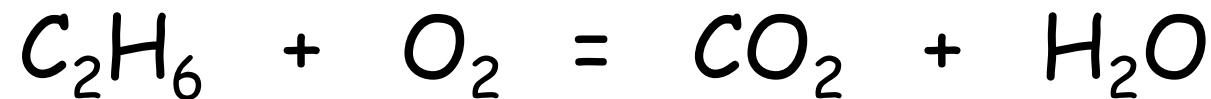
$$pm = \sum_{i=1,N} pa(i) = N \cdot pa \quad N = \frac{pm}{pa} \quad N = \frac{124}{31.0} = 4$$

Calcolare il volume di O₂ necessario per bruciare 5 litri di etano a c.n.

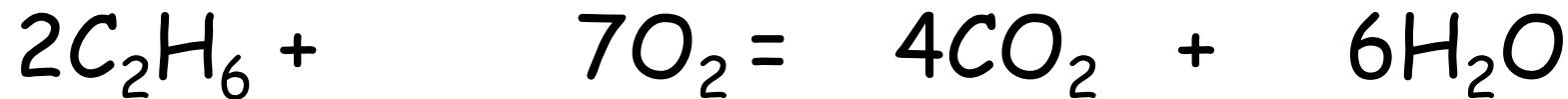
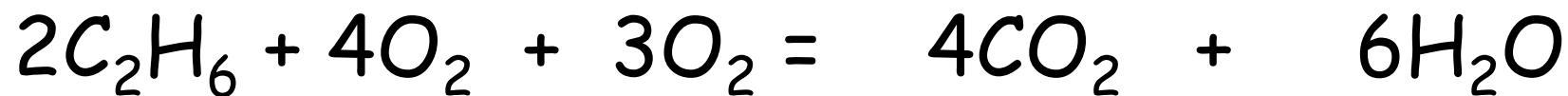
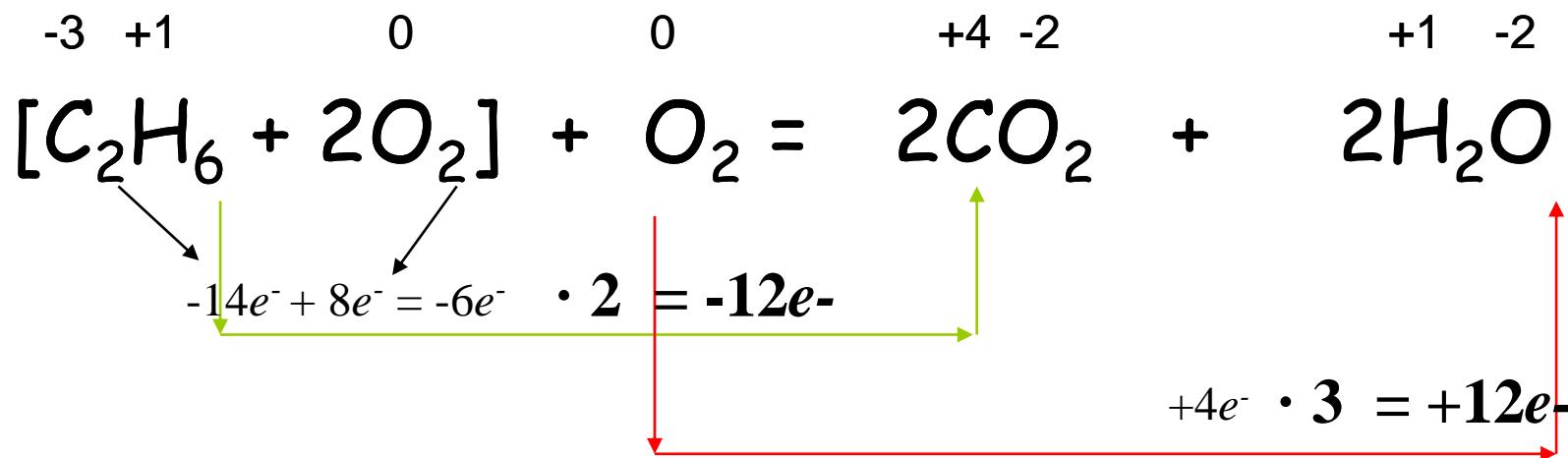
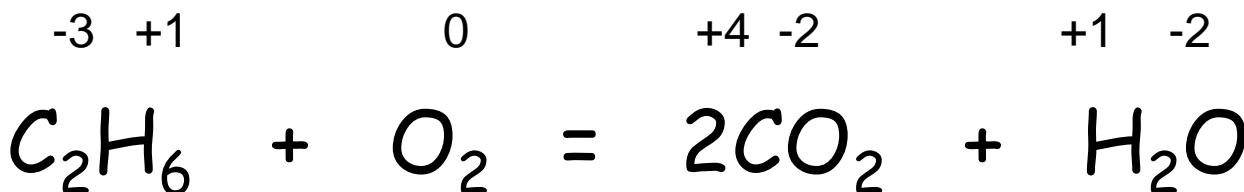
c. n.

P = 1 atm

t = 0 °C → 273 K



Calcolare il volume di O₂ necessario per bruciare 5 litri di etano a c.n.



Calcolare il volume di O₂ necessario per bruciare 5 litri di etano a c.n.



Legge di Avogadro: *volumi uguali dello stesso gas o di gas diversi nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione contengono un ugual numero di molecole.*

2 litri di etano reagiranno con 7 litri di ossigeno

$$\frac{7l \text{ di } O_2}{2 l \text{ di } C_2H_6} = \frac{V}{5 l \text{ di } C_2H_6}$$

$$V = 5 \boxed{l \text{ di } C_2H_6} \frac{7l \text{ di } O_2}{2 \boxed{l \text{ di } C_2H_6}} = 5 \quad \frac{7l \text{ di } O_2}{2} = \boxed{17,5 l \text{ di } O_2}$$

Calcolare il volume di biossido di zolfo che si ottiene alla temperatura di 30 °C e alla pressione di 780 torr facendo reagire 30 gr di solfito di sodio con acido cloridico

$$m = 30 \text{ gr}$$

$$T = 30 \text{ } ^\circ\text{C} = 303 \text{ K}$$

$$P = 780 \text{ torr} = 780/760 \text{ atm.} = 1,026 \text{ atm}$$



$$n \text{ mol} = m/pf = 30/126 = 0,2381$$

$$PV = nRT$$

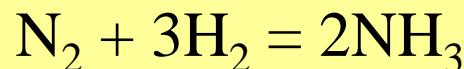
$$V = nRT/P$$

$$V = 0,2381 \cdot 0,0821 \cdot 303 / 1,026$$

$$\begin{aligned} \text{pf}(\text{Na}_2\text{SO}_3) &= 2 \text{ pa(Na)} + \text{pa(S)} + 3\text{pa(O)} \\ &= 2 \cdot 23 \quad + 32 \quad 3 \cdot 16 \\ &= 46 \quad + 32 \quad 48 \\ &= 126 \end{aligned}$$

$$V = 5,77 \text{ litri}$$

3 moli di idrogeno ed 1 di azoto vengono mescolate in un recipiente a $400\text{ }^{\circ}\text{C}$ e fatte reagire. Calcolare quante moli di ammoniaca si sono formate se la temperatura è rimasta costante e la pressione è variata da 200 atm iniziali a 190 atm . Finale.
(R=0,2 mol)



$$PV = nRT \quad \frac{P}{n} = \frac{RT}{V} = \text{cost} \quad \frac{P_1}{n_1} = \frac{P_2}{n_2}$$

$$n_2 = \frac{n_1}{P_1} P_2 \quad n_2 = \frac{(1+3)\text{mol}}{200\text{atm}} 190\text{atm} = 3.80\text{mol}$$

$$n_2 = 3.80\text{mol} = (1 - \frac{1}{2}x) + (3 - \frac{3}{2}x) + x$$

$$3.80\text{mol} = 1 + 3 - \frac{1}{2}x - \frac{3}{2}x + x = 4 - x$$

$$x = 4 - 3.8 = 0.2\text{mol}$$

