

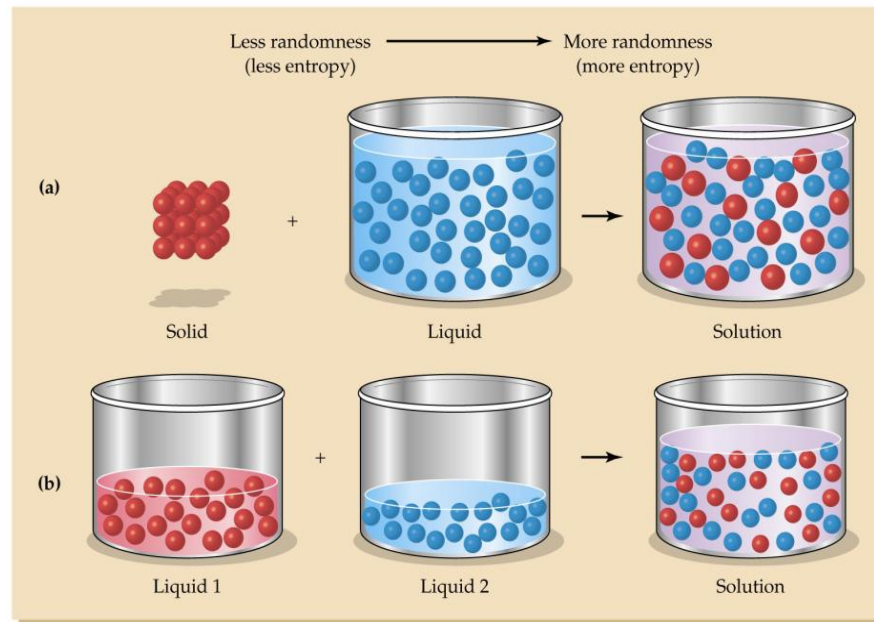
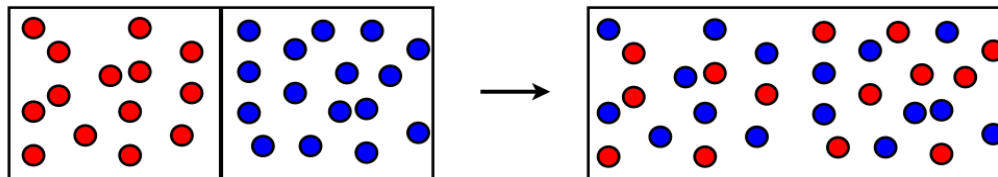
# Soluções Ideais e Não Ideais – Definições e Equacionamento

**Solução Ideal:** Uma solução de dois componentes A e B é ideal sob o ponto de vista termodinâmico se a **Entalpia de mistura é nula** e a **Entropia de mistura** é função exclusiva da fração molar de cada componente: Assim:

$$Q_P = \Delta H_{mis} = 0$$

$$\Delta S_{mis} = -R(x_A \ln x_A + x_B \ln x_B)$$

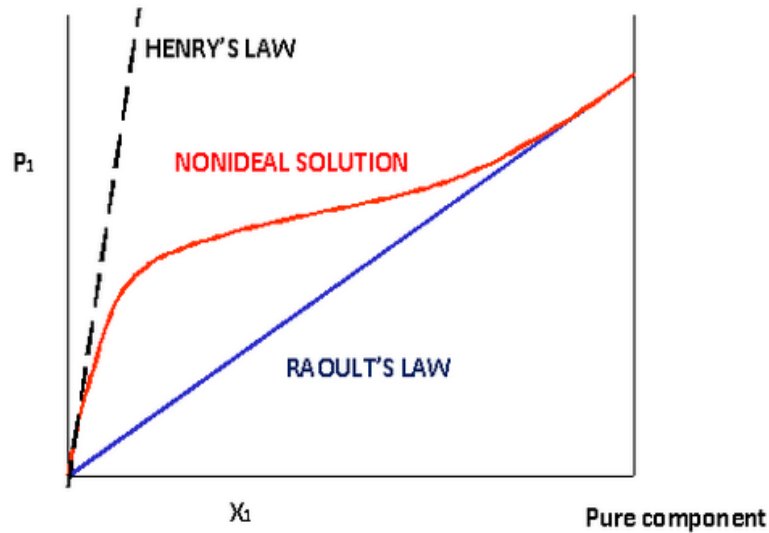
**Decorrencia:** A mistura de dois gases ideais forma uma solução gasosa ideal



## Solução Ideal em fase condensada (solução líquida)

Seja o solvente o componente (1) com fração molar  $x_1$  e o soluto o componente (2) com fração molar  $x_2$ .

Uma solução é definida como ideal no regime de baixa concentração de soluto (isto é a fração molar  $x_2 \rightarrow 0$ ) na qual o solvente segue a [lei de Raoult](#) e sua pressão de vapor é proporcional a fração molar  $x_1$ .



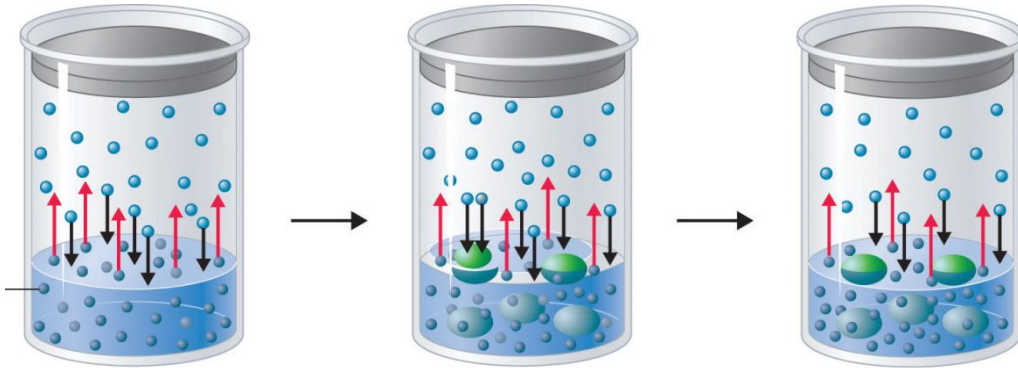
$$P_1 = x_1 P_1^0$$

$$P_1 = (1 - x_2) P_1^0$$

**Solvente (1)** volátil  
com pressão de  
vapor puro  $P_1^0$

Adição de **soluto (2)**  
não volátil

Resultado: Pressão de  
Vapor do Solvente (1)  
se reduz de acordo  
com a lei de Raoult



$$P_1 = x_1 P_1^0$$

Varição da pressão de vapor  
do solvente volátil é dada por:

$$P_1 = (1 - x_2) P_1^0$$

$$\Delta P_1 = (P_1^0 - P_1) = x_2 P_1^0$$

Aplicação: Tonometria: Medida da variação da pressão de vapor do solvente pela adição de um soluto não volátil. Permite estimar a massa molar do soluto ( $M_2$ ).

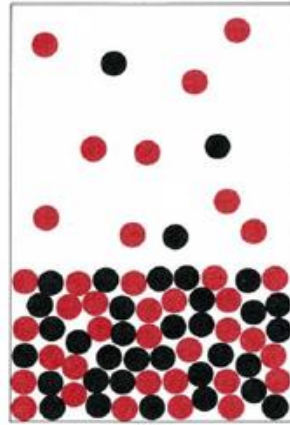
$$\bar{M}_2 = \left( \frac{m_2}{m_1} \right) \frac{P_1^0}{\Delta P_1} \bar{M}_1$$

# SOLUÇÃO IDEAL DE DOIS LÍQUIDOS VOLÁTEIS

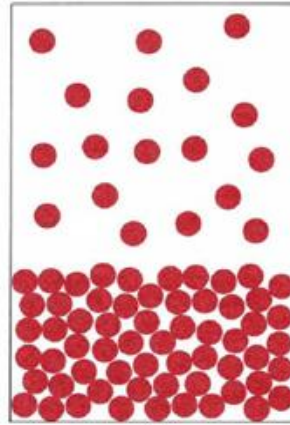
Ex: **Tolueno** + **Benzeno**



(a)



(b)



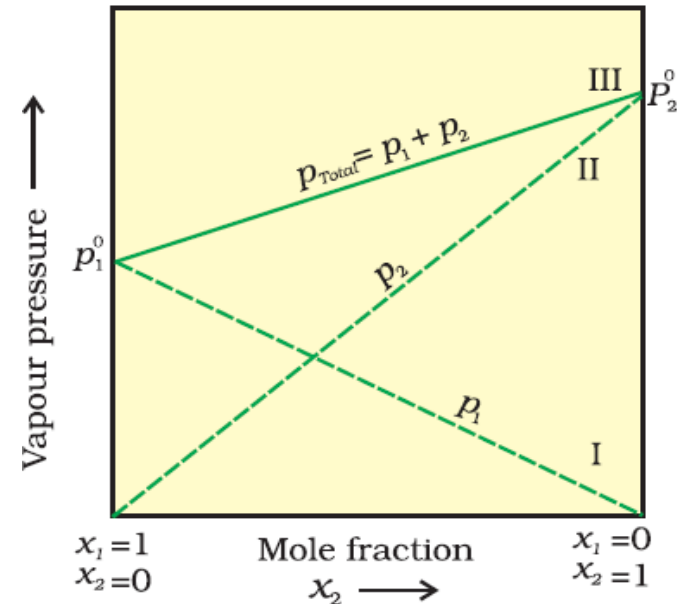
(c)

**Obs:** Na fase líquida (solução) vale a lei de Raoult para ambos componentes e na fase vapor aplica-se a Lei de Dalton

Composição do Líquido e do Vapor:

$$\begin{pmatrix} x_1 \\ x_2 \end{pmatrix}_{\text{VAPOR}} = \begin{pmatrix} x_1 \\ x_2 \end{pmatrix}_{\text{SOL.}} \begin{pmatrix} P_1^0 \\ P_2^0 \end{pmatrix}$$

Conclusão: O vapor é rico no componente de maior pressão de vapor (componente mais volátil). Ou seja, o componente mais volátil de uma solução líquida ideal estará em maior proporção no vapor do que no líquido (solução). Este é o efeito fundamental para separação de líquidos em uma destilação fracionada

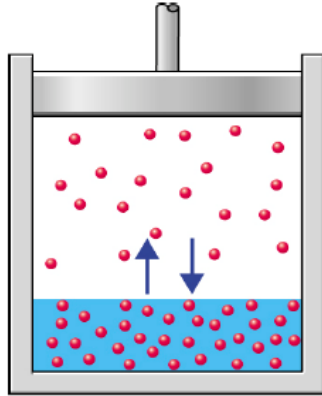


### Problema:

Etanol e metanol formam uma solução muito próxima da ideal devido a interações moleculares similares. A 20 °C a pressão de vapor do etanol é de 44,5 torr e a do metanol de 88,7 torr. (a) Calcule as frações molares do etanol e do metanol numa solução obtida pela mistura de 1,30 mol de etanol com 1,25 mol de metanol. (b) Calcule as pressões parciais e a pressão de vapor total bem como as respectivas frações molares no vapor. (c) Se esta mistura for destilada como será a separação dos componentes?

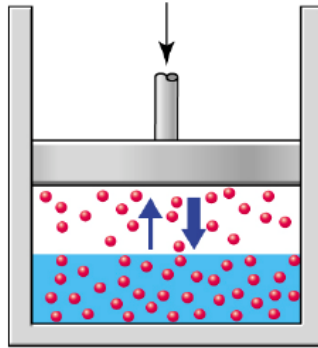
## SOLUBILIDADE DE GASES EM LÍQUIDOS E A LEI DE HENRY

Observação experimental: Aumento da solubilidade de um dado gás na fase líquida com o aumento da pressão



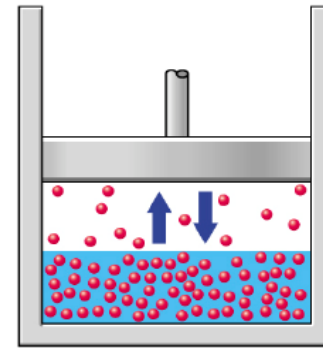
(a)

Equilíbrio inicial



(b)

Aumento da  
Pressão do gás



(c)

Novo equilíbrio é estabelecido com aumento na concentração do gás na fase líquida

Fenômeno similar que se verifica quando se abre um refrigerante



Questão 1: Como representar o equilíbrio de solubilização do gás no líquido.

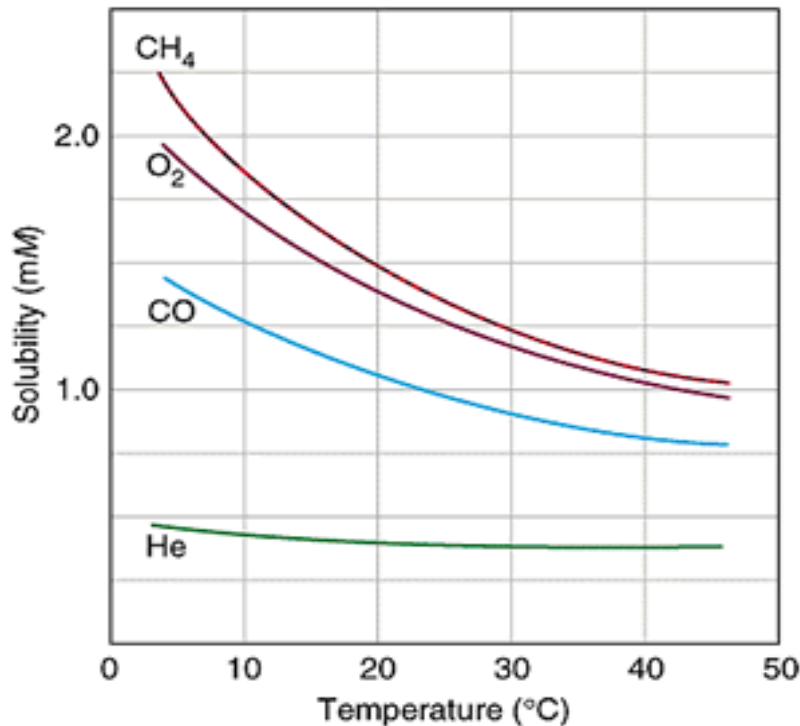
Questão 2: Como representar o equilíbrio de solubilização com mais componentes (por exemplo dois gases).

O equilíbrio do gás entre as fases é representado pela equação de Henry. A concentração de gás dissolvido na fase líquida é proporcional à Pressão Parcial deste gás na fase gasosa. Ou seja podemos colocar a equação em diferentes formas com diferentes definições da constante de Henry para um dado gás em relação a um dado líquido (T = constante). Assim temos:

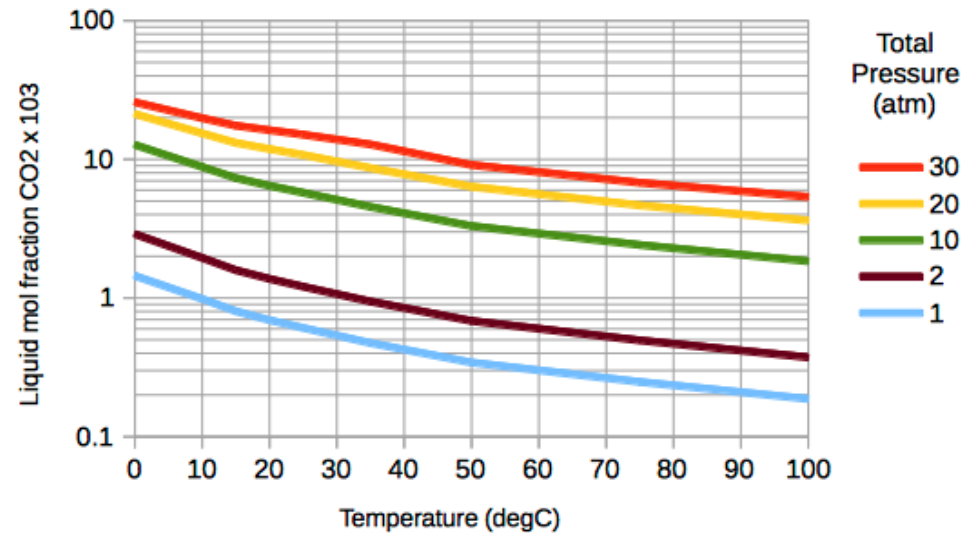
Table 1: Some forms of Henry's law and constants (gases in water at 298 K) <sup>[7]</sup>				
equation:	$k_{H,pc} = \frac{p_{gas}}{c_{aq}}$	$k_{H,cp} = \frac{c_{aq}}{p_{gas}}$	$k_{H,px} = \frac{p_{gas}}{x_{aq}}$	$k_{H,cc} = \frac{c_{aq}}{c_{gas}}$
dimension:	$\left[ \frac{L_{soln} \cdot atm}{mol_{gas}} \right]$	$\left[ \frac{mol_{gas}}{L_{soln} \cdot atm} \right]$	$\left[ \frac{atm \cdot mol_{soln}}{mol_{gas}} \right]$	dimensionless
O <sub>2</sub>	769.23	1.3 E-3	4.259 E4	3.180 E-2
H <sub>2</sub>	1282.05	7.8 E-4	7.099 E4	1.907 E-2
CO <sub>2</sub>	29.41	3.4 E-2	0.163 E4	0.8317
N <sub>2</sub>	1639.34	6.1 E-4	9.077 E4	1.492 E-2
He	2702.7	3.7 E-4	14.97 E4	9.051 E-3
Ne	2222.22	4.5 E-4	12.30 E4	1.101 E-2
Ar	714.28	1.4 E-3	3.955 E4	3.425 E-2
CO	1052.63	9.5 E-4	5.828 E4	2.324 E-2

## Efeito da Temperatura na Solubilidade de Gases em Líquidos

Varição da Solubilidade de Gases em água com temperatura



Varição da Solubilidade do CO<sub>2</sub> com temperatura e pressão do gás

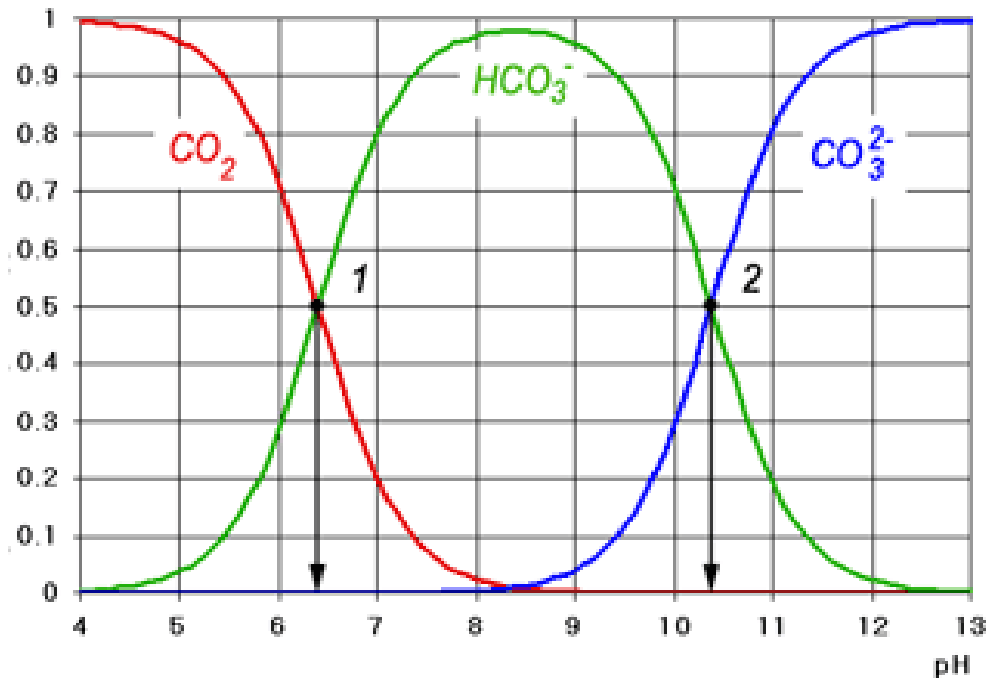


Conclusão: Solubilidade de um gás diminui com a temperatura e aumenta com a pressão.



Atenção:

Solubilidade de Gases Reativos depende de equilíbrios na fase líquida.  
Exemplo: Solubilidade de  $\text{CO}_2$  depende do pH de uma solução aquosa.



Explica por que lentamente o  $\text{CO}_2$  carbonata uma solução de NaOH