

Elegyek

- 8-1 Elegyek fajtái
- 8-2 Koncentrációk
- 8-3 Intermolekuláris erők, az elegyedés folyamata
- 8-4 Elegyek keletkezése, egyensúly
- 8-5 Gázok oldhatósága
- 8-6 Elegyek gőznyomása
- 8-7 Ozmózis nyomás
- 8-8 Fagyáspont csökkenés, forráspont emelkedés
- 8-9 Elektrolit oldatok
- 8-10 Kolloid oldatok

8-1 Az elegyek fajtái

TABLE 14.1 Some Common Solutions

Solution	Components
Gaseous solutions	
Air	N_2 , O_2 , and several others
Natural gas	CH_4 , C_2H_6 , and several others
Liquid solutions	
Seawater	H_2O , $NaCl$, and many others
Vinegar	mL of H_2O , $HC_2H_3O_2$ (acetic acid)
Soda pop	H_2O , CO_2 , $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sucrose), and several others
Solid solutions	
Yellow brass	Cu , Zn
Palladium–hydrogen	Pd , H_2

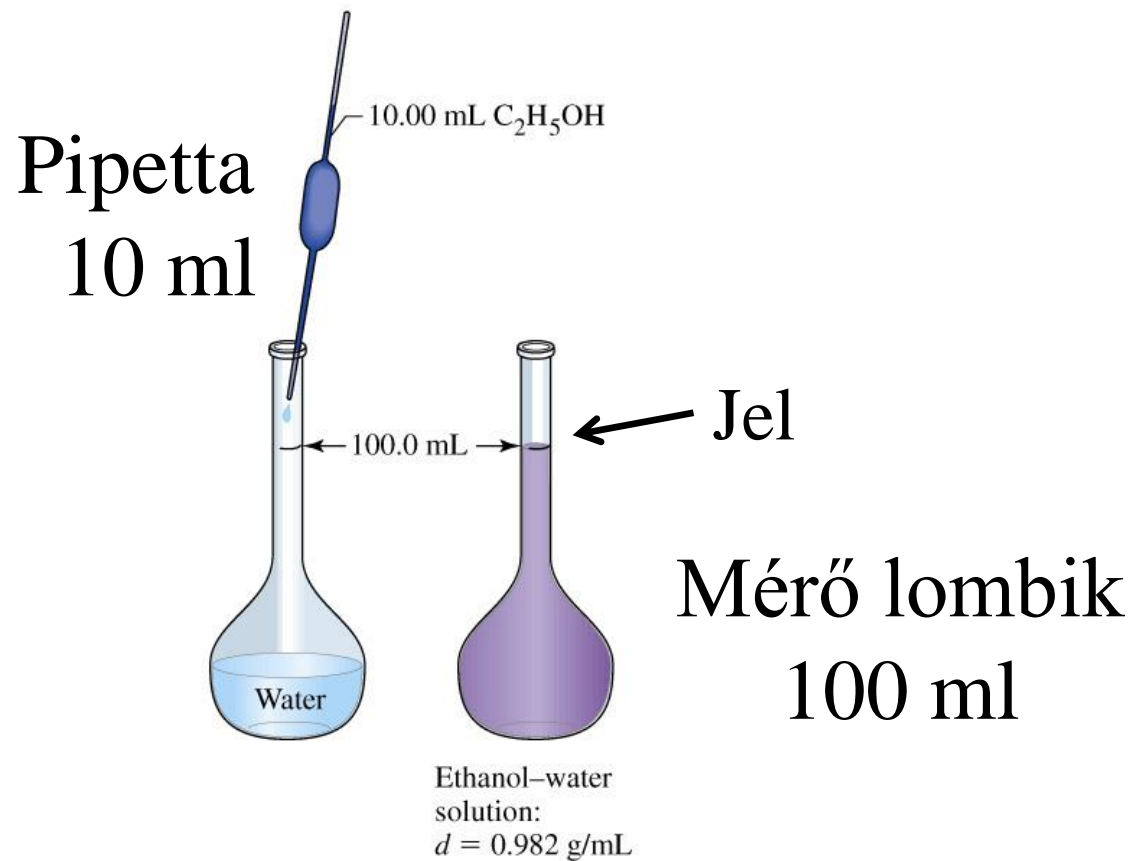
Homogén oldatok

8-2 Koncentrációk (ismétlés)

- Tömegszázalék: (m/m)
- Térfogat százalék: (v/v)
- Tömeg/térfogat százalék: (m/v)

- Izotóniás sóoldat: 0.92 g NaCl 100 ml vízben:
0.92% NaCl (m/v)

10% etanol oldat (v/v)



Mol koncentrációk (ismétlés)

$$x_i = \frac{\text{Az oldott anyag } i \text{ (mol)}}{\text{Az összes mol száma (mol)}}$$

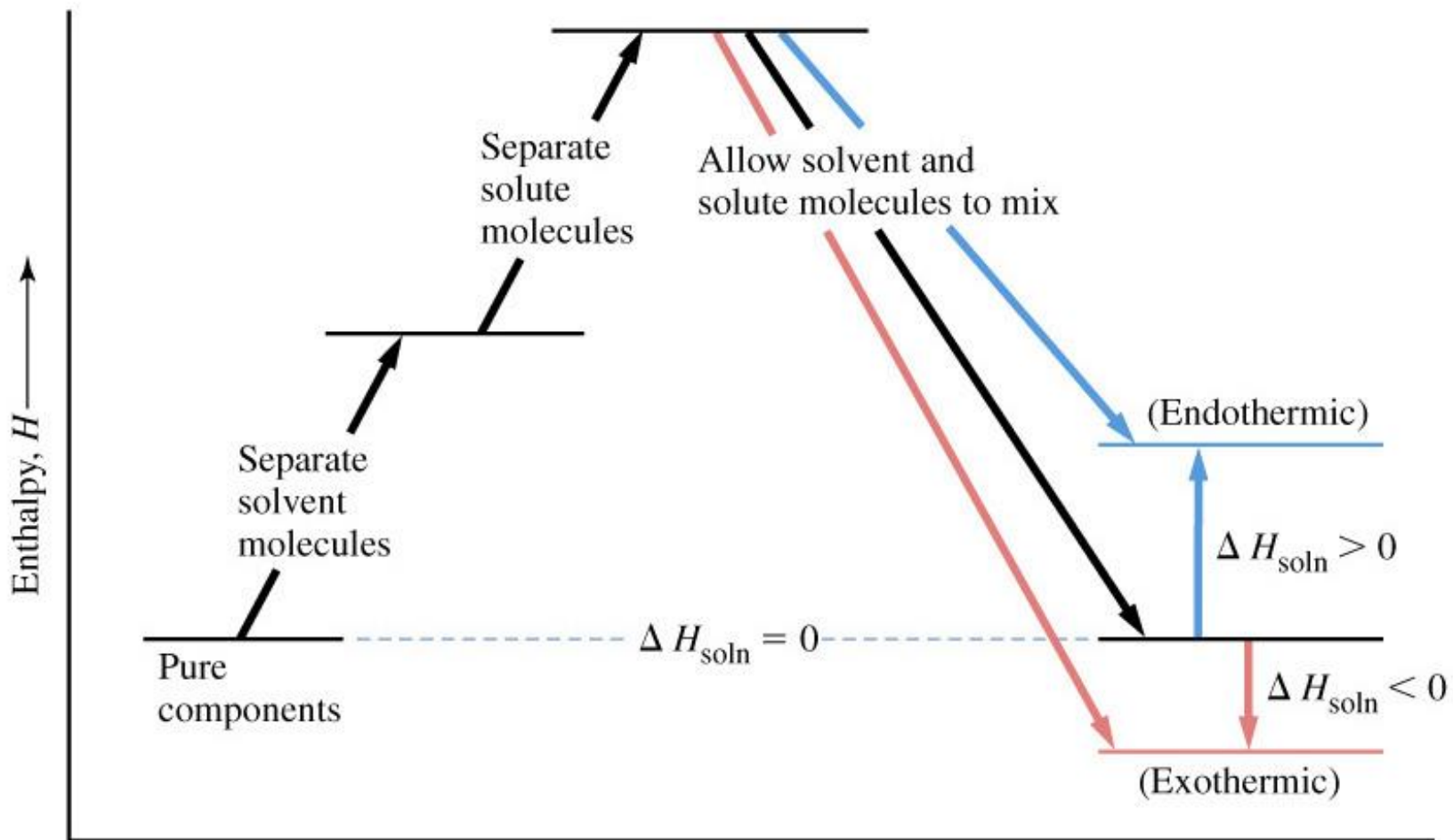
$$x_1 + x_2 + x_3 + \dots x_n = 1$$

$$\text{Mol \% } i = x_i \cdot 100\%$$

$$\text{Molaritás (M)} = \frac{\text{Oldott anyag (mol)}}{\text{Oldat térfogat (liter)}}$$

$$\text{Molalitás (m)} = \frac{\text{Oldott anyag (mol)}}{\text{Oldószer tömege (kg)}}$$

8-3 intermolekuláris kölcsönhatások

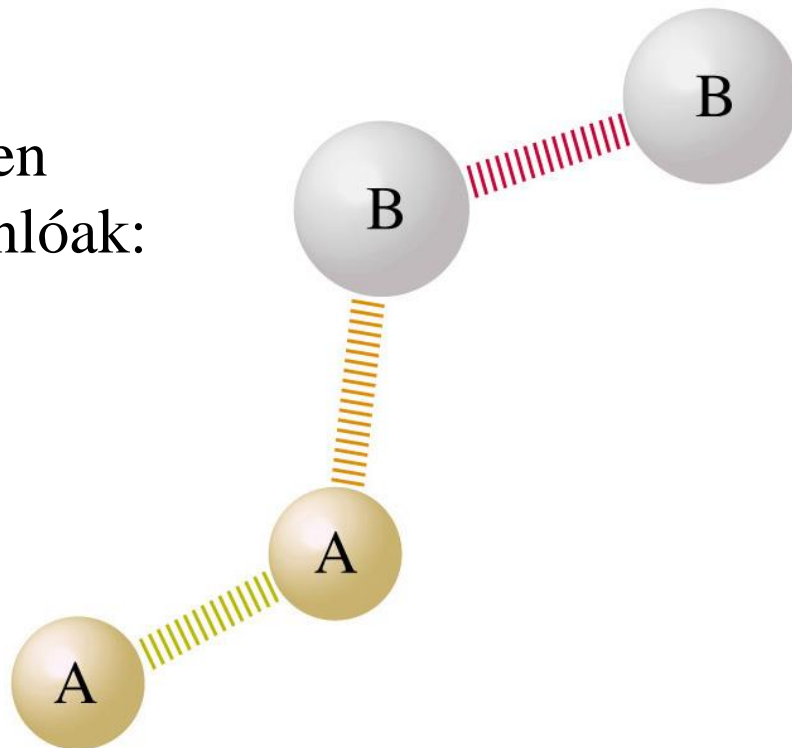


Intermolekuláris kölcsönhatások

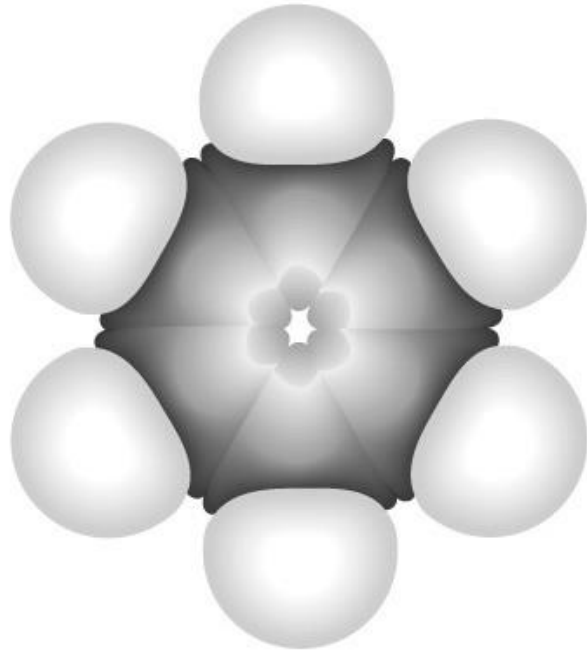
- Ideális elegy
 - A kölcsönhatások minden komponens között hasonlóak:
 - A-A, A-B, B-B

$$\Delta H_{\text{mix}} = 0$$

$$\Delta V_{\text{mix}} = 0$$

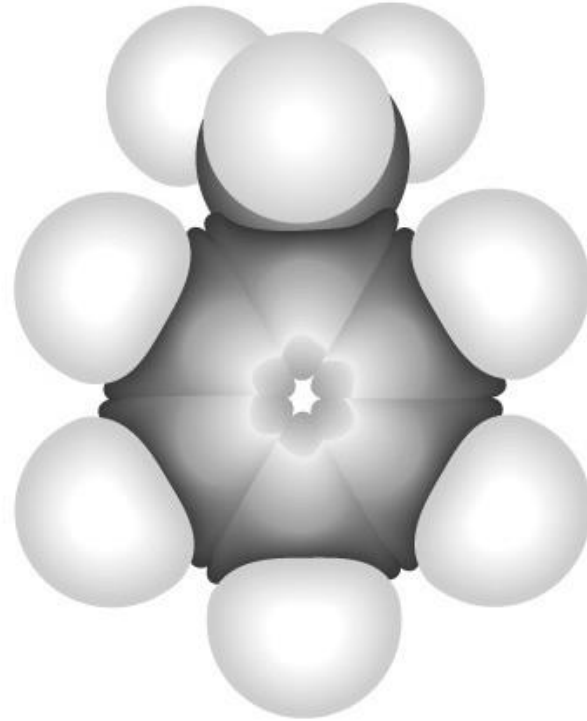


Ideális elegy: benzol-toluol



(a)

Benzol

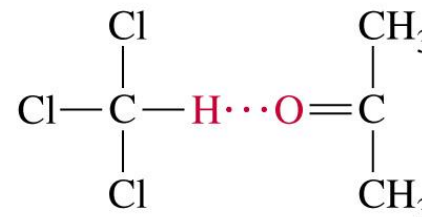
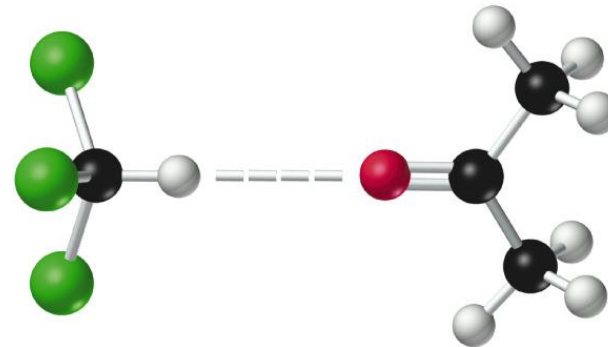


(b)

Toluol

Nem ideális elegy - exotherm

- Az adhézív kölcsönhatás erősebb mint a kohézív
- Az elegyítés exotherm



Kloroform - Aceton

$$\Delta H_{\text{old}} < 0$$

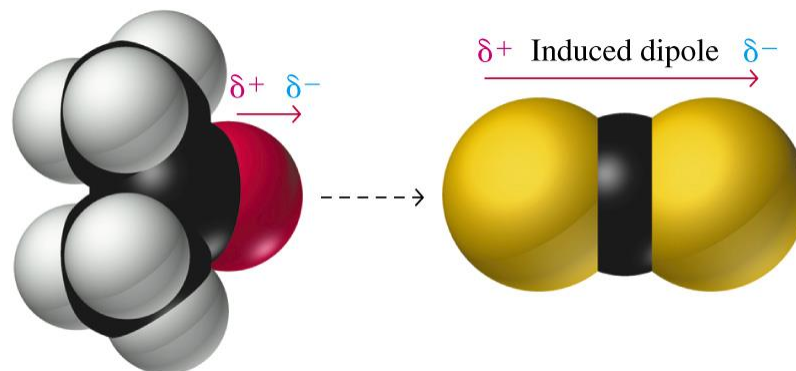
Nem ideális elegy - endoterm

- Az adhézív kölcsönhatás gyengébb mint a kohézív.

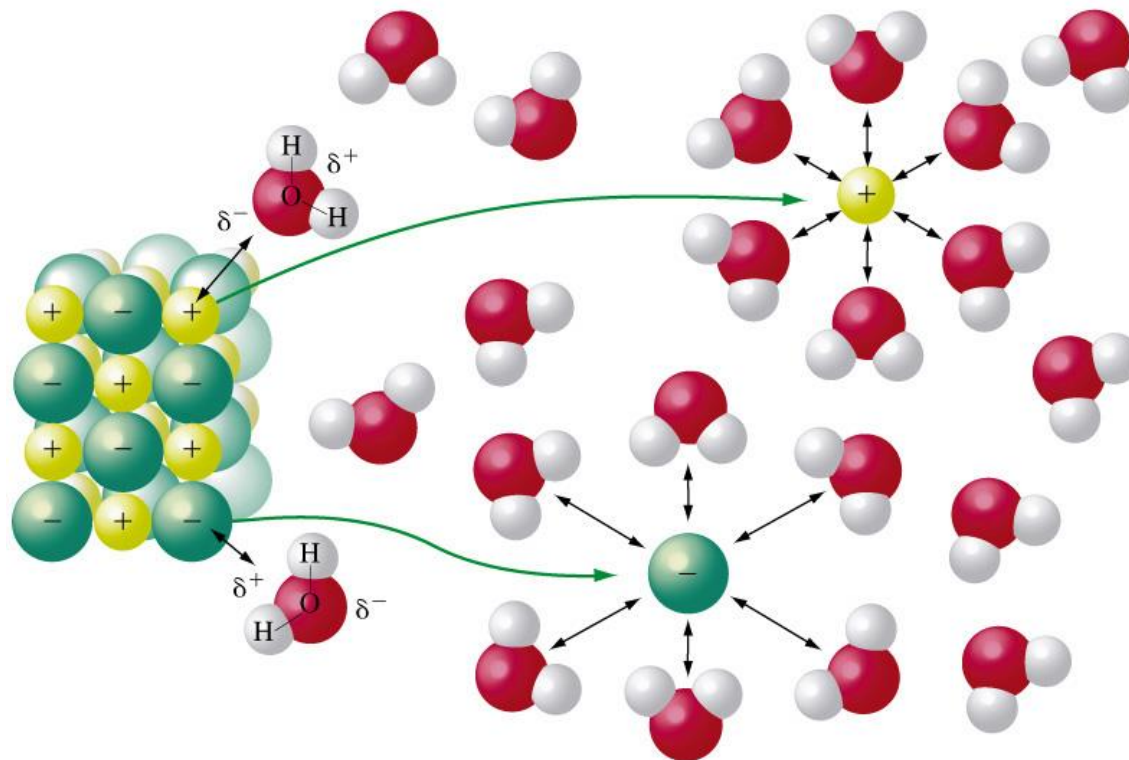
$$\Delta H_{\text{old}} > 0$$

- Határesetben az ilyen anyagok nem is elegyednek, szétválnak két heterogén fázisra.

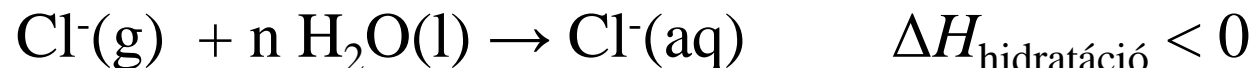
Aceton — CS₂



Ionok oldódása



Hidratációs entalpia (hő)



$$\Delta H_{\text{oldódás}} > 0, \text{ de } \Delta G_{\text{oldódás}} < 0$$

8-4 Elegyek keletkezése, egyensúly



(a)



(b)



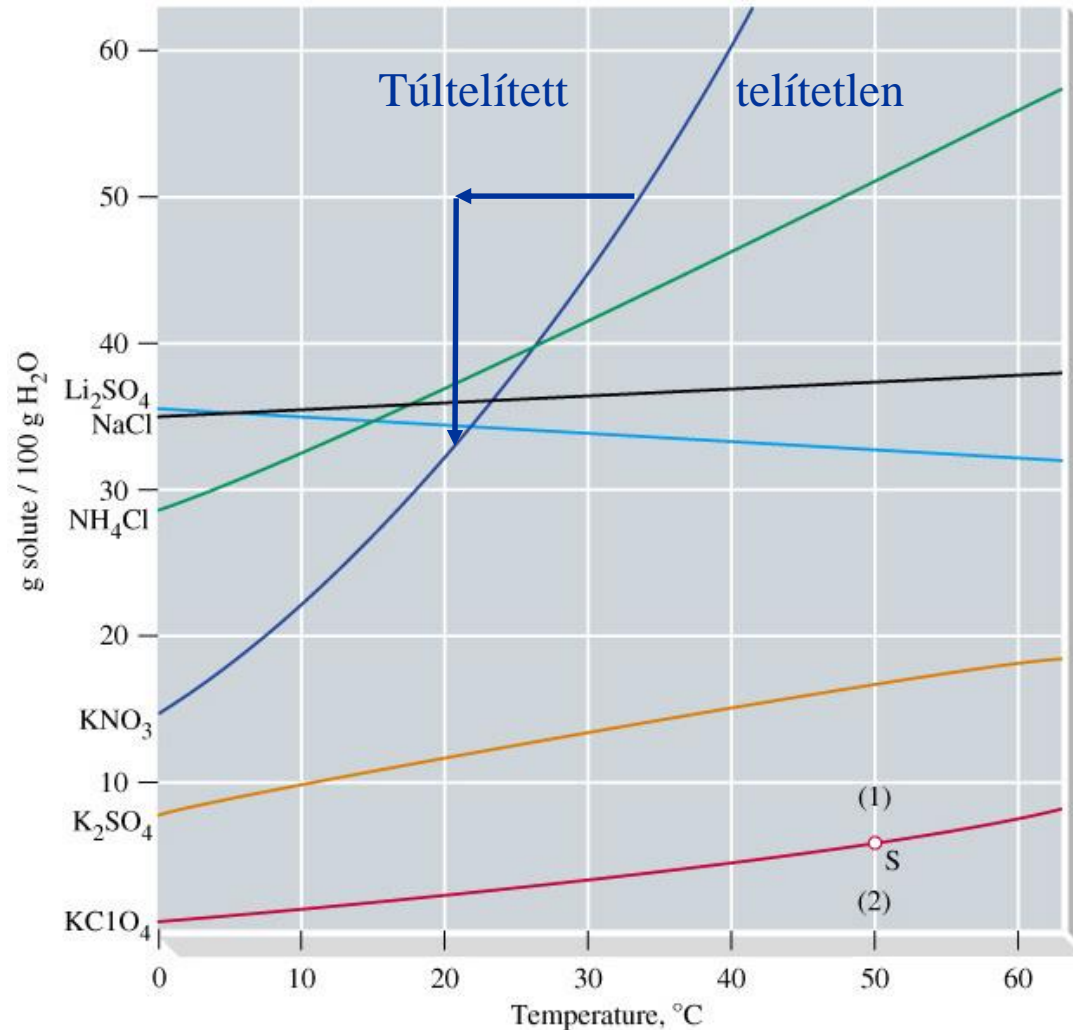
(c)

Egyensúly: az oldott anyag kémia potenciálja kiegyenlítődik.

Dinamikus egyensúly: az oldódás és a kiválás sebessége azonos.

egyensúly

Oldhatósági görbék, jól oldódó anyagok



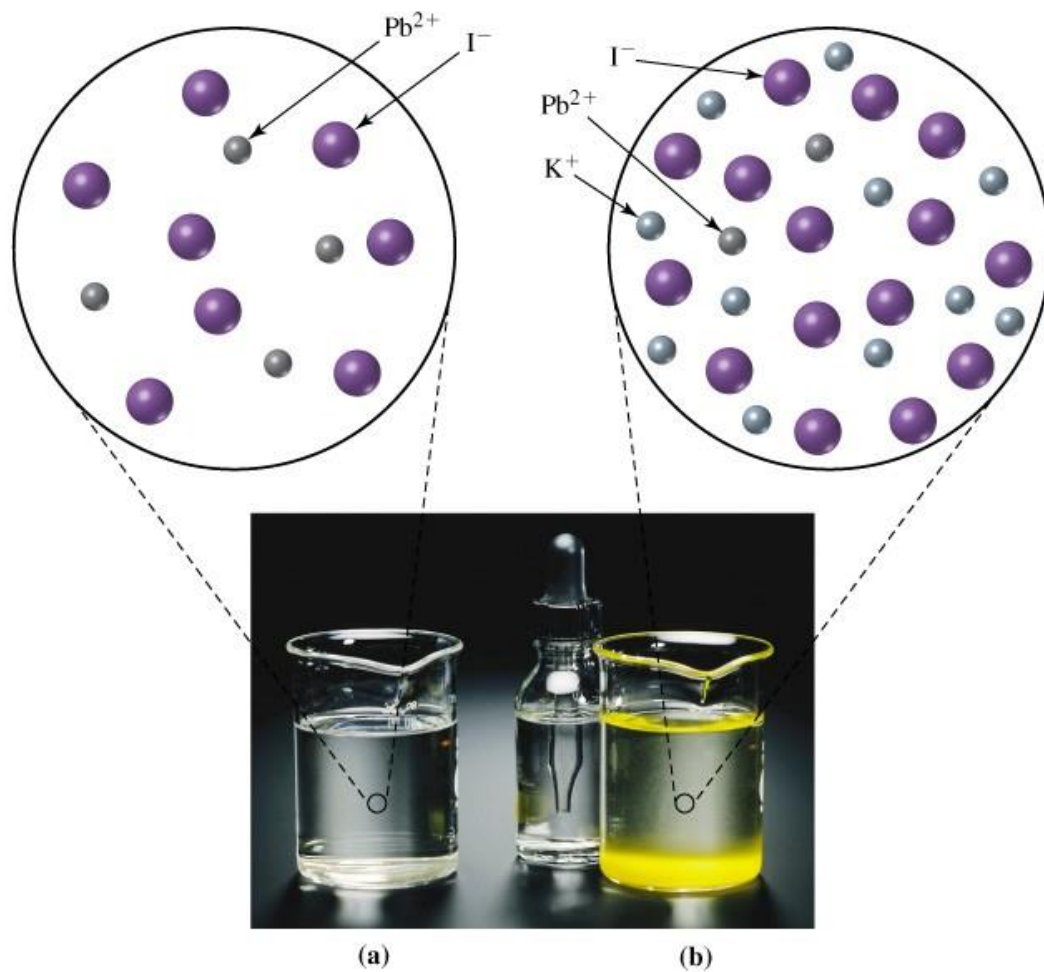
Egyensúlyi oldhatósági szorzat, rosszul oldódó anyagok

Reakcióegyenlet	L	Az aktivitások (a) hatványainak szozata
$\text{AgBr(s)} \leftrightarrow \text{Ag}^+(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq})$	$7,7 \cdot 10^{-13}$	$= a(\text{Ag}^+) \cdot a(\text{Br}^-)$
$\text{Hg}_2\text{Br}_2 \leftrightarrow 2 \text{Hg}^+ + 2\text{Br}^-$	$4,6 \cdot 10^{-23}$	$= a(\text{Hg}^+)^2 \cdot a(\text{Br}^-)^2$
$\text{PbI}_2 \leftrightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^-$	$7,9 \cdot 10^{-9}$	$= a(\text{Pb}^{2+}) \cdot a(\text{I}^-)^2$

A hőmérséklet 298.15 K

Az aktivitásokat később definiáljuk

Saját ion hozzáadása csökkenti az oldhatóságot



Le Chatelier-elv

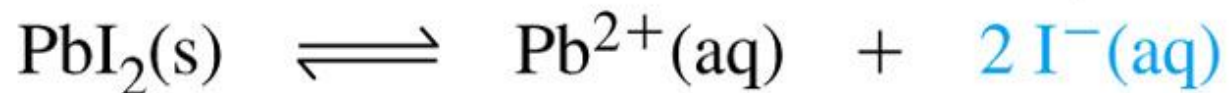
Ha az egyensúlyban lévő rendszerre ható körülmények megváltoznak, akkor olyan folyamatok indulnak, melyek ezen változások hatását csökkentik.

Például oldhatósági egyensúlyban lévő rendszerhez az egyensúlyban résztvevő iont adunk, akkor az ion koncentráció megnő, de ugyanakkor csapadék kiválás indul meg, ami az ionkoncentrációt csökkenti.

Le Chatelier elv alkalmazása

Hozzáadott jodid

Added I^-



The equilibrium shifts to form more $PbI_2(s)$.

Csapadék kiválás



8-5 Gázok oldhatósága



- A gázok többsége kevésbé oldódik meleg vízben.
- Szerves oldószerekben gyakran ennek ellenkezője igaz.

Henry-törvény

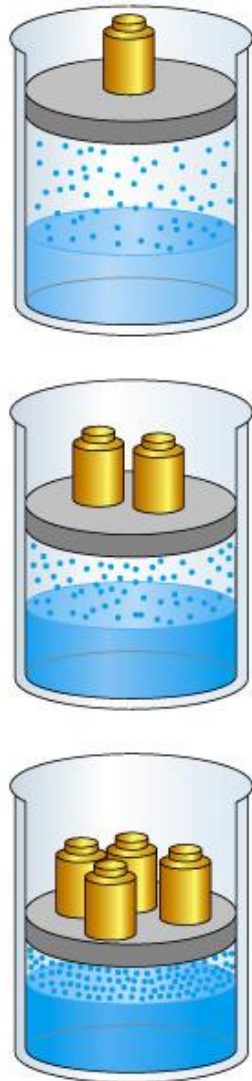
- Az oldódó gázok parciális nyomása az oldat felett egyenesen arányos az oldatban mért mólfrakciójukkal.

$$K_H \cdot x_{\text{oldott gáz}} = P_{\text{gáz}}$$

A gáz nyomás növelése egyenesen arányosan növeli az oldatban a gáz koncentrációját.

Az arányossági tényező az adott gázra jellemző Henry együttható: K_H

Henry-törvény a gyakorlatban



8-6 Elegyek gőznyomása ($T=\text{const.}$)

Raoult-törvény:

Az oldószer gőznyomása egyenlő az oldószer móltörtjének és a tiszta oldószer gőztenziójának (p^*) szorzatával:

$$p_{\text{oldószer}} = p^*_{\text{oldószer}} \cdot x_{\text{oldószer}}$$

Ideális elegy:

Amelyben a Raoult-törvény bármilyen összetételnél bármelyik komponensre igaz.

Az oka:

$$\Delta H_{\text{mix}} = 0 \quad \Delta V_{\text{mix}} = 0$$

Ideális elegy gőznyomása ($T=\text{const.}$)

A benzol-toluol elegy feletti egyensúlyi gőznyomás (298 K):

$$P_{\text{össz.}} = x \cdot p_{\text{benzol}}^* + (1-x) \cdot p_{\text{toluol}}^*$$

ahol $p_{\text{benzol}}^* = 12.68 \text{ kPa}$ és $p_{\text{toluol}}^* = 3.79 \text{ kPa}$

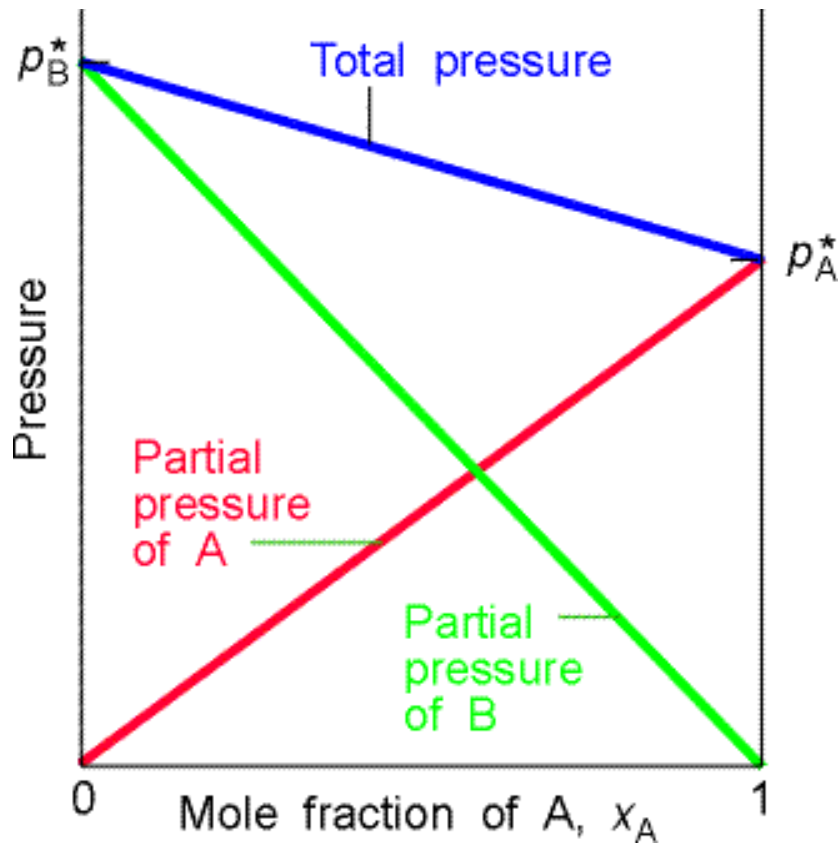
Az $x = 0.5$ moltörtű oldat felett az egyensúlyi gőznyomás: $0.5 \cdot p_{\text{benzol}}^* + 0.5 \cdot p_{\text{toluol}}^* = 8.23 \text{ kPa}$

A benzol moltörtje a gőztérben:

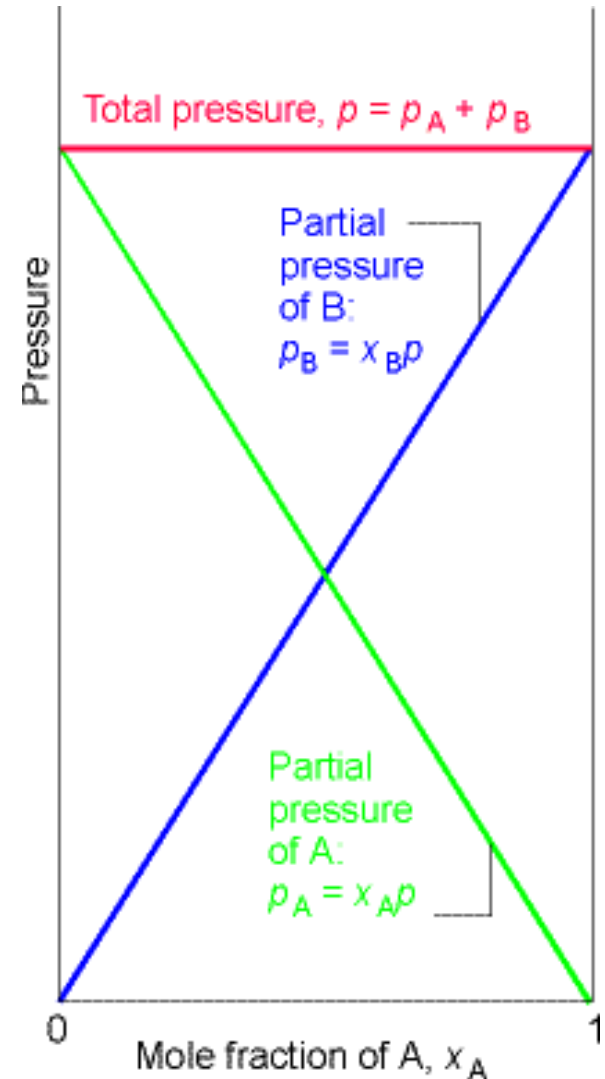
$$y = 0.5 \cdot p_{\text{benzol}}^* / P_{\text{össz.}} = 6.34 / 8.23 = 0.77$$

Az illékonyabb komponens feldúsul a gőztérben.

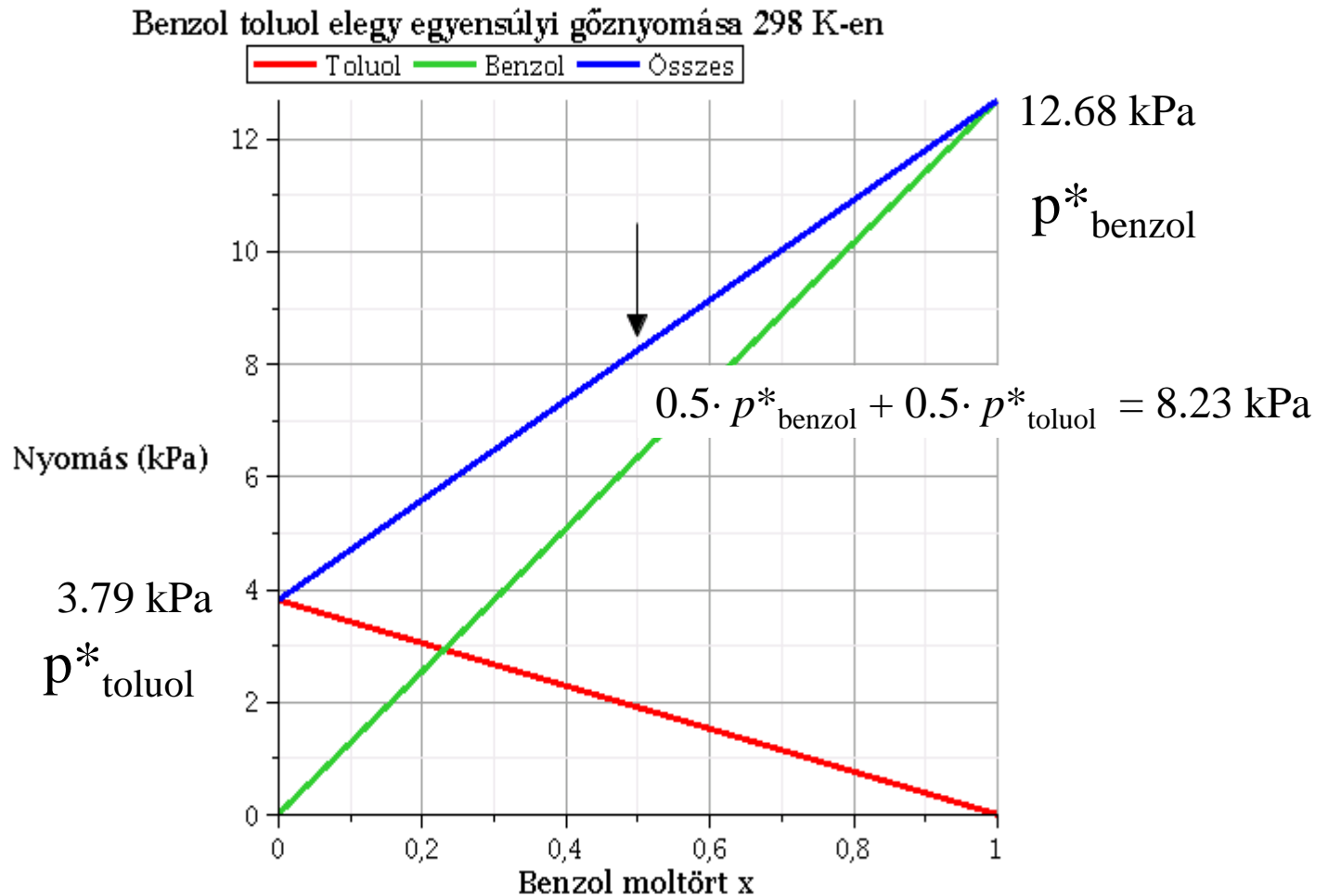
Ideális elegy gőznyomása ($T=\text{const.}$)



Ideális gázok \Rightarrow

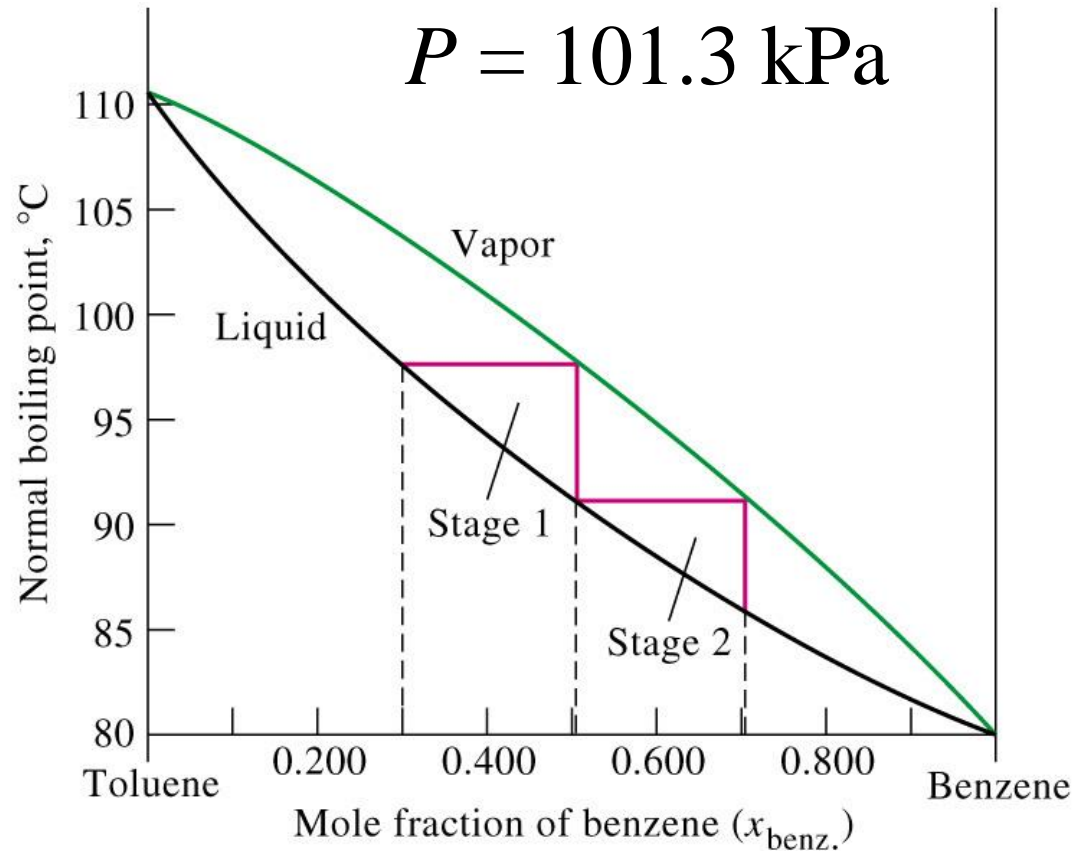


Benzol-toluol elegy gőznyomása ($T=298\text{K}$)

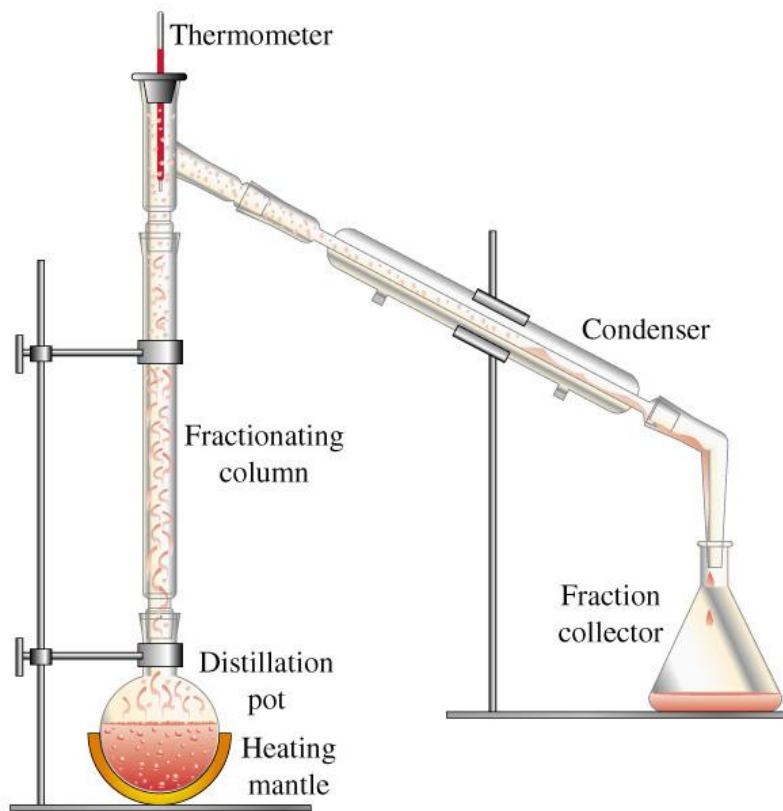


Ideális elegy desztillációja ($P = \text{const.}$)

Benzol toluol
elegy
frakcionált
desztillációja.



Frakcionált desztilláció

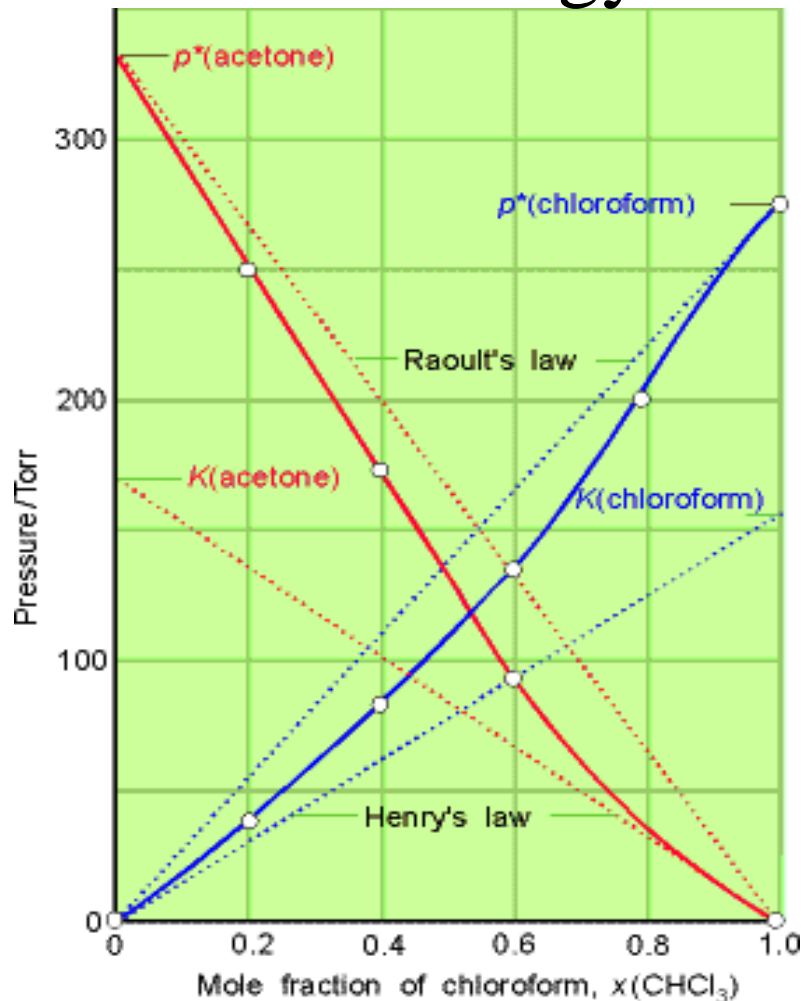


Negatív eltérés ($T=\text{const.}$)

kloroform–aceton nem ideális elegy

Negatív eltérés a Raoult-törvénytől, magasabb forrásponthoz vezet.

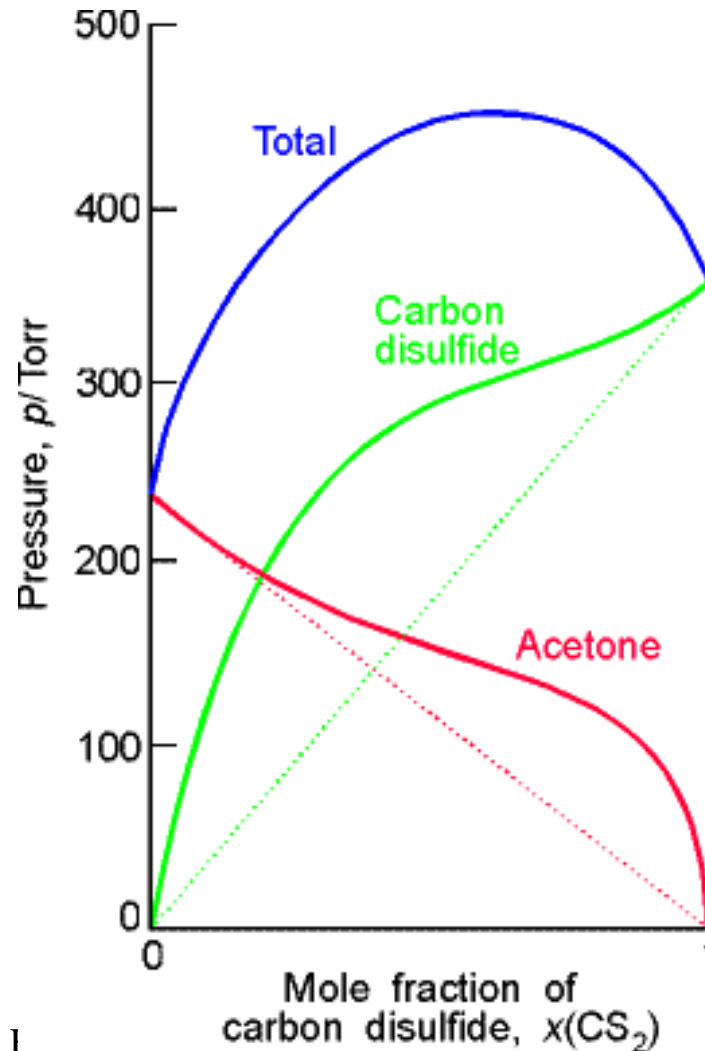
A Raoult-törvény és a Henry-törvény érvényesülésének tartományai kloroform–aceton nem-ideális elegyben.



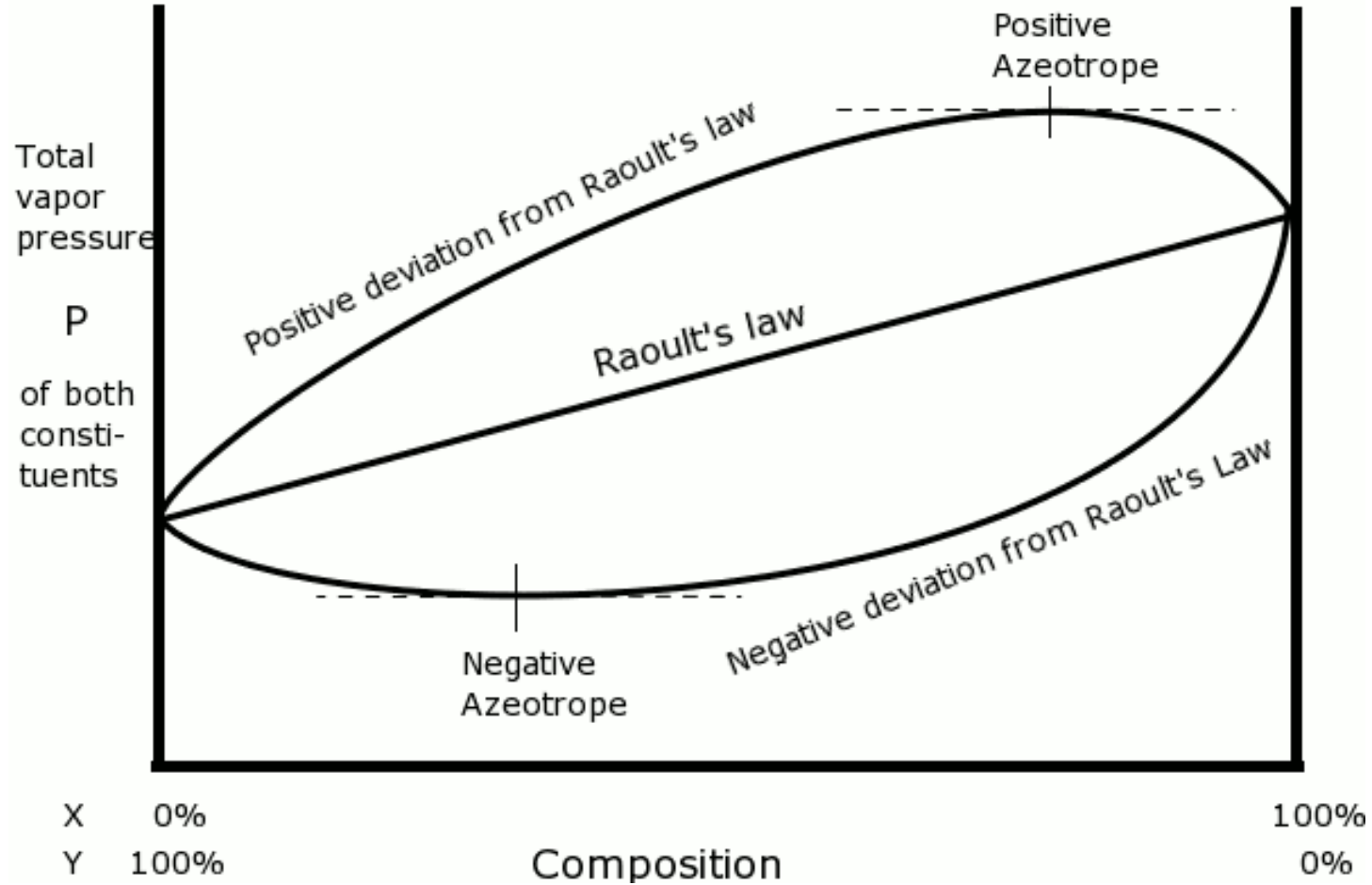
Pozitív eltérés ($T=\text{const.}$)

Az összes és a parciális gőznyomások függése az összetételtől széndiszulfid–aceton elegyben.

A **pozitív eltérés** alacsonyabb forrásponthoz vezet.



Azeotrópok kialakulása ($T=\text{const.}$)



Pozitív azeotrop ($P=\text{const.}$)

Azeotrop elegy (101.3 kPa)

95.6% etanol (78.4°C)

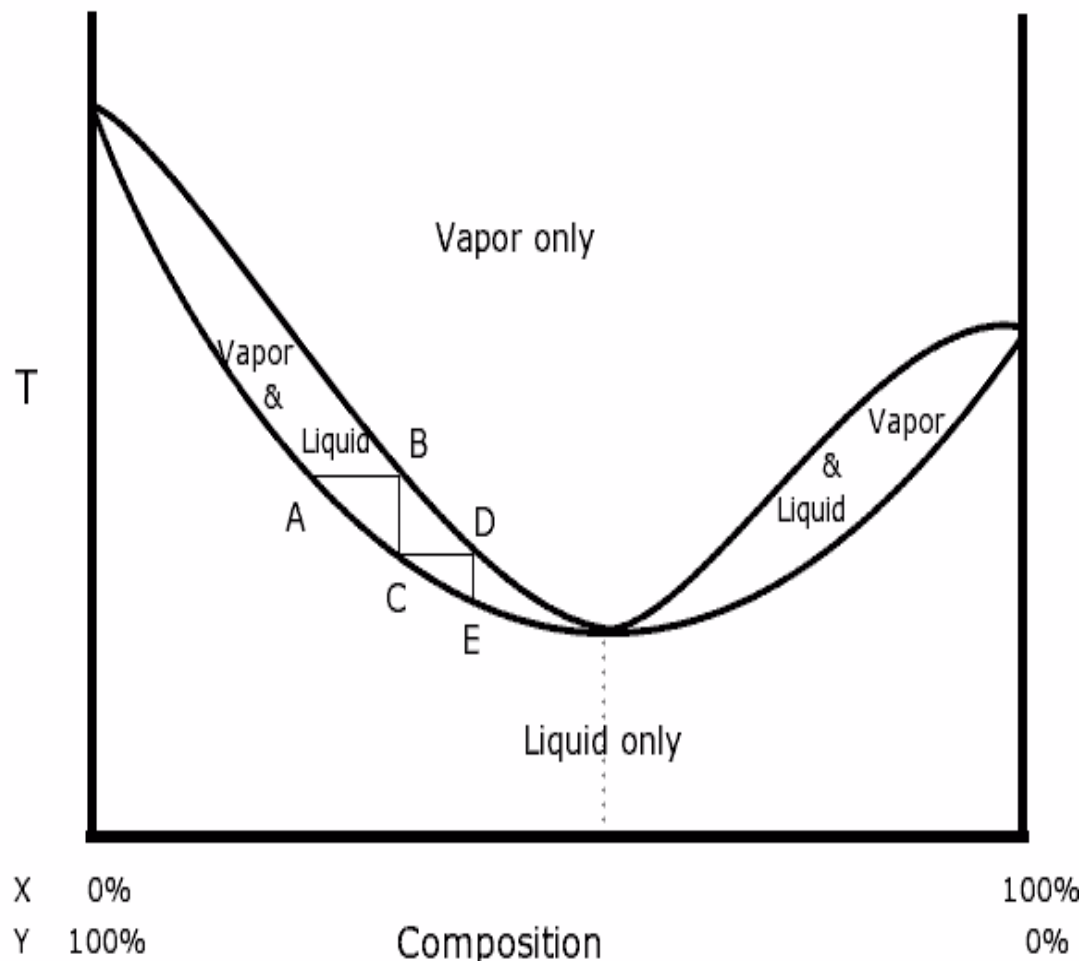
4.4% víz (100°C)

Forráspont: 78.1°C

Minimális forráspontú
azeotrop.

Az azeotropikus összetételnél
úgy viselkedik mint egy tiszta
anyag, de nem az:

**Nyomás változás
hatására megváltozik az
azeotrop összetétele.**



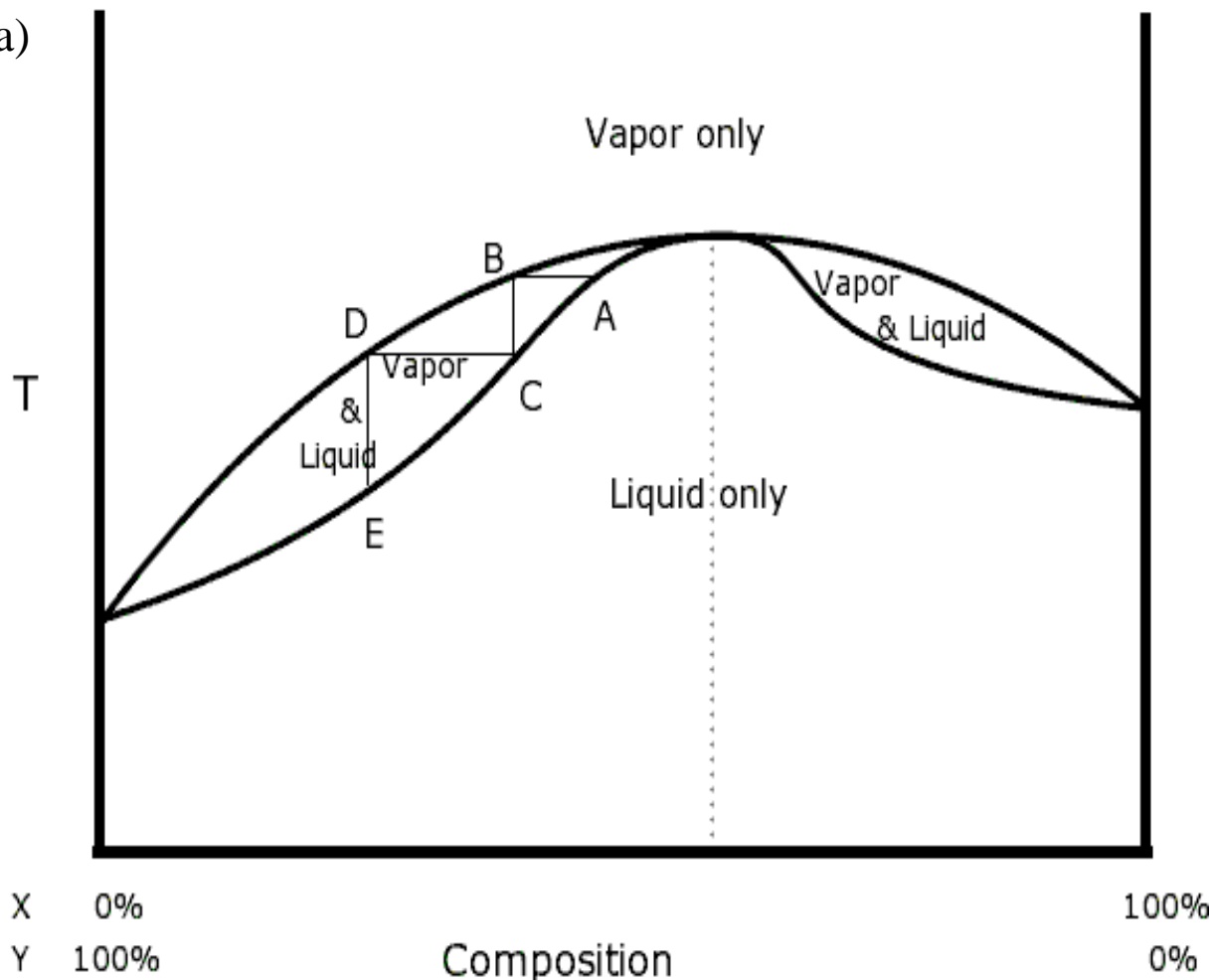
Negatív azeotrop ($P = \text{const.}$)

Azeotrop elegy (101.3 kPa)
20.2% HCl (-84°C)
79.8% víz (100°C)

Forráspont: 110°C

Maximális forráspontú
azeotrop

HF (35.6%): 111.4°C
HNO₃ (68%): 120.5°C
HClO₄ (28.4%): 203°C
H₂SO₄ (98.3%): 338°C

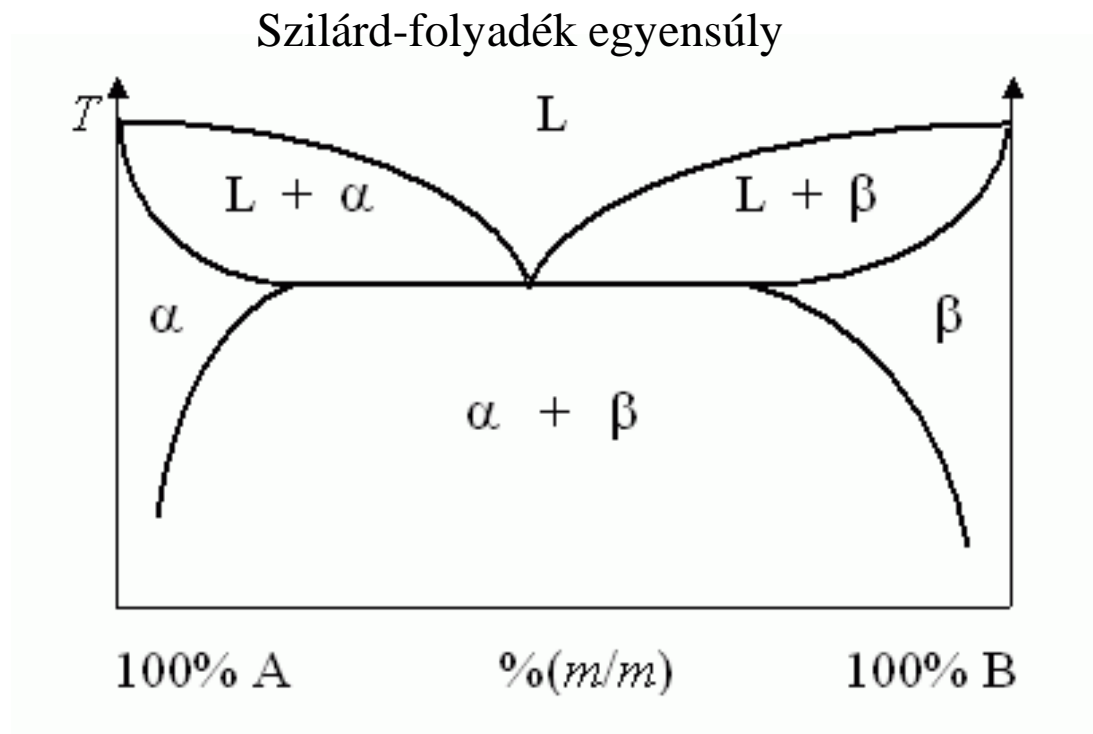


Eutektikus elegy

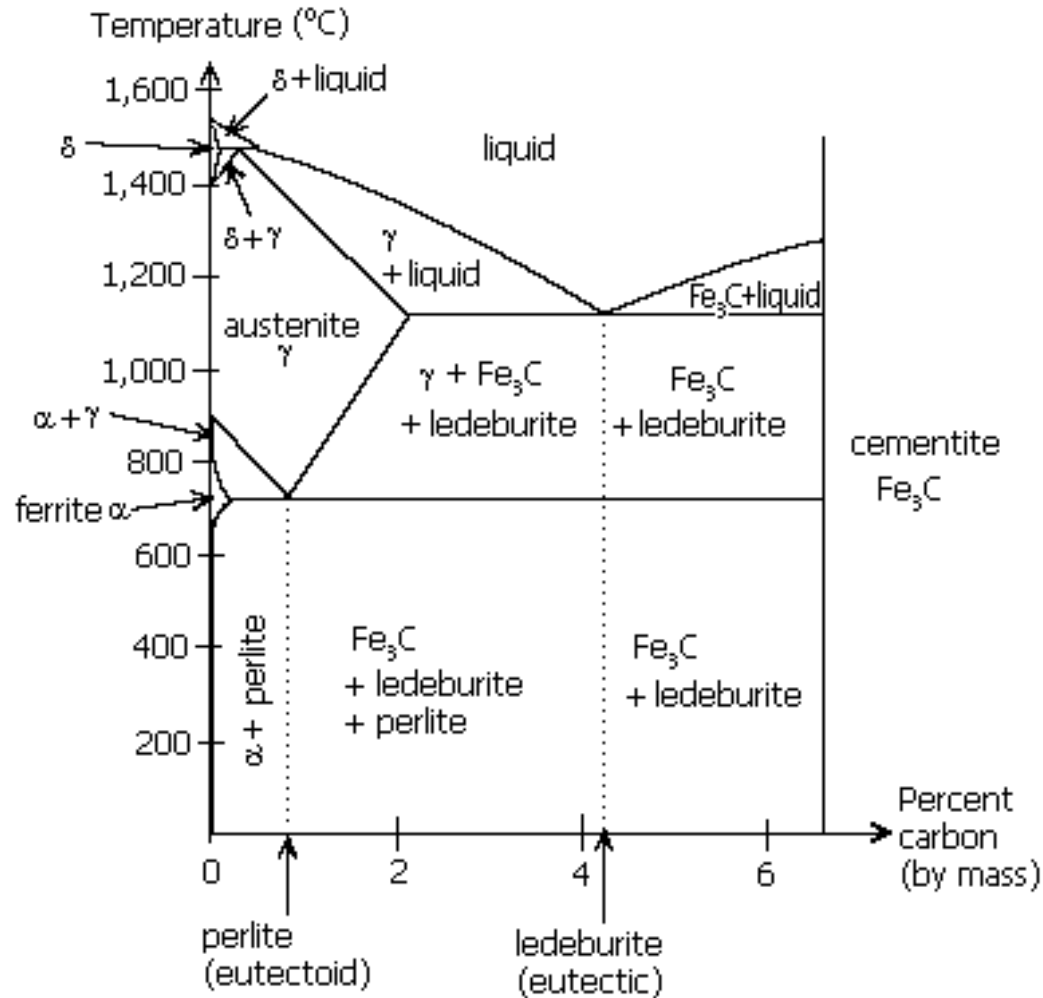
Az **eutektikum** két vagy több komponens (elem vagy vegyület) elegye, amelynek létezik egy vagy több olyan összetétele, amely a tiszta komponensek olvadáspontjánál alacsonyabb hőmérsékleten olvad meg. A kifejezés görög eredetű, jelentése „könnyen olvadó”.

Fémötvözetek

Inkjet
nyomtatókban is
használják a
jelenséget.

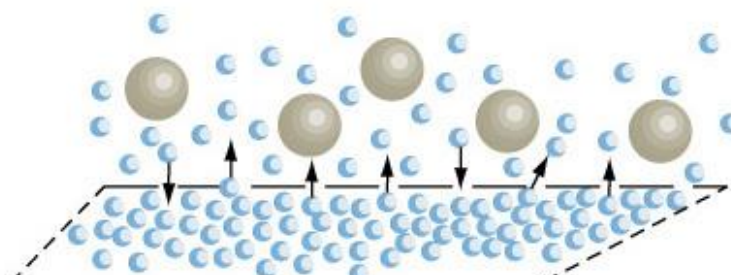
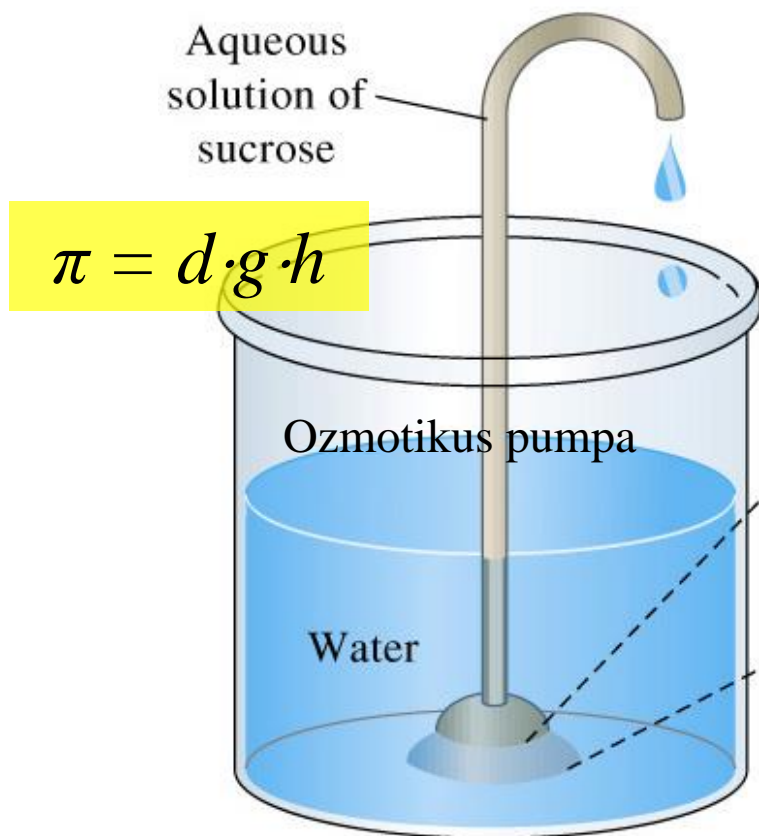


Fe-C eutektikum



8-7 Ozmózis nyomás

Kolligatív tulajdonság



Ozmózis: Az oldószer mozgása féligáteresztő hártján keresztül

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

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

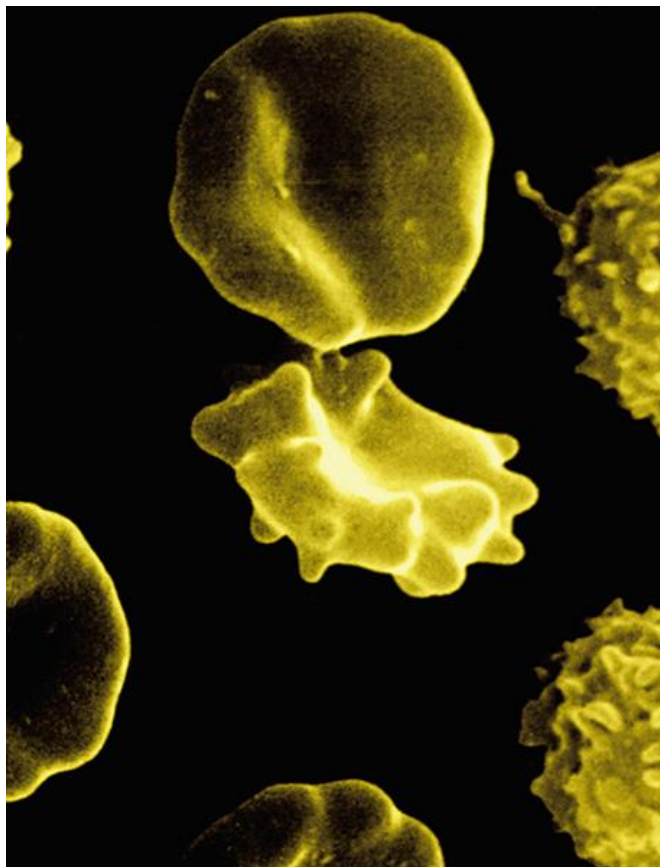
Moltömeg számítása (M)

$$\pi = \frac{nRT}{V} [\text{Pa}] \quad n = \frac{m}{M} \left[\frac{\text{g}}{\text{g/mol}} \right]$$

$$V [\text{m}^3]$$

$$M = m \frac{RT}{\pi V} \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]$$

Ozmózis nyomás a vérben

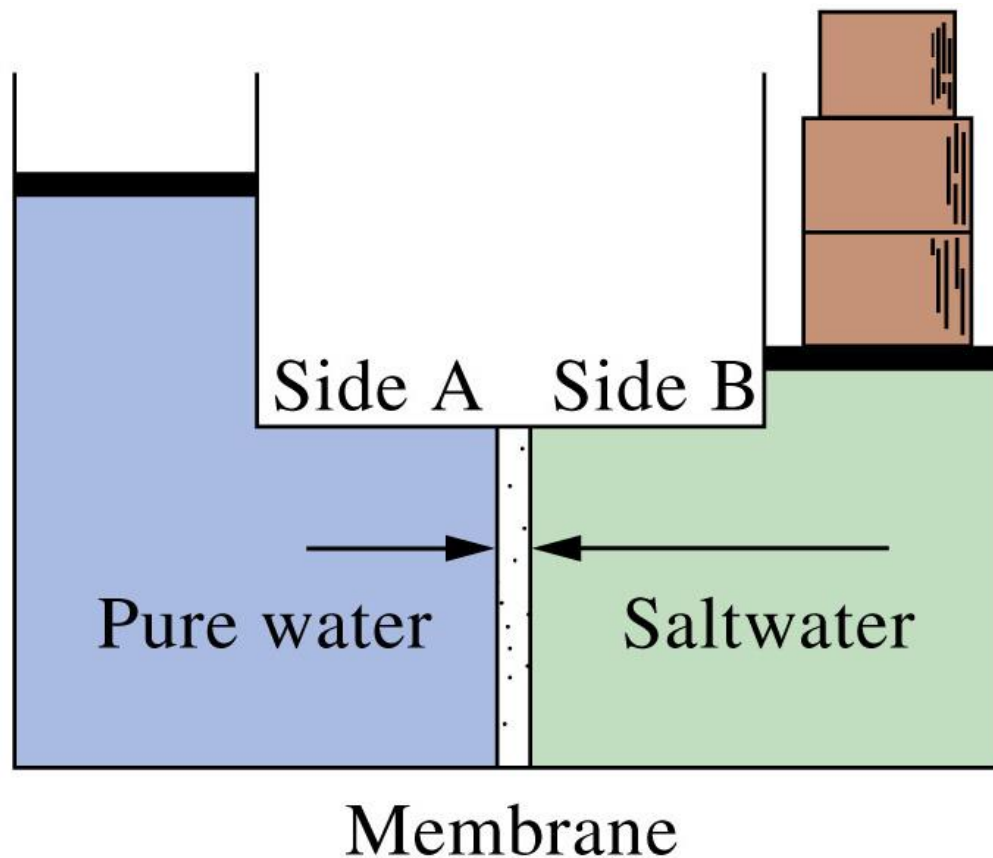


Hipertóniás $> 0.92\%$ m/V
vízvesztés, kiszáradás

Izotóniás NaCl oldat: 0.92% m/V

Hipotóniás $< 0.92\%$ m/V
víz beáramlás, szétreped

Fordított ozmózis, só mentesítés



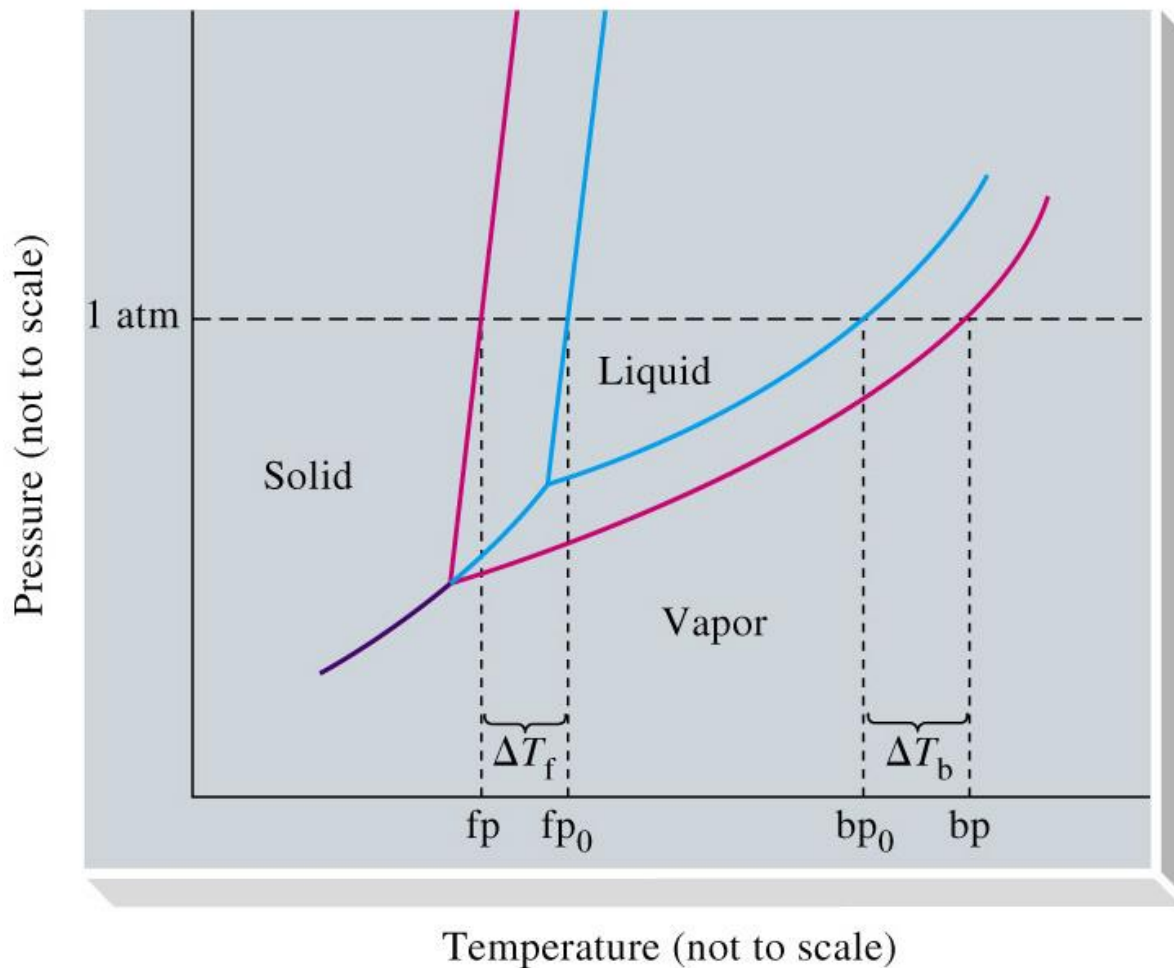
8-8 Fagyáspont csökkenés, forráspont emelkedés, nem elektrolit oldatokban

Ha az oldott anyag saját gőznyomása nulla, akkor csökken a gőznyomás (Raoult-törvény),

$$p_{\text{oldószer}} = p_{\text{oldószer}}^* \cdot (1 - x_{\text{oldott anyag}}).$$

- A forráspont nő.
- A fagyáspont csökken.

A tenzió csökkenés p-T diagramon



$$\Delta T_f = -K_f \cdot m$$

$$\Delta T_{fagy} = -\Delta T_{m,fagy} \cdot m$$

$$\Delta T_{m,fagy, víz} = 1.86 \text{ K}$$

$$\Delta T_b = K_b \cdot m$$

$$\Delta T_{forr} = \Delta T_{m,forr} \cdot m$$

$$\Delta T_{m,forr, víz} = 0.52 \text{ K}$$

Gyakorlati alkalmazás



Kolligatív tulajdonság:

Csak az oldott részecskék számától
függ, anyagi minőségétől nem.

Pl.:

Gőznyomás csökkenés (oldószerre jellemző)

Forráspont-emelkedés (oldószerre jellemző)

Fagyáspont-csökkenés (oldószerre jellemző)

Ozmózisnyomás

8-9 Elektrolitok

Elektrolitok: olyan vegyületek, amelyek oldat vagy olvadék állapotukban vezetik az elektromos áramot

- Svante Arrhenius (svéd)
 - Kémiai Nobel díj 1903. (fizika: Curie)
 - „... his electrolytic theory of dissociation”
 - Elektrolit oldatokban disszociált ionok vannak.
 - Megmagyarázta a kolligatív tulajdonságokban található anomáliákat, mint:

0.01 M NaCl (aq) oldat ozmózis nyomása

1.97-szer akkora, mint

0.01 M karbamid oldaté!

van t'Hoff

$$i = \frac{\text{mért } \Delta T_f}{\text{várt } \Delta T_f} = \frac{0.0361^\circ\text{C}}{0.0186^\circ\text{C}} = 1.94$$

$$\pi = i \cdot M \cdot RT$$

$$\Delta T_f = -i \cdot m \cdot K_f$$

$$\Delta T_b = i \cdot m \cdot K_b$$

A van't Hoff faktor értékei

Az Arrhenius elmélet töményebb oldatok esetében nem működik jól (pl. 1 m MgSO_4), de az oldatot hígítva egyre jobb közelítés:

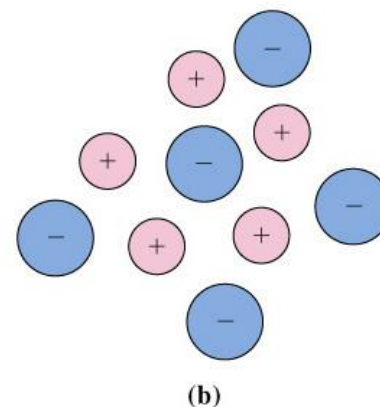
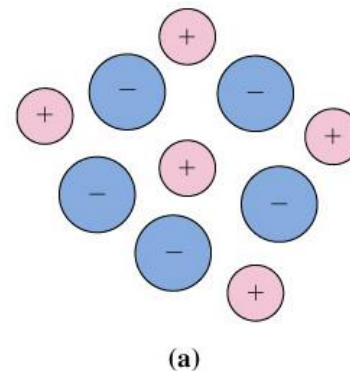
TABLE 14.3 Variation of the van't Hoff Factor, i , with Solution Molality

Solute	Molality, m					Inf dil [*]
	1.0	0.10	0.010	0.0010	...	
NaCl	1.81	1.87	1.94	1.97	...	2
MgSO_4	1.09	1.21	1.53	1.82	...	2
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	1.31	2.13	2.63	2.89	...	3

*The limiting values: $i = 2, 2,$ and 3 are reached when the solution is infinitely dilute. Note that a solute whose ions are singly charged (for example, NaCl) approaches its limiting value more quickly than does a solute whose ions carry higher charges. Interionic attractions are greater in solutes with more highly charged ions.

Debye és Hückel

- 1923
 - Mindegyik iont ellentétes töltésű ionok vesznek körül.
 - Az ionok mobilitását csökkenti az ellentétes töltésű ion atmoszféra vonzása.
 - Az **aktivitási együttható**, γ_i , meghatározható:
 - $a_i = \gamma_i \cdot m_i / m_s$ ahol $m_s = 1$ mol/kg
 - $a_i = \gamma_i \cdot x_i$



8-10 Kolloid elegyek

Oldatnak tűnik, de valójában több fázis van jelen:

Diszperz fázis

(1 nm – 1 μ m cseppek, részecskék, mikroszkóp alatt láthatók)

Folytonos fázis:

Gáz – aeroszol: folyadék (köd) vagy szilárd (szmog, füst).

Folyadék – Hab (tejszín), emulzió, sol.

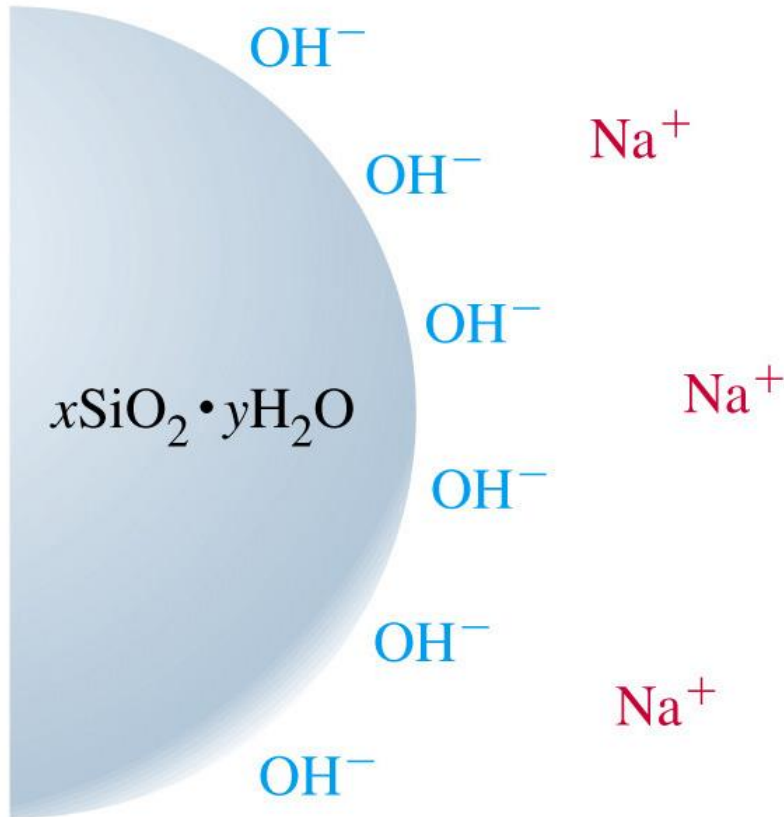
Szilárd – szilárd hab, gél (vaj, zselatin), szilárd szol.



Nanorészecskék : változatos alakúak: rudak, korongok, gömbök.

A részecskék korlátlan ideig szuszpendálva maradnak.

A só koncentráció (ion erősség) növelése kicsapódáshoz vezethet (pl. tojásfehérje)



Művese - dialízis

