

## Elegyek

### Fizikai kémia előadások 5.



Turányi Tamás  
ELTE Kémiai Intézet

## Elegyedés

**DEF** elegyek: makroszkopikusan homogén, többkomponensű rendszerek.

Nemreaktív elegyben kémiai reakció nincs,  
de szerkezeti változás lehet!  
Pl. hidrogénhidas szerkezetek megváltozhattak

**DEF** korlátlan elegyedés: tetszőleges arányban elegyednek egymással.

**DEF** korlátozott elegyedés: csak meghatározott arányok mellett elegyednek

**DEF** oldhatóság: adott komponens maximális elegybeli koncentrációja

Ha az elegyben az egyik komponens mindig túlnyomó mennyiségben van jelen

- ez a komponens az oldószer
- a kis mennyiségben jelen levő komponens az oldott anyag
- az elegy az oldat

## Koncentráció-egységek

**DEF tömegtört:** az adott komponens tömegét osztjuk az elegy teljes tömegével. Az összes komponens tömegtörtjének összege 1. A tömegszázalék (% , m/m%) a tömegtört 100-szorosa.

**DEF móltört ( $x$ ):** az adott komponens anyagmennyiségét osztjuk az elegy teljes anyagmennyiségével (tehát az összes komponens anyagmennyiségének összegével). Az összes komponens móltörtjének összege 1. A mólszázalék (mol%) a móltört 100-szorosa.

**DEF molaritás ( $c$ , [mol dm<sup>-3</sup>])** az 1 dm<sup>3</sup> oldatban levő anyagmennyiség. Hátránya, hogy a térfogat miatt függ a hőmérséklettől.

**DEF Raoult-koncentráció vagy molalitás ( $m$ , [mol kg<sup>-1</sup>])** 1 kg oldószerben oldott anyagmennyiség.

Híg oldatban a molaritás és a molalitás egyaránt egyenesen arányos a móltörrel. Híg vizes oldatban  $m$  és  $c$  számértéke közel megegyezik.

## Extenzív mennyiségek változása elegyedéskor

Tetszőleges  $Y$  extenzív mennyiség elegyedés miatti változása:

$$\Delta Y = Y - \sum_i n_i Y_{m,i}^*$$

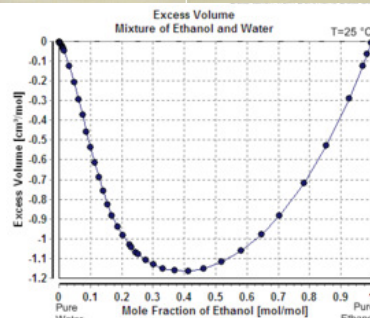
$Y$  az elegy  $Y$  mennyisége  
 $Y_{m,i}^*$  az  $i$ -edik tiszta komponens moláris  $Y$  mennyisége  
 $n_i$  az  $i$ -edik komponens anyagmennyisége  
 $\Delta Y$  megváltozás elegyedéskor

$\Delta Y$  lehet például:

$\Delta H$  elegyedési entalpia  
 $\Delta V$  elegyedési térfogat  
 $\Delta S$  elegyedési entrópia

**etanol-víz elegyedési térfogat**

$$\Delta V = V - (n_{\text{víz}} V_{m,\text{víz}}^* + n_{\text{etanol}} V_{m,\text{etanol}}^*)$$



## Elegyedési szabadentalpia

Állandó nyomáson és hőmérsékleten az elegyek képződése a szabadentalpia csökkenésével járó folyamat.

Ez természetes, hiszen spontán lejátszódó folyamat

Elegyedési szabadentalpia:

$$\Delta G = G - \sum_i n_i G_{m,i}^* < 0$$

$G$  az elegy szabadentalpiája

$G_{m,i}^*$  az  $i$ -edik tiszta komponens moláris szabadentalpiája

$n_i$  az  $i$ -edik komponens anyagmennyisége

$\Delta G$  szabadentalpia megváltozása elegyedéskor

5

## Ideális elegyek

**DEF** Ideális elegy: olyan elegyek, amelyek képződésekor ( $p$ ,  $T$  állandó) az elegyedési szabadentalpia:

$$\Delta G = nRT \sum_i x_i \ln x_i$$

$0 < x_i < 1 \Rightarrow \ln x_i$  negatív  $\Rightarrow x_i \ln x_i$  negatív  $\Rightarrow \Delta G$  mindig negatív  
 $\Rightarrow G$  mindig csökken elegyedéskor

ideális elegyek értelmezése (ez nem a definíció!):

azonos részecskék közötti kölcsönhatások ugyanolyanok, mint a különböző részecskék közöttiek.

Közel ideális elegyek képződnek rokon kémiai szerkezetű komponensek elegyítésekor. Pl. szénhidrogének elegyei.

Például: benzol (B) – toluol (T) elegy: két B-B molekula kölcsönhatása közel ugyanakkora, mint a T-T és B-T kölcsönhatások. **Figyelem!** Ezek a kölcsönhatások nagyok, nem úgy, mint az ideális gázok részecskéi között! <sup>6</sup>

## Ideális elegy képződésénél $\Delta H = 0$ és $\Delta V = 0$

A szabadentalpia hőmérsékletfüggése (Gibbs–Helmholtz egyenlet) :  $\left(\frac{\partial \Delta G}{\partial T}\right)_p = -\frac{\Delta H}{T^2}$

$$-\frac{\Delta H}{T^2} = \left(\frac{\partial \Delta G}{\partial T}\right)_p = \left(\frac{\partial}{\partial T} nR \sum_i x_i \ln x_i\right)_p = 0 \quad \text{tehát mindig } \Delta H = 0$$

A szabadentalpia nyomásfüggése:  $\left(\frac{\partial \Delta G}{\partial p}\right)_T = \Delta V$

$$\Delta V = \left(\frac{\partial \Delta G}{\partial p}\right)_T = \left(\frac{\partial}{\partial p} nRT \sum_i x_i \ln x_i\right)_T = 0 \quad \text{tehát mindig } \Delta V = 0$$

7

## Elegyedési entrópia

minden elegyedéskor  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

ideális elegyeknél  $\Delta H = 0$

ideális elegyeknél  $\Delta G = -T\Delta S \Rightarrow \Delta S = -\Delta G / T$

ideális elegyeknél:  $\Delta G = nRT \sum_i x_i \ln x_i$

Az elegyedési entrópia ideális elegyre:  $\Delta S = -nR \sum_i x_i \ln x_i$

$0 < x_i < 1 \Rightarrow \ln x_i$  negatív  $\Rightarrow x_i \ln x_i$  negatív  $\Rightarrow \Delta S$  mindig pozitív  
 $\Rightarrow$  **S mindig növekszik elegyedéskor**

### Reális elegyek:

- nem ideális elegy

-  $\Delta V$  és  $\Delta H$  nem nulla,  $\Delta G$  és  $\Delta S$  nem számítható a fenti egyenletekkel

### Híres reális elegyek:

etanol – víz elegy:  $\Delta V$  és  $\Delta H$  nem nulla

kénsav – víz elegy:  $\Delta V$  és  $\Delta H$  nem nulla (jelentős hőfejlődés elegyedéskor!)

## Parciális moláris térfogat

### gondolatkísérlet:

nagy hordóban víz van, hozzáadunk 1 mól vizet. Mennyi lesz a térfogatváltozás?

1 mól víz térfogata (= a víz moláris térfogata) =  $18 \text{ cm}^3$

A térfogatváltozás  $18 \text{ cm}^3$  lesz.

### 2. gondolatkísérlet:

nagy hordóban 50% etanol – 50% víz elegy van, hozzáadunk 1 mól vizet.

Mennyi lesz a térfogatváltozás?

1 mól víz kevesebb térfogatot foglal el az elegyedés után,

a térfogatváltozás az előbbinél kevesebb ( $16,9 \text{ cm}^3$ ) lesz.

A hozzáadás után is marad az 50%-50% összetétel!



### Parciális moláris térfogat:

az elegy térfogatának megváltozása,

ha az elegyhez az egyik komponens egy mólját adjuk hozzá.

- függ az elegy összetételétől.

- nem függ az elegy mennyiségétől (ha biztosítjuk az összetétel állandóságát)

- függ attól, melyik komponens adjuk hozzá.

- ha tiszta 1. anyaghoz adjuk az 1. anyag egy mólját, akkor azonos a moláris térfogattal

## Parciális moláris mennyiségek

**DEF** parciális moláris mennyiség: egy extenzív mennyiség változása,

ha elegyhez

állandó  $T$  hőmérséklet,  $p$  nyomás és elegyösszetétel mellett

az  $i$ -edik komponens egy mólját adjuk.

$$\text{parciális moláris mennyiség} \Rightarrow \bar{Y}_i = \left( \frac{\partial Y}{\partial n_i} \right)_{p, T, n_j} \begin{array}{l} \leftarrow \text{megnézzük } Y \text{ megváltozását} \\ \leftarrow \text{egy mólt adunk hozzá} \\ \leftarrow \text{állandónak tartjuk: } p, T \text{ és összetétel} \end{array}$$

tiszta anyaghoz tartozó parciális moláris mennyiség = moláris mennyiség

A parciális moláris mennyiségek függenek az elegy összetételétől és lehetnek negatívak is.

Fontos tulajdonság: a parciális moláris mennyiségekből kiszámítható a reális elegy  $Y$  extenzív mennyisége :

$$Y = \sum_i n_i \bar{Y}_i$$

## Kémiai potenciál

**DEF** Elegy  $i$ -edik komponensének  $\mu_i$  kémiai potenciálja a parciális moláris szabadentalpia:

$$\text{parciális moláris szabadentalpia (kémiai potenciál)} \Rightarrow \mu_i = \left( \frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{p, T, n_j}$$

$\Leftarrow$  megnézzük  $G$  megváltozását  
 $\Leftarrow$  egy mólt adunk hozzá  
 $\Leftarrow$  állandónak tartjuk:  $p, T$  és összetétel

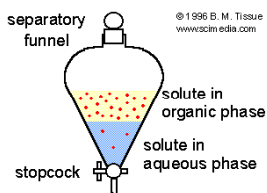
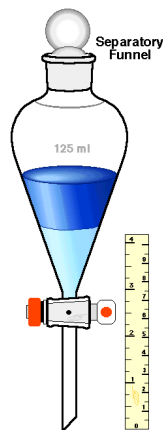
### EMLÉKEZTETŐ:

Egykomponensű rendszerekben akkor van fázisegyensúly, ha az anyag moláris szabadentalpiája minden fázisban ugyanakkora.

**TV** Többkomponensű és többfázisú rendszerek akkor vannak egyensúlyban, ha mindegyik anyagfajtára külön-külön igaz, hogy kémiai potenciálja a rendszer minden fázisában ugyanaz az érték.

11

## Rázótölcsér



rázótölcsér *avagy* választótölcsér

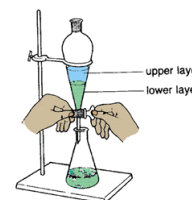
a vizes fázisban (alul)  
 apoláros szerves anyag van feloldva.  
 apoláros oldószert öntünk hozzá  
 (felül külön fázis)

összerázás, beáll az egyensúly  
 alul: kevés anyag vízben oldva  
 felül: sok oldott anyag az oldószerben

### FONTOS:

Nem akkor van egyensúly,  
 ha az oldott anyag koncentrációja  
 azonos a két elegyben,  
**hanem amikor az oldott anyag  
 kémiai potenciálja azonos  
 a két térrészben!**

A koncentrációk nagyon különbözők lehetnek!



12

## Kémiai potenciál számítása ideális elegyben

**TV** Ideális elegyben az  $i$  anyag kémiai potenciálja:

$$\mu_i = G_{mi}^*(p, T) + RT \ln x_i$$

Következménye:

tiszta oldószer:  $x_1 = 1 \Rightarrow \ln x_1 = 0 \Rightarrow \mu_1 = G_{m1}^*(p, T)$

az oldószer kémiai potenciálja ekkor azonos a moláris szabadentalpiájával  
(Ezt egy parciális moláris mennyiségtől elvártuk.)

Ha kevés anyagot feloldunk az oldószerben, pl.

$x_2 = 0,01 \Rightarrow x_1 = 0,99 \Rightarrow \ln 0,99 =$  kis negatív szám

az oldószer kémiai potenciálja

közel azonos marad a moláris szabadentalpiával, de kicsit kisebb lesz.

(Itt  $x_1$  az oldószer móltörtje,  $x_2$  az oldott anyag móltörtje)

Ha egyre több anyagot oldunk fel az oldószerben

$x_2$  nagyobb lesz  $\Rightarrow x_1$  kisebb lesz

az oldószer kémiai potenciálja egyre csökken

ahogy az oldószer móltörtje csökken!

13

## Kémiai potenciál számítása ideális elegyben 2.

A képlet levezetése. Nem kell tudni vizsgán. Csak annak, akit érdekel.

Ezzel kezdtük:  $G$  megváltozása elegyedéskor  $\Delta G = G - \sum_i n_i G_{mi}^* \quad (1)$

(1) átrendezve:  $G = \sum_i n_i G_{mi}^* + \Delta G \quad (2)$

ideális elegy definíciója:  $\Delta G = nRT \sum_i x_i \ln x_i = RT \sum_i n_i \ln x_i \quad (3)$

(3) behelyettesítve (2)-be:  $G = \sum_i n_i G_{mi}^* + RT \sum_i n_i \ln x_i \quad (4)$

(4) átrendezve (közös szummázás):  $G = \sum_i n_i (G_{mi}^* + RT \ln x_i) \quad (5)$

kémiai potenciál definíciója:  $\mu_i = \left( \frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{p, T, n_j} \quad (6)$

(5) egyenlettel számított  $G$  függvény

deriválása (6) szerint. Az összegből

csak az  $n_i$ -s tag szorzótényezője marad meg:  $\mu_i = G_{mi}^*(p, T) + RT \ln x_i$

pl.  $d(ax + by + cz) / dy = b$

14

## Kémiai potenciál számítása tökéletes gázok elegyeiben

A tökéletes gázok elegyei a kölcsönhatások hiánya miatt biztosan ideális elegyek.

Ideális elegyekre az általános képlet:  $\mu_i = G_{mi}^*(p, T) + RT \ln x_i$  (1)

Gázoknál a moláris szabadentalpiát  $p^\theta = 10^5$  Pa nyomáson:  $G_{mi}^*(p^\theta, T)$  az összetételt parciális nyomással ( $p_i$ ) szeretjük megadni.

Emiatt gázelegyeknél így előnyösebb számítani a kémiai potenciált:

$$\mu_i = G_{mi}^*(p^\theta, T) + RT \ln \frac{p_i}{p^\theta}$$

**Levezetése** (nem kell tudni vizsgán):

$x_i = p_i/p$  behelyettesítése (1)-be:

$$\mu_i = G_{mi}^*(p, T) + RT \ln \frac{p_i}{p} = G_{mi}^*(p, T) + RT \ln p_i - RT \ln p \quad (2)$$

G nyomásfüggése ideális gázoknál (korábban már volt!):

$$G_{mi}^*(p, T) = G_{mi}^*(p^\theta, T) + RT \ln \frac{p}{p^\theta} = G_{mi}^*(p^\theta, T) + RT \ln p - RT \ln p^\theta \quad (3)$$

(3) behelyettesítése (2)-be ( $p$  összenyomás kiesik!):

$$\mu_i = G_{mi}^*(p^\theta, T) + RT \ln p_i - RT \ln p^\theta = G_{mi}^*(p^\theta, T) + RT \ln \frac{p_i}{p^\theta}$$

15

## Reális elegyek: aktivitás és fugacitás

Ezek a képletek nagyon szépek, de sajnos csak ideális elegyekben használhatók:

$$\mu_i = G_{mi}^*(p, T) + RT \ln x_i \quad \text{gázoknál: } \mu_i = G_{mi}^*(p^\theta, T) + RT \ln \frac{p_i}{p^\theta}$$

**Ötlet:** megtartjuk ezeket a képleteket (nagyon megszerettük őket), inkább az

$x_i$  móltört helyett elkezdjük használni az  $a_i$  „effektív móltörtet”.

$p_i$  parciális nyomás helyett elkezdjük használni az  $f_i$  „effektív parciális nyomást”.

**Kémiai potenciál számítása reális elegyben:**

$$\mu_i = G_{mi}^*(p, T) + RT \ln a_i \quad \text{gázoknál: } \mu_i = G_{mi}^*(p^\theta, T) + RT \ln \frac{f_i}{p^\theta}$$

$a_i$ : aktivitás („effektív móltört reális elegyben”); mértékegysége: -

$f_i$ : fugacitás („effektív parciális nyomás reális elegyben”); mértékegysége: Pa

Ha a reális elegy közel ideális elegy, akkor az aktivitás/fugacitás közel azonos a móltörttel/parciális nyomással.

16



## Kolligatív sajátságok

Csak az oldott anyag mennyiségétől függenek,  
anyagi minőségétől nem

Kolligatív sajátságok:

- forráspontemelkedés,
- fagyáspontcsökkenés
- ozmózisnyomás

- forráspontemelkedésnek és a fagyáspontcsökkenésnek ugyanaz a lényege

- mindhárom kolligatív sajátságban közös, hogy a háttere az,  
hogy az oldószer kémiai potenciálja csak az oldószer koncentrációjától függ,  
és független attól, milyen fajta anyagot oldottunk fel benne.

17

## Fagyáspontcsökkenés és forráspont-emelkedés oka

vízjég/víz/vízgőz/vizes oldat rendszer:

a víz  $G_m$  moláris szabadentalpiája  
(illetve oldatnál a kémiai potenciálja)  
a  $T$  hőmérséklet függvényében

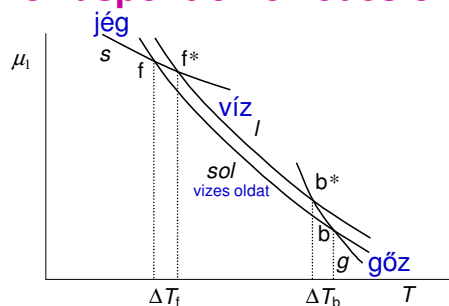
volt már (3. előadás, 20. oldal):

$$dG_m = V_m dp - S_m dT$$

Állandó nyomáson ( $dp = 0$ ):

$$dG_m / dT = -S_m$$

tehát ha  $T$  növekszik, akkor  $G_m$  (illetve  $\mu_m$ ) csökken ( $S_m$  mindig pozitív).



jég:  $S_m$  kicsi  $G_m(T)$  görbe kis negatív meredekségű

víz:  $S_m$  nagyobb  $G_m(T)$  görbe nagyobb negatív meredekségű

gőz:  $S_m$  nagy  $G_m(T)$  görbe nagy negatív meredekségű

a víz kémiai potenciálja a móltört arányában csökken, ha valamit oldunk benne.

A jég és a gőz moláris szabadentalpiája nem változik, a vízé csökken,

a görbéje lefelé tolódik:

$$\mu_i = G_{mi}^*(p, T) + RT \ln x_i$$

18

## Forráspontemelkedés

Adott nyomáson minden oldat forráspontja nagyobb, mint a tiszta oldószeré.

Az előző ábra alapján, a metszéspontok eltolódásából levezethető, hogy a forráspontemelkedés:

$$\Delta T = \left( \frac{RT^{*2}}{\Delta H_{\text{vap}}} \right) x_2$$

$T^*$  az oldószer forráspontja,  $\Delta H_{\text{vap}}$  az oldószer párolgási entalpiája

$x_2$  az oldott anyag móltörtje nem tartalmaz adatot az oldott anyag minőségére!

Jobban szeretik a molalitás (Raoult-féle) koncentrációt használni:

$$\Delta T = K_b m_2 \quad K_b = \frac{RT^{*2} M_1}{\Delta H_{\text{vap}}}$$

$m_2$  az oldott anyag molalitása,  $M_1$  az oldószer moláris tömege,  
 $K_b$  az ebulioszkópos állandó

$K_b$  ebulioszkópos állandót általában nem a fenti képlettel számítják, hanem inkább megméri. Pl. víz oldószerben  $K_b = 0,51 \text{ K kg mol}^{-1}$

Tehát 1 mól anyag feloldva 1 kg vízben 0,51 K-el emeli a forráspontot.

19

## Fagyáspontcsökkenés

Adott nyomáson minden oldat fagyáspontja kisebb, mint a tiszta oldószeré.

Az előző ábra alapján, a metszéspontok eltolódásából levezethető, hogy a fagyáspontcsökkenés:

$$\Delta T = \left( \frac{RT^{*2}}{\Delta H_{\text{fus}}} \right) x_2$$

$T^*$  az oldószer fagyáspontja,  $\Delta H_{\text{fus}}$  az oldószer olvadási entalpiája

$x_2$  az oldott anyag móltörtje nem tartalmaz adatot az oldott anyag minőségére!

Jobban szeretik a molalitás (Raoult-féle) koncentrációt használni:

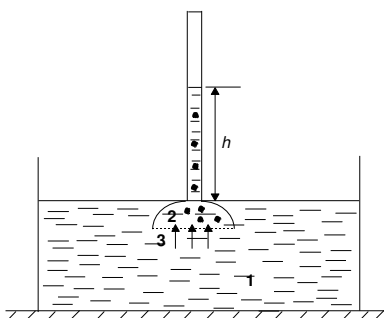
$$\Delta T = K_f m_2 \quad K_f = \frac{RT^{*2} M_1}{\Delta H_{\text{fus}}}$$

$m_2$  az oldott anyag molalitása,  $M_1$  az oldószer moláris tömege,  
 $K_f$  a kriozkópos állandó

$K_f$  kriozkópos állandót általában nem a fenti képlettel számítják, hanem inkább megméri. Pl. víz oldószerben  $K_f = 1,86 \text{ K kg mol}^{-1}$

Tehát 1 mól anyag feloldva 1 kg vízben 1,86 K-el csökkenti a fagyáspontot.<sup>20</sup>

## Ozmózis



- 1 tiszta oldószer
- 2 oldószer + oldott anyag
- 3 féligáteresztő hártya

A híg oldatot és a tiszta oldószerrel féligáteresztő hártya választja el. Ezen az oldószer részecskéi áthatolnak, az oldott anyag részecskéi nem.

A féligáteresztő hártyán át oldószer áramlik az oldatba egészen addig, amíg az oldószer kémiai potenciálja azonos nem lesz a hártya két oldalán. Ehhez az kell, hogy belül nagyobb legyen a nyomás.

**DEF** Az egyensúlyi nyomáskülönbség a hártya két oldalán az ozmózisnyomás.  
A fenti elrendezésben az oszmózisnyomás a  $h$  magasságú oldatoszlop hidrosztatikai nyomása.

21

## van't Hoff egyenlete az oszmózisnyomás számítására

$$\Pi V = n_2 RT \quad \text{vagy} \quad \Pi = c_2 RT$$

$\Pi$  az oszmózisnyomás,  $R$  gázállandó,  $T$  hőmérséklet,  $V$  az oldat térfogata  
 $n_2$  a feloldott anyag mennyisége,  $c_2$  a feloldott anyag koncentrációja

**van't Hoff egyenlet levezetése** (a lényegét kell tudni!):

Alapötletek:  
a víz kémiai potenciálja növekszik, ha az oldat nyomása növekszik  
a víz kémiai potenciálja csökken, ha valamit oldunk benne  
a fenti növelés és csökkentés hatása azonos **ozmotikus egyensúlyban**  
víz kémiai potenciálja a hártyán belül = víz kémiai potenciálja a hártyán kívül

$$\mu_1^*(p) + \int_p^{p+\Pi} V_m dp + RT \ln x_1 = \mu_1^*(p)$$

Innen:  $\int_p^{p+\Pi} V_m dp = -RT \ln x_1 \Rightarrow \Pi V_m = x_2 RT \Rightarrow \Pi \frac{V}{n} = \frac{n_2}{n} RT$

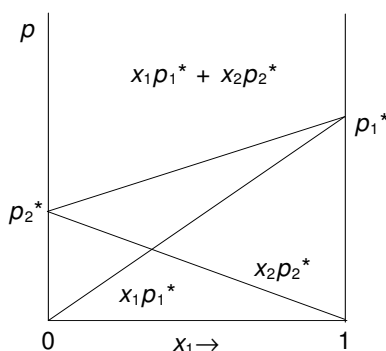
(1) integrál egyszerűsített számítása  $\Pi V$  alakban  
(2) ha  $x_2 \ll 1$  akkor  $\ln x_1 = \ln(1-x_2) \approx -x_2$ ,

22

## Raoult törvénye

**TV Raoult törvénye:** Ideális elegyknél a gőztérben a komponensek  $p_i$  parciális nyomása a tiszta komponens  $p_i^*$  telített gőznyomásához képest a folyadékbeli  $x_i$  móltört arányában lecsökken.

$$p_i = x_i p_i^*$$



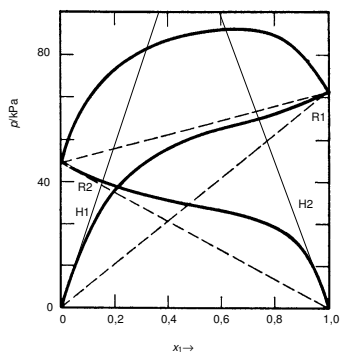
Tehát a lehető legegyszerűbb a helyzet:

az (1) tiszta anyag gőznyomásából a (2) tiszta anyag gőznyomásába lineáris az átmenet az (1) anyag folyadékbeli móltörtje szerint.

23

## Henry törvénye

**TV Henry törvénye:** reális elegyknél a gőztérben a kis koncentrációjú komponensek  $p_i$  parciális nyomása arányos a folyadékbeli  $x_i$  móltörtjükkel.



$$p_i = x_i K_i$$

$K_i$  a Henry-állandó [Pa]  
az  $i$  anyagra vonatkozik adott elegyben

Henry-törvény fő alkalmazása:  
gázok oldódása folyadéokban  
(pl.  $O_2$  vízben,  $N_2$  a bűvár vérében)

Szén diszulfid (1)–aceton (2) elegy gőznyomás–összetétel diagramja.

Alsó vastag görbék: kísérleti parciális nyomások

felső vastag görbe: kísérleti össznyomás

R1, R2: Raoult-törvénynek megfelelő szakaszok (-----)

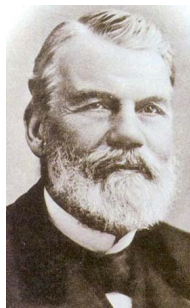
H1, H2: Henry-törvénynek megfelelő szakaszok (vékony vonal)

24

## van't Hoff – Raoult – Henry



Jacobus Henricus van 't Hoff  
(1852 –1911)  
holland fizikus és vegyész  
első kémiai Nobel-díj, 1901



François-Marie Raoult  
(1830 - 1901)  
francia vegyész

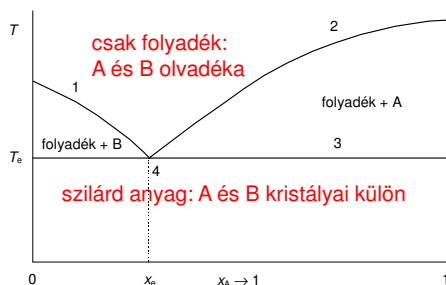


William Henry  
(1774 –1836)  
angol vegyész

25

## Eutektikumok

Eutektikum akkor lesz, ha folyadékállapotban az elegyedés (csaknem) teljes és a szilárd állapotú komponensek egyáltalán nem elegyednek



Ha magas hőmérsékletről és tetszőleges összetételből indulunk ki, a folyadékfázis összetétele mindig a „4” pont felé tart!

1. és 2. görbék: a szilárd fázissal egyensúlyban levő, adott összetételű elegy fagyáspontja  
3. görbe alatta nincs folyadékfázis  
4. pont eutektikus pont, ami meghatározza a következőket:  
eutektikus hőmérséklet  
eutektikus összetétel

**DEF** Az eutektikus összetételű szilárd anyag az eutektikum.

26

## Híres eutektikumok

### NaCl-víz elegy:

az eutektikus összetétel légköri nyomáson 23 % NaCl, 77% H<sub>2</sub>O

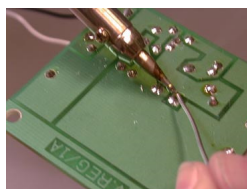
az eutektikus hőmérséklet  $-21\text{ }^{\circ}\text{C}$ .



### Forrasztóórn:

az eutektikus összetétel légköri nyomáson 67 % Sn, 33% Pb

az eutektikus hőmérséklet  $183\text{ }^{\circ}\text{C}$ .



27

## Eutektikumok tulajdonságai

Nincs olyan folyadékelegy, amelynek fagyáspontja az eutektikus hőmérsékletnél alacsonyabb lenne.

Ezért nem lehet a jeget sózással felolvasztani, ha a hőmérséklet az eutektikusnál alacsonyabb.

A hűszigetelt rendszerben levő jég, ha hófoka az eutektikusnál magasabb, só hozzáadására olvadni kezd és olvadáshő következményeként a hőmérséklet egészen az eutektikus hőmérsékletig csökkenhet.

Ez az adott hűtőkeverékkel elérhető legkisebb hófok.

Már az alkímisták is tudtak  $-21\text{ }^{\circ}\text{C}$ -ot előállítani nyáron konyhasóval és jéggel!

28

## DEF Gibbs-féle fázistörvény

termodinamikai rendszer szabadsági fokainak száma ( $Sz$ ):

azon intenzív állapotjelzők száma, amelyek egymástól függetlenül változtathatók anélkül, hogy fázisok tűnnének el vagy új fázisok jönnének létre.

**A Gibbs-féle fázistörvény:  $F + Sz = K + 2$**

$F$  a rendszer fázisainak száma,

$K$  a komponensek száma.

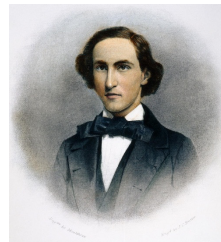
Tiszta anyagok fázisátmeneteinél  $K = 1$ ,  
a szabadsági fok  $Sz = 3 - F$

A fázisdiagram tartományainak belsejében  $F = 1$ ,  
 $p$  és  $T$  is szabadon változtatható  $Sz = 2$ .

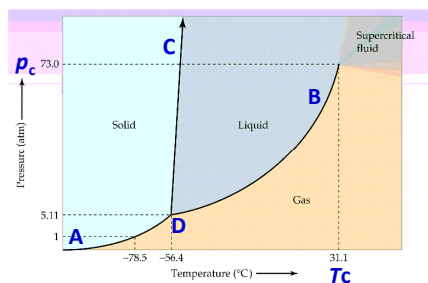
az A, B, C egyensúlyi görbék mentén  $F = 2$ ,

D hármaspontban  $F = 3, Sz = 0$

**A fázistörvény reaktív rendszerekre is érvényes!**



Josiah Willard Gibbs  
(1839–1903)  
USA fizikus



CO<sub>2</sub> fázisdiagramja

**Elegyek  
téma**

**VÉGE**

