

Elegyek, oldatok



A bemutatót összeállította: Fogarasi József, Petrik Lajos SZKI, 2011

Elegyek fogalma

Elegyek az olyan **homogén, többkomponensű rendszerek**, amelyekben az alkotórészek arányát tetszőlegesen változtathatjuk anélkül, hogy közben új fázis keletkezne vagy tűnne el.

Az elegyeket két csoportra oszthatjuk: **ideális elegyek** és **reális elegyek**

Az **ideális elegyek** képződése során a komponensek elegyedése során **nem következik be:**

- **térfogatváltozás**, vagyis az elegy térfogata = a komponensek térfogatainak összegével)
- **kémiai reakció**
- **felmelegedés vagy lehűlés** (feltéve hogy a komponensek azonos hőmérsékletűek)
- az alkotórészek **tetszőleges arányban** változtathatók

Ideális elegyeket olyan anyagok alkotnak egymással, amelyek molekulái között a kölcsönhatások nem különböznek számottevően az egyes komponensek azonos molekulái közötti kölcsönhatásoktól.

Pl. közel ideális elegyek a gázelegyek, vagy a benzol-toluol, vagy a hexán-heptán elegy.

Ha fenti feltételek **nem** teljesülnek, akkor **reális elegy**ről beszélünk.

Az elegyek összetételének megadása

Az elegy alkotóinak mennyiségi viszonyait az összetétellel jellemezzük.

1. Százalékos összetételek

Tömegszázalék

Jele: w

Értelmezése: 100 g elegyben (oldatban) hány gramm van az egyik összetevőből.

Másképpen: az egyik összetevő tömege és az összes tömeg hányadosának a 100-szorosa

$$w = \frac{m_1}{m_1 + m_2 + m_3 + \dots} \cdot 100\%$$

Példa:

Hány gramm oldott anyag van 350 g oldatban

$w = 25\%$ -os oldatban?

$$m(\text{oldott anyag}) = 350 \cdot 0,25 = 87,5 \text{ g}$$

Térfogat-százalék

Jele: φ

Értelmezése: 100 m³ elegyben (oldatban) hány m³ van az egyik összetevőből.

Másképpen: az egyik összetevő térfogata és az teljes térfogat hányadosának a 100-szorosa

$$\varphi = \frac{V_1}{V(\text{elegy})} \cdot 100\%$$

Példa:

180 cm³ alkoholt 500 cm³ térfogatra hígítunk vízzel.

Hány térfogat-százalék alkoholt tartalmaz az elegy?

$$\varphi(\text{alkohol}) = \frac{180}{500} \cdot 100 = 36\%$$

2. Tömegkoncentráció

Jelentése a nevéből is leolvasható, megmutatja, hogy 1 dm³ oldatban hány g oldott anyag található. A tömegkoncentráció az oldott anyag tömegének és az oldat térfogatának a hányadosa. Jele: ρ_B , mértékegysége: g/ dm³, illetve g/liter.

$$\rho_B = \frac{m}{V}$$

Példa:

750 cm³ oldatban 25 g só oldottunk. Ekkor a tömegkoncentráció:

$$\rho_B = \frac{m}{V} = \frac{25 \text{ g}}{0,75 \text{ dm}^3} = 33,33 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$$

3. Anyagmennyiség-koncentráció

A kémiai anyagmennyiség mértékegysége az SI-mértékrendszerben a mól. Kézenfekvő, hogy az oldott anyag mennyiségét mólból adjuk meg, míg az oldatot térfogategységben mérjük. Így jutunk az anyagmennyiség-koncentrációhoz.

Megmutatja, hogy 1 dm³ oldatban hány mól oldott anyag található. Az anyagmennyiség-koncentráció az oldott anyag anyagmennyiségének és az oldat térfogatának a hányadosa. Jele: c , mértékegysége: mol/ dm³.

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

Példa:

750 cm³ oldatban 25 g NaCl-ot oldottunk. Ekkor az anyagmennyiség-koncentráció számítása:

Az oldott NaCl anyagmennyisége: $n = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{25}{58,5} = 0,427 \text{ mol}$

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,427 \text{ mol}}{0,75 \text{ dm}^3} = 0,5698 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4. Móltört

Az elegy (oldat) egyik összetevőjének anyagmennyiségét viszonyítjuk az elegy anyagmennyiségéhez.

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + \dots} = \frac{\frac{m_1}{M_1}}{\frac{m_1}{M_1} + \frac{m_2}{M_2} + \dots}$$

Példa:

Mekkora a móltörtje a $w = 46,0\%$ -os NaNO_3 oldatban a NaNO_3 -nak és a víznek?

A $w = 46\%$ -os NaNO_3 46 g NaNO_3 -ból és 54 g vízből áll.

$$X(\text{NaNO}_3) = \frac{\frac{46}{85}}{\frac{46}{85} + \frac{54}{18}} = 0,153$$

$$X(\text{H}_2\text{O}) = \frac{\frac{54}{18}}{\frac{46}{85} + \frac{54}{18}} = 0,847$$

Természetesen az elegyben a **móltörtek összege mindig 1**.

A móltört 100-szorosát **mólszázaléknak** (mol%) nevezzük.

A fenti példa eredmény mol%-ban kifejezve: $x(\text{NaNO}_3) = 15,3 \text{ mol\%}$ $x(\text{H}_2\text{O}) = 84,7 \text{ mol\%}$

5. Raoult-koncentráció (molalitás)

Megadja, hogy 1 kg oldószerben hány mol oldott anyag van.
Jele m_B , mértékegysége mol/kg oldószer.

$$m_B = \frac{n_{\text{oldottanyag}}}{m_{\text{oldószer}}} \frac{\text{mol}}{\text{kg oldószer}}$$

Példa:

Mekkora a molalitása a 10%-os Na_2SO_4 oldatban a Na_2SO_4 -nak?

A $w = 10\%$ -os Na_2SO_4 10 g Na_2SO_4 -ból és 90 g vízből áll.
10 g Na_2SO_4 anyagmennyisége:

$$n(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{10}{142} = 0,0704 \text{ mol}$$

$$m_B = \frac{n(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{m(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,0704 \text{ mol}}{0,09 \text{ kg}} = 0,782 \frac{\text{mol}}{\text{kg víz}}$$

Gáz-gáz elegyek

A gázok minden arányban elegyíthetők egymással, kölcsönös „oldhatóságuk” mindig korlátlan. A tökéletes gázok állapotegyenlete a gázelegyekre is alkalmazható.

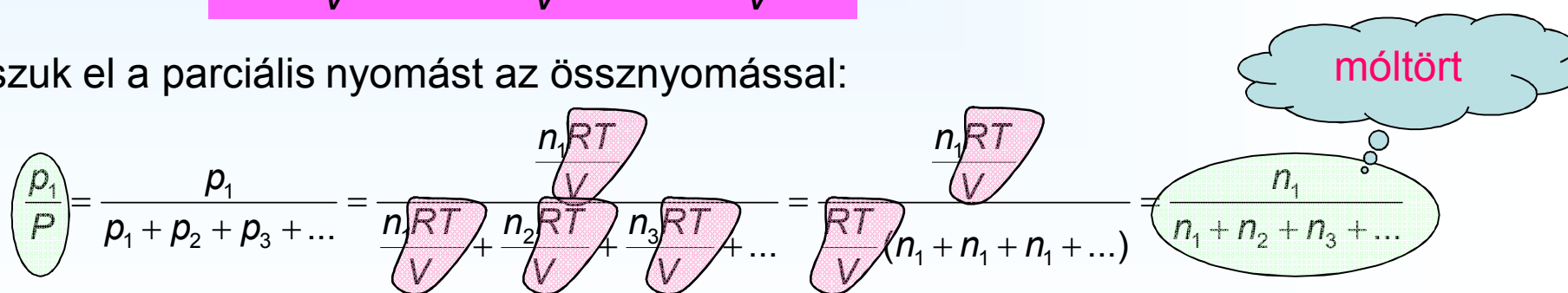
A gázelegyek esetén a nyomás az alkotók **parciális nyomás**ainak összegeként értelmezzük.

Parciális nyomás: Parciális nyomás az a nyomás, amelyet a kérdéses komponens fejtene ki az edény falára, ha ugyanolyan körülmények között egyedül töltené ki a teret.

Össznyomás: $P = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$

$$p_1 = \frac{n_1 RT}{V} \quad p_2 = \frac{n_2 RT}{V} \quad p_3 = \frac{n_3 RT}{V} \dots$$

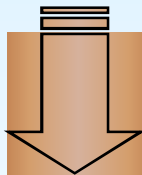
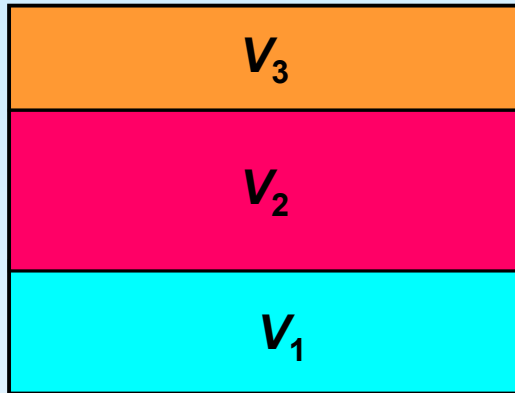
Osszuk el a parciális nyomást az össznyomással:

$$\frac{p_1}{P} = \frac{p_1}{p_1 + p_2 + p_3 + \dots} = \frac{\frac{n_1 RT}{V}}{\frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V} + \frac{n_3 RT}{V} + \dots} = \frac{\frac{n_1 RT}{V}}{\frac{RT}{V} (n_1 + n_2 + n_3 + \dots)} = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3 + \dots}$$


$$x_1 = \frac{p_1}{P}$$

Gázelegyek esetén egy komponens parciális nyomása és az össznyomás hányadosa a móltörttel egyenlő.

Móltört és a térfogat-százalék közötti összefüggés



$$V = V_1 + V_2 + V_3$$

$$V = \frac{nRT}{P}$$

$$\frac{V_1}{V} = \frac{\frac{n_1RT}{P}}{\frac{n_1RT}{P} + \frac{n_2RT}{P} + \frac{n_3RT}{P}} = \frac{n_1}{n_1 + n_2 + n_3} = x_1$$

Térfogattört

Móltört

$$X = \frac{\varphi\%}{100}$$

Gázok esetén a móltört egyenlő térfogat-százalék a századrészével.

Gázelegy átlagos moláris tömege

Gázelegyek átlagos moláris tömege az összetevők moláris tömegeinek móltörtökkel súlyozott átlaga:

$$\bar{M} = x_1 M_1 + x_2 M_2 + \dots$$

Példa:

Mennyi a levegő átlagos moláris tömege, ha $\varphi = 21\%$ oxigént és $\varphi = 79\%$ nitrogént tartalmaz?

$$\bar{M} = 0,21 \cdot 32 + 0,79 \cdot 28 = 28,84 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Heterogén rendszerek

Heterogén rendszereknek azokat a rendszereket nevezzük, amelyek határfelülettel elválasztott fázisokból épülnek fel.

A heterogén rendszer lehet egykomponensű vagy többkomponensű.

Egykomponensű heterogén rendszerek olyan, csupa azonos anyagi részecskéből felépülő rendszerek, amelyekben **van** fázishatár a rendszer különálló homogén részei között.

Egykomponensű heterogén rendszer pl. a jég - víz - gőz rendszer.

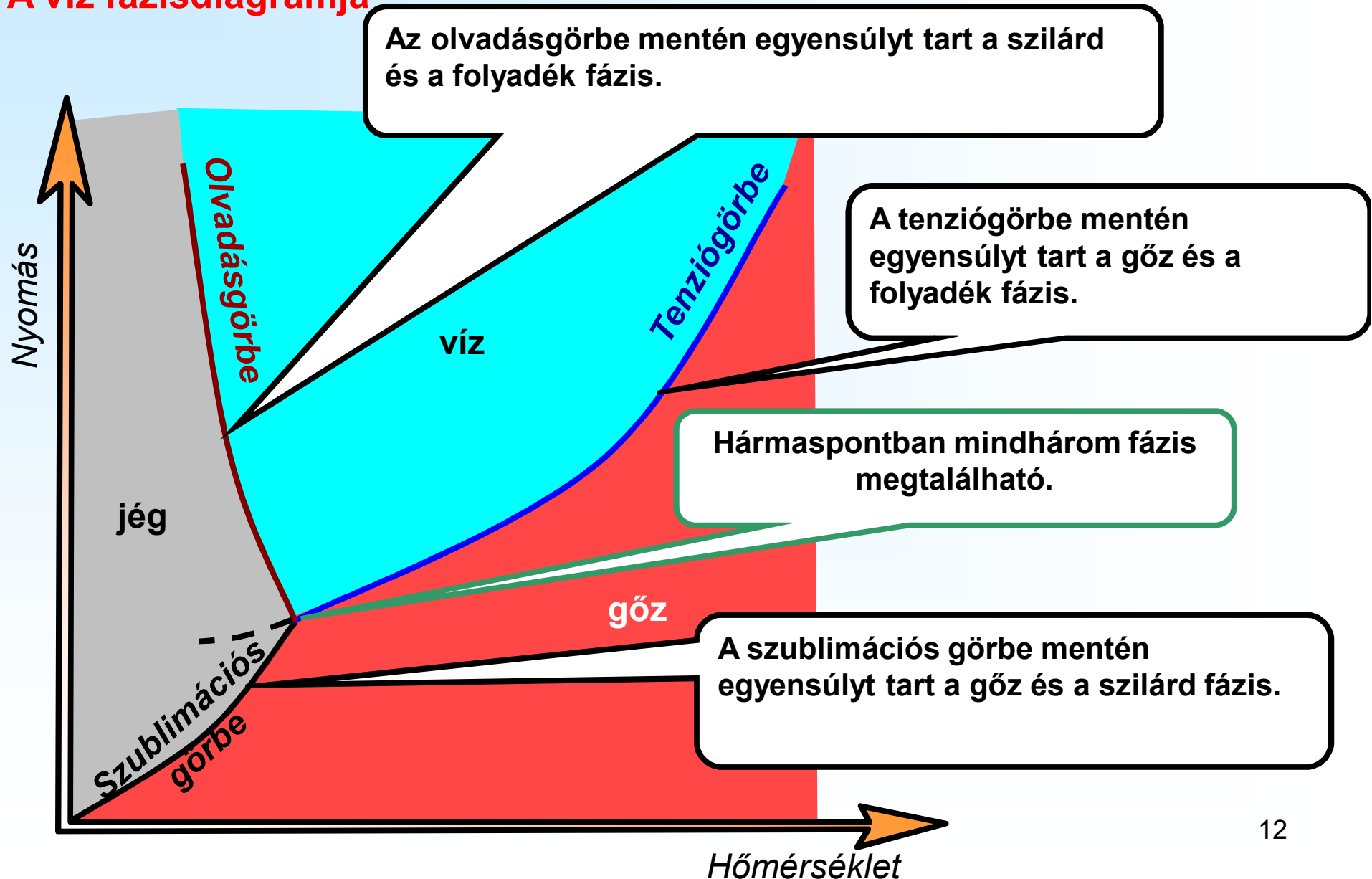
Többkomponensű heterogén rendszerek olyan rendszerek, amelyekben több alkotórész van, és ezeket jól érzékelhető fázishatár választja el egymástól.

Többkomponensű heterogén rendszer pl. a szilárd só – telített sóoldat rendszer.

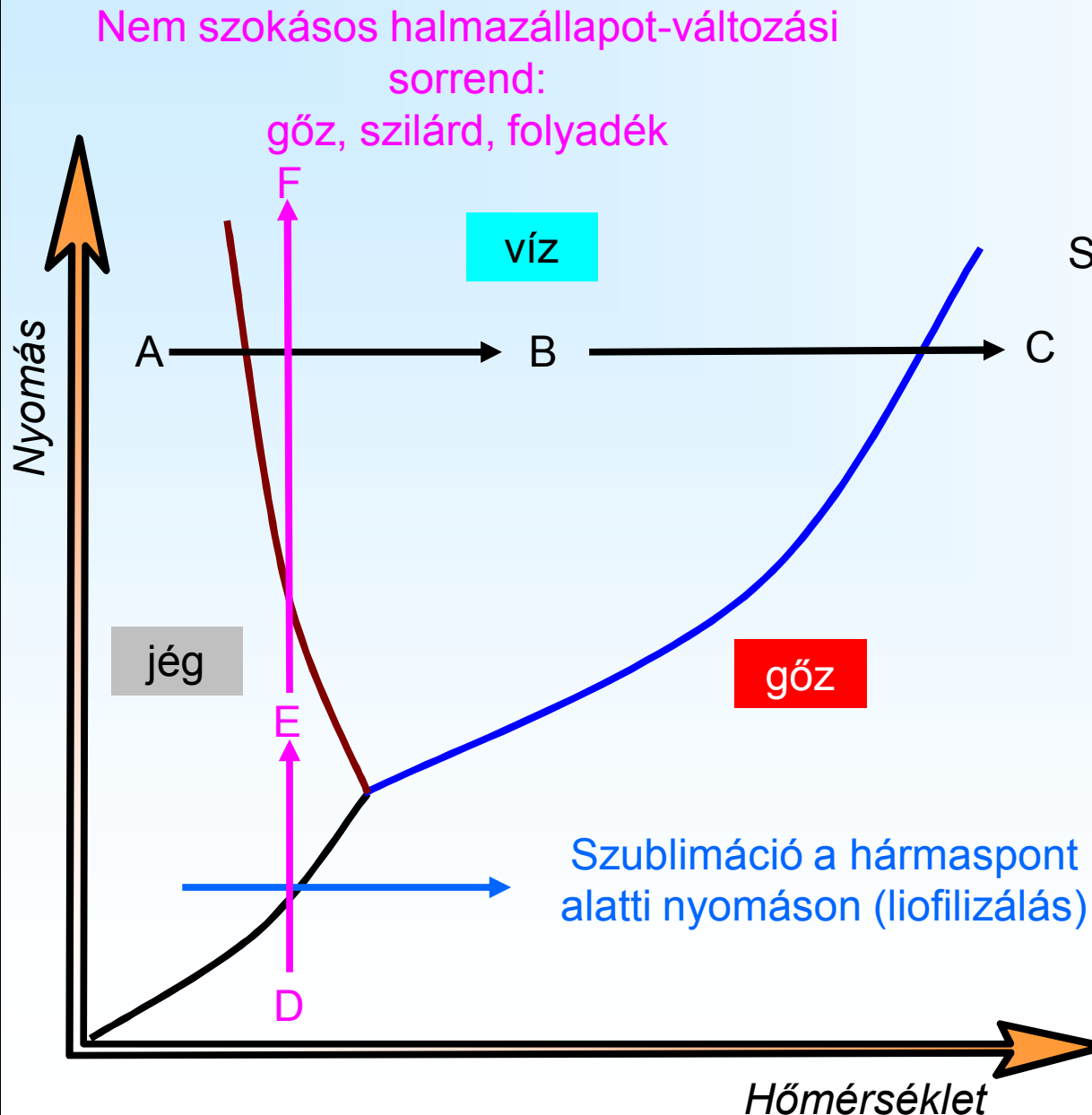
Heterogén rendszereket fázisdiagramjukkal lehet jellemezni. Ezeken a diagramokon az állapotjelzők és a halmazállapotok láthatók.

Az egykomponensű heterogén rendszerek

A víz fázisdiagramja



Állapotváltozások a víz fázisdiagramján



A **liofilizálás** fagyasztással történő, szárítási eljárás.

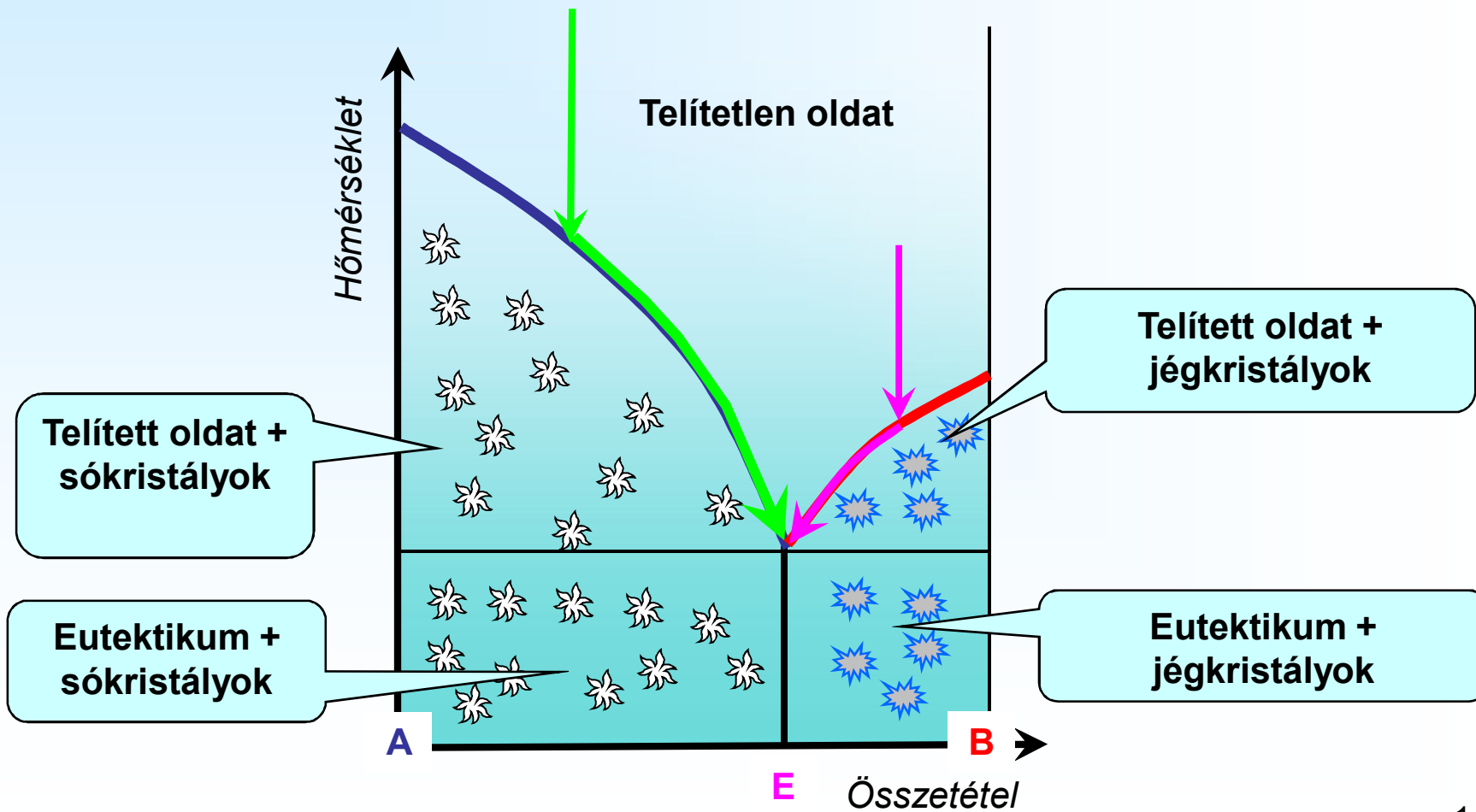
A megfagyasztott anyagból (pl. vérplazmából, élelmiszeripari termékekből, italalapanyagokból) erős vákuum alkalmazásával távolítjuk el az oldószert.

Az alacsony hőmérsékleten a termékek biológiai értéke nem csökken.

A liofilizált anyag nagy aktív felülettel rendelkezik és könnyen veszi fel ismét a vizet.

Kétkomponensű rendszerek fázisdiagramja

Sóoldatok fázisdiagramja



Só-víz rendszerek felhasználása: hűtőkeverékek készítése

Hűtőkeverékek működése:

Ha az eutektikus összetételnek megfelelő sót és darált jeget összekeverünk, az lehűl az eutektikus hőmérsékletre. A só oldódik a jég felületi rétegében, de a keletkezett telített oldat nincs egyensúlyban az alatta lévő, eredetileg nulla °C-os jéggel. Ezért a jég olvadásnak indul, és az ehhez szükséges hőt a környezetéből vonja el, tehát lehűl.

Néhány hűtőkeverék:	KNO_3 + jég	-69 °C
	NaCl + jég:	-19 °C
	CaCl_2 + jég:	-33 °C

Folyadék – folyadék elegyek

A folyadékelegyek gőznyomása

A folyadékelegyek a tiszta folyadékokhoz hasonlóan párolognak: a folyadékállapotból gőzállapotba juthat a folyadékelegy valamennyi komponense. Az elegyek esetén a tenzió a hőmérsékleten és az anyagi minőségen kívül az összetételtől is függ.

Az egyes komponensek által kialakított nyomás a folyadékelegy feletti gőznyomásnak csak bizonyos része, ezért azt a nyomást résznyomásnak, azaz **parciális nyomásnak nevezzük.**

Röviden: Az egyes komponensek gőznyomásait parciális tenzióknak nevezzük.

Ideális folyadékelegyben a parciális tenzió a tiszta folyadék tenziójához képest az adott komponens folyadékban mért móltörtjének arányában csökken.

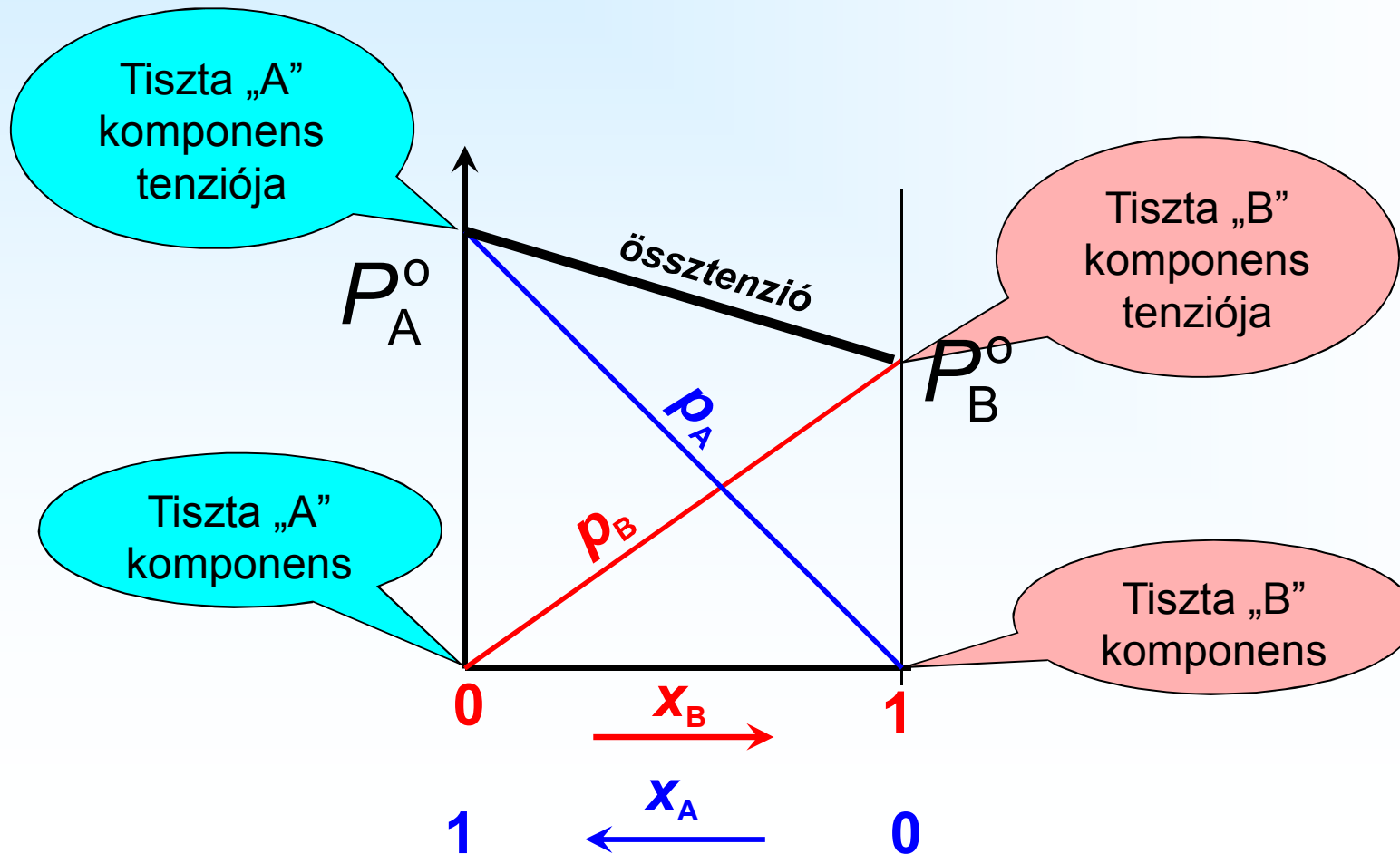
$$p_A = x_A P_A^0 \quad p_B = x_B P_B^0$$

A folyadékelegyben felett az össztenziót a parciális tenziók összege adja.

$$p = p_A + p_B = x_A P_A^0 + x_B P_B^0$$

Tenziógörbék

Ideális folyadékelegy felett az össznyomás (össztenzió) **lineárisan változik** a folyadékfázisban **mért móltörttel**.



A Raoult-törvény

Valamely folyadékelegyenben $w_1 = 40\%$ hexán, $w_2 = 25\%$ heptán és $w_3 = 35\%$ oktán van. Számítsuk ki az elegy gőznyomását 20 °C -on, ha ezen hőmérsékleten a tiszta anyagok tenziói a következők:

$$\text{Hexán (C}_6\text{H}_{14}\text{)}: p_1^0 = 4,68 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$\text{Heptán (C}_7\text{H}_{16}\text{)}: p_2^0 = 1,50 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$\text{Oktán (C}_8\text{H}_{18}\text{)}: p_3^0 = 1,31 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

1. Számítsuk ki az elegy összetételét mólörtben!

$$x(\text{C}_6\text{H}_{14}) = \frac{\frac{40}{86}}{\frac{40}{86} + \frac{25}{100} + \frac{35}{114}} = 0,455$$

$$x(\text{C}_7\text{H}_{16}) = \frac{\frac{25}{100}}{\frac{40}{86} + \frac{25}{100} + \frac{35}{114}} = 0,245$$

$$x(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \frac{\frac{35}{114}}{\frac{40}{86} + \frac{25}{100} + \frac{35}{114}} = 0,300$$

2. Számítsuk ki a parciális tenziókat!

$$p(\text{C}_6\text{H}_{14}) = 0,455 \cdot 4,68 \cdot 10^4 = 21\,296 \text{ Pa}$$

$$p(\text{C}_7\text{H}_{16}) = 0,245 \cdot 1,50 \cdot 10^4 = 3\,669 \text{ Pa}$$

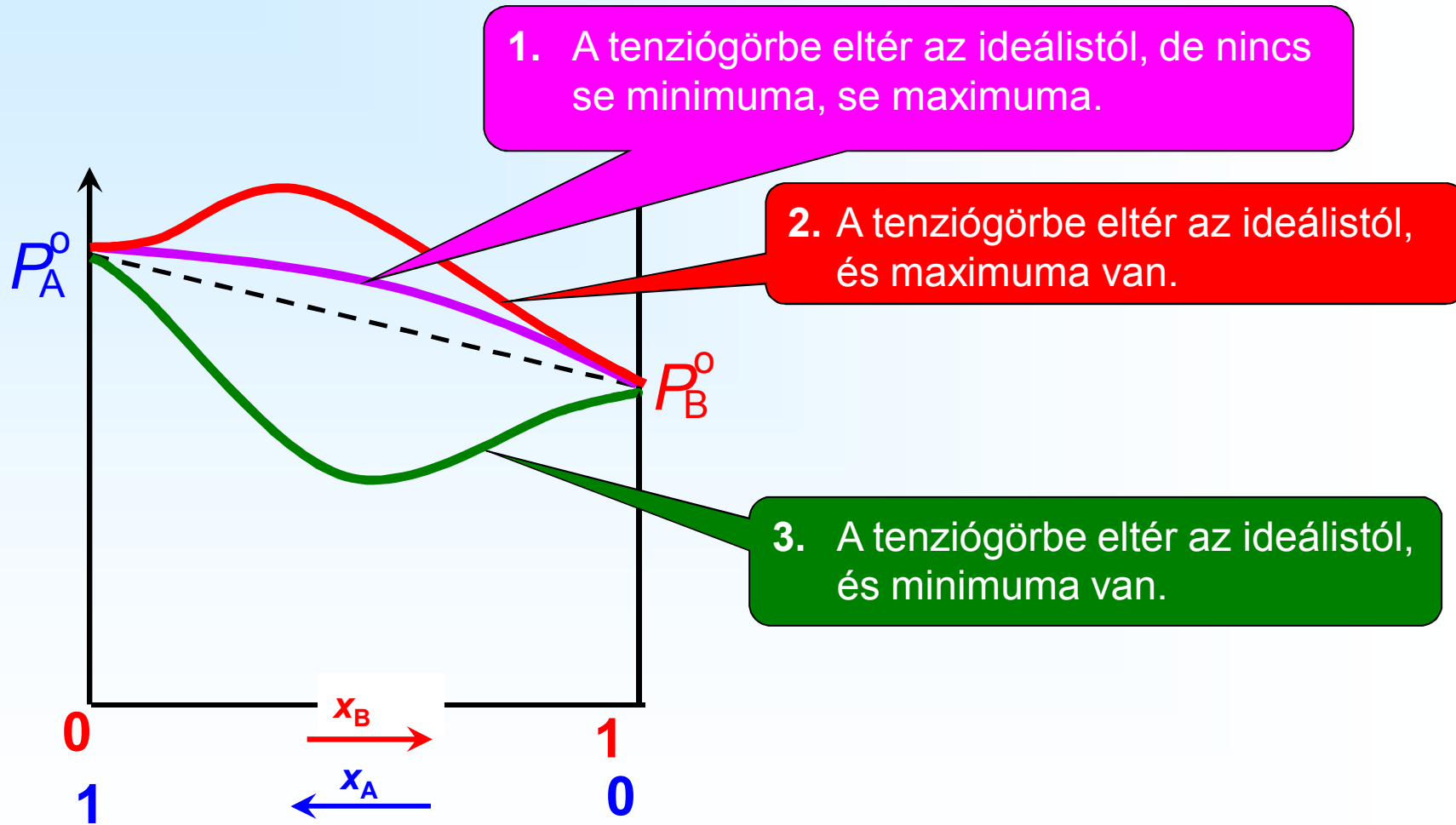
$$p(\text{C}_8\text{H}_{18}) = 0,300 \cdot 1,31 \cdot 10^4 = 3\,935 \text{ Pa}$$

3. Az elegy felett a tenzió a parciális tenziók összege:

$$\begin{aligned} P &= p(\text{C}_6\text{H}_{14}) + p(\text{C}_7\text{H}_{16}) + p(\text{C}_8\text{H}_{18}) = \\ &= 21\,296 + 3\,669 + 3\,935 = \\ P &= 28\,900 \text{ Pa} \end{aligned}$$

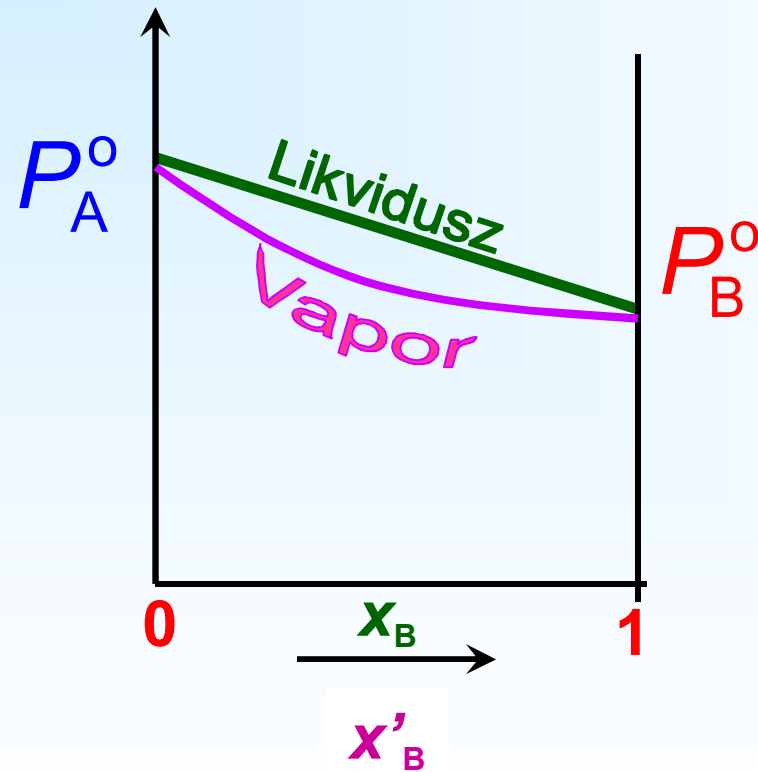
Reális folyadékelegyek tenziógörbéi

Reális folyadékelegy felett az össznyomás változása **nem lineáris**. A szaggatott vonal az ideális elegy feletti tenziót mutatja.



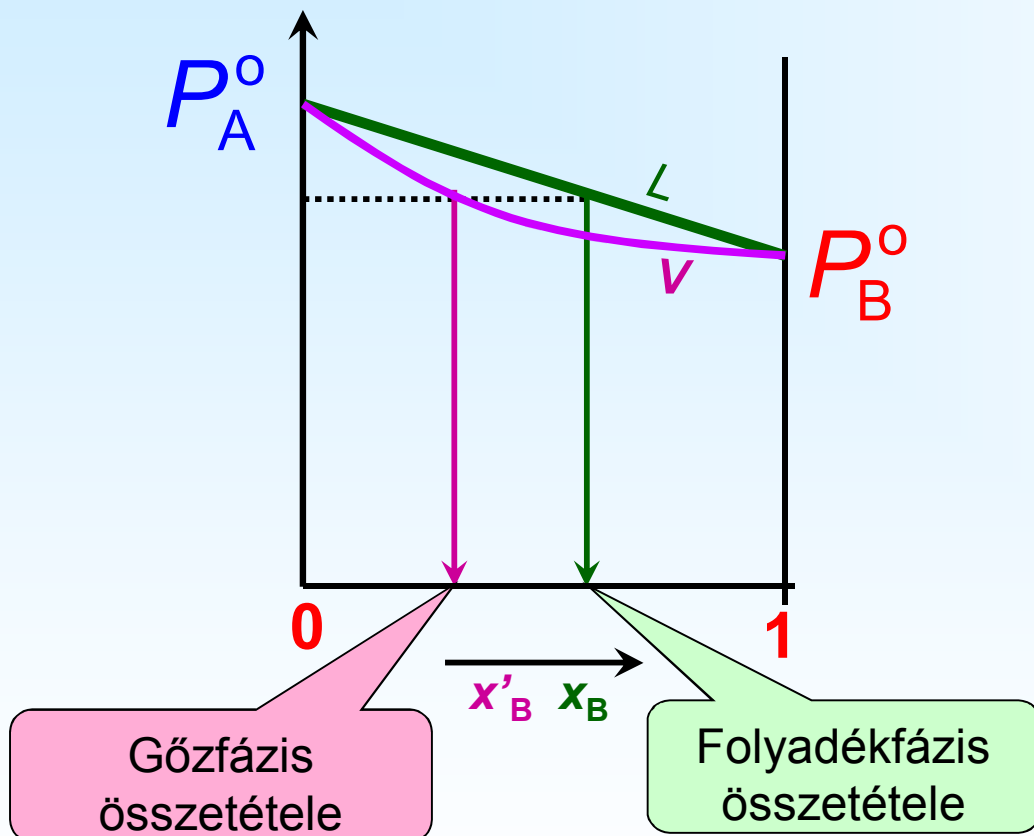
Folyadék és gőzösszetétel szerinti tenziógörbék

Ideális folyadékelegy felett az össznyomás (össztenzió) **lineárisan változik a folyadékfázisban mért móltörttel**. Ha gőznyomást a **gőzfázis** összetétele szerint ábrázoljuk, az összefüggés ideális folyadékelegyek esetén sem lineáris:



Konovalov I. törvénye

Vizsgáljuk meg, milyen összetétel tartozik egy adott tenzióhoz a folyadék- és a gőzfázisban!



Az ábra szerint az „A” komponens illékonyabb, mint a „B” komponens. (Nagyobb a tenziója.)

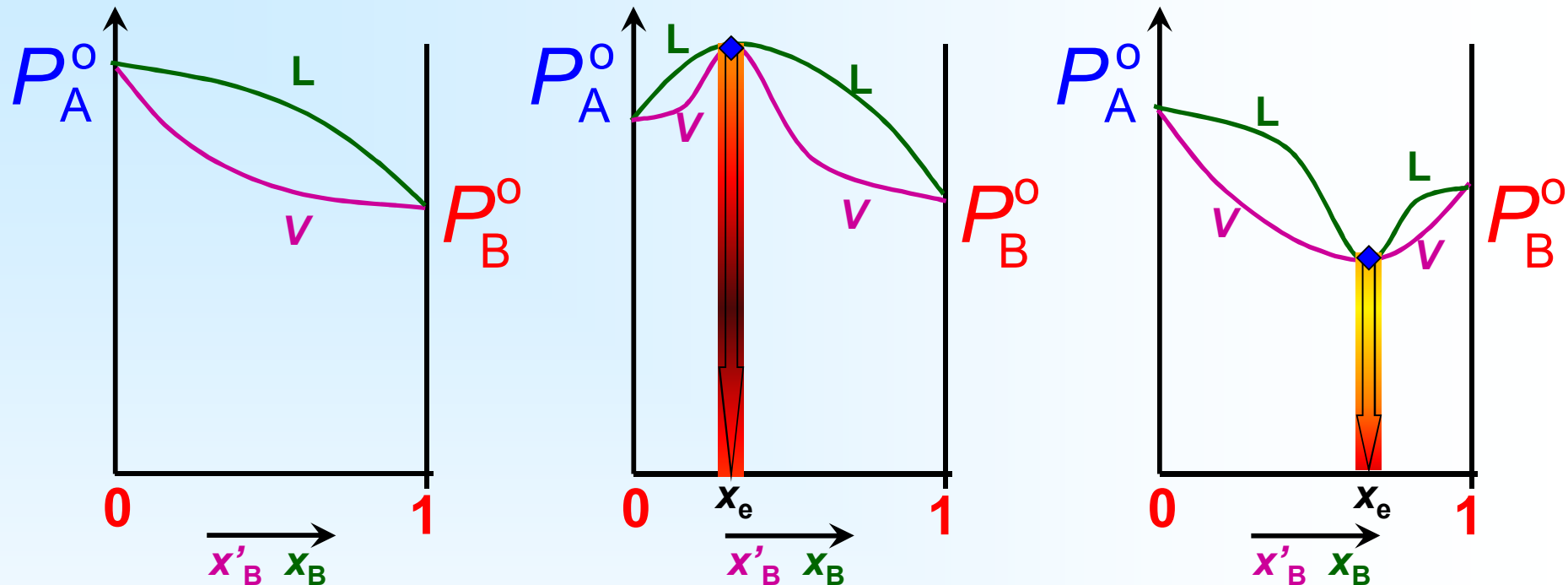
A folyadékfázisban a „B” komponensből több van, mint a gőzfázisban.

A gőzfázisban az „A” komponensből több van, mint a folyadékfázisban.

Konovalov I. törvénye:

A gőzfázis az **illékonyabb komponensben dúsabb**, mint a vele egyensúlyban lévő folyadékfázis.

Reális folyadékelegyek tenziógörbéi



A reális folyadékelegyek három típusának megfelelően három tenziógörbe van.

A középső és a jobboldali tenziódiagramoknak van egy olyan pontja, ahol a folyadékfázisnak és a gőzfázisnak azonos az összetétele. Az ilyen összetételű folyadékelegyet **azeotrópos elegy**nek nevezzük.

Konovalov II. törvénye:

Az azeotrópos összetételű folyadékelegyek változatlan összetétellel párolognak.

A folyadékelegyek forráspontgörbéi

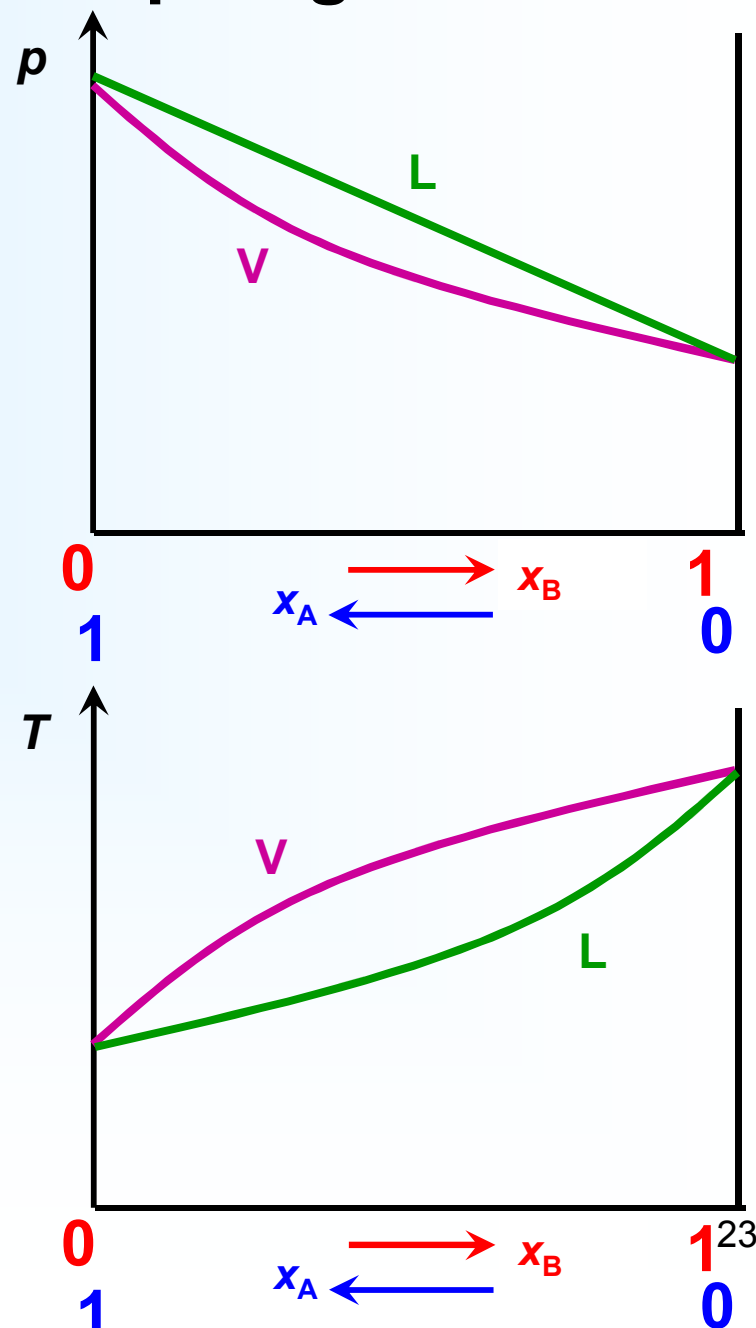
Folyadékelegyekkel való munka során jellemzően nem a hőmérséklet állandó, hanem a folyadékelegy feletti nyomás. Pl. desztilláció során forrásig melegítjük az elegyet, miközben a külső nyomás nem változik.

Forrás értelmezése folyadékelegyekre: A folyadékelegyek akkor forr, ha a **parciális tenziók összege** eléri a folyadékelegy feletti nyomást.

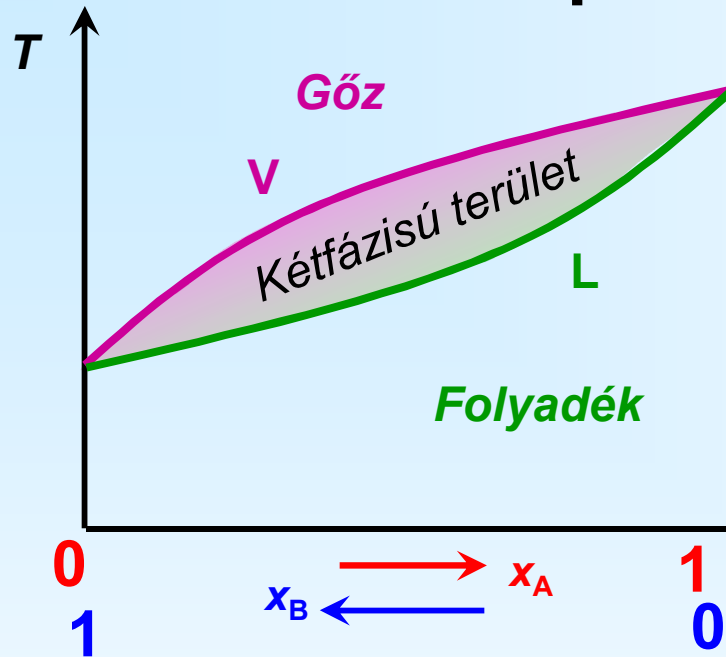
A felső ábrán egy ideális folyadékelegy **tenziógörbéje**, az alsó ábrán pedig ugyan annak a folyadékelegynek a **forráspontgörbéje** látható.

A forráspontgörbén a **folyadékelegy** és a **gőzfázis** összetételének függvényében ábrázoljuk az elegy forráspontját (állandó nyomáson.)

A forráspontgörbe még ideális folyadékelegyek esetén sem lineáris.



A forráspontgörbe értelmezése

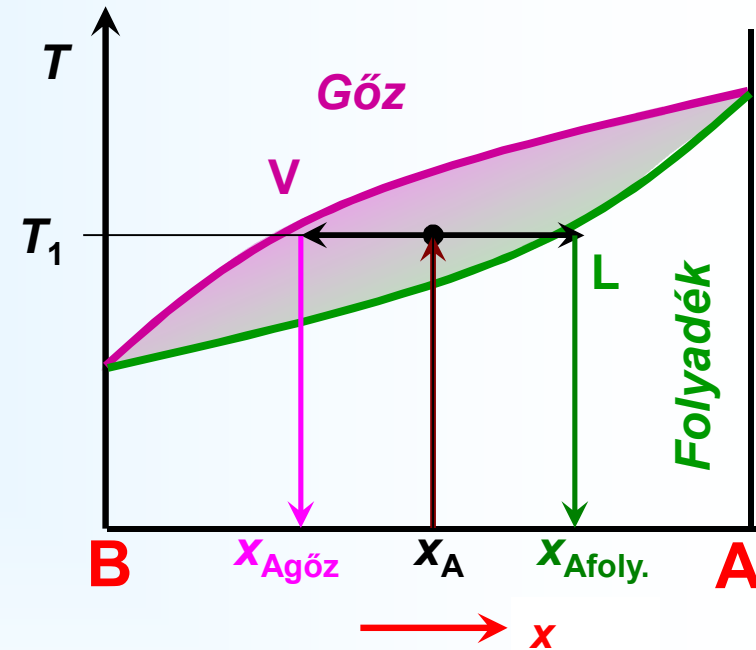


A forráspontdiagramon a vaporgörbe feletti terület minden pontjában az elegy **gőz** halmazállapotú.

A forráspontdiagramon a likviduszgörbe alatti terület minden pontjában az elegy **folyadék** halmazállapotú.

A likvidusz- és a vaporgörbe között az elegy egy gőz- és egy folyadékfázisra válik szét. Ez tehát kétfázisú terület.

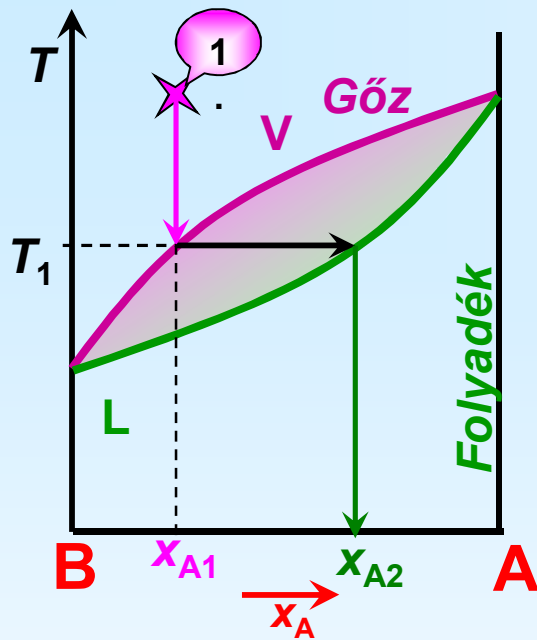
A kétfázisú terület értelmezése



Melegítsük az x_A összetételű folyadékelegyet T_1 hőmérsékletre!

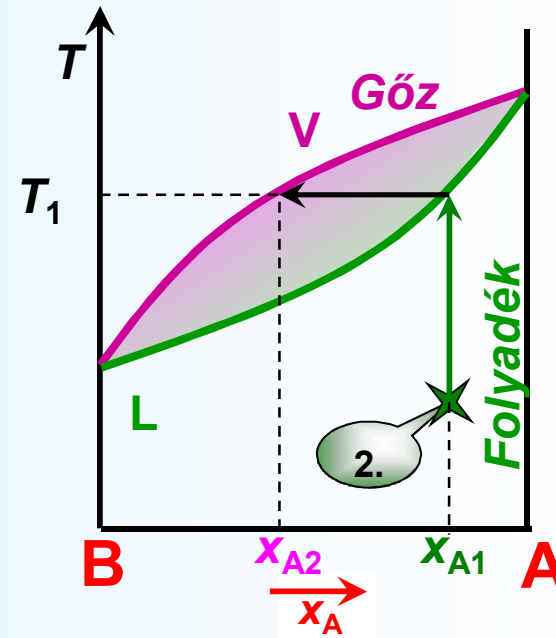
Ekkor szétválik egy $x_{A\text{foly}}$ összetételű folyadékfázisra és egy $x_{A\text{gőz}}$ összetételű gőzfázisra.

A forráspontgörbe értelmezése



Induljunk ki az 1. pontból. A gőzelegy összetétele x_{A1} . Hűtés során a vaporgörbe T_1 hőmérsékletén a gőz elkezd kondenzálódni. A lekondenzálódott folyadékelegy összetétele x_{A2} .

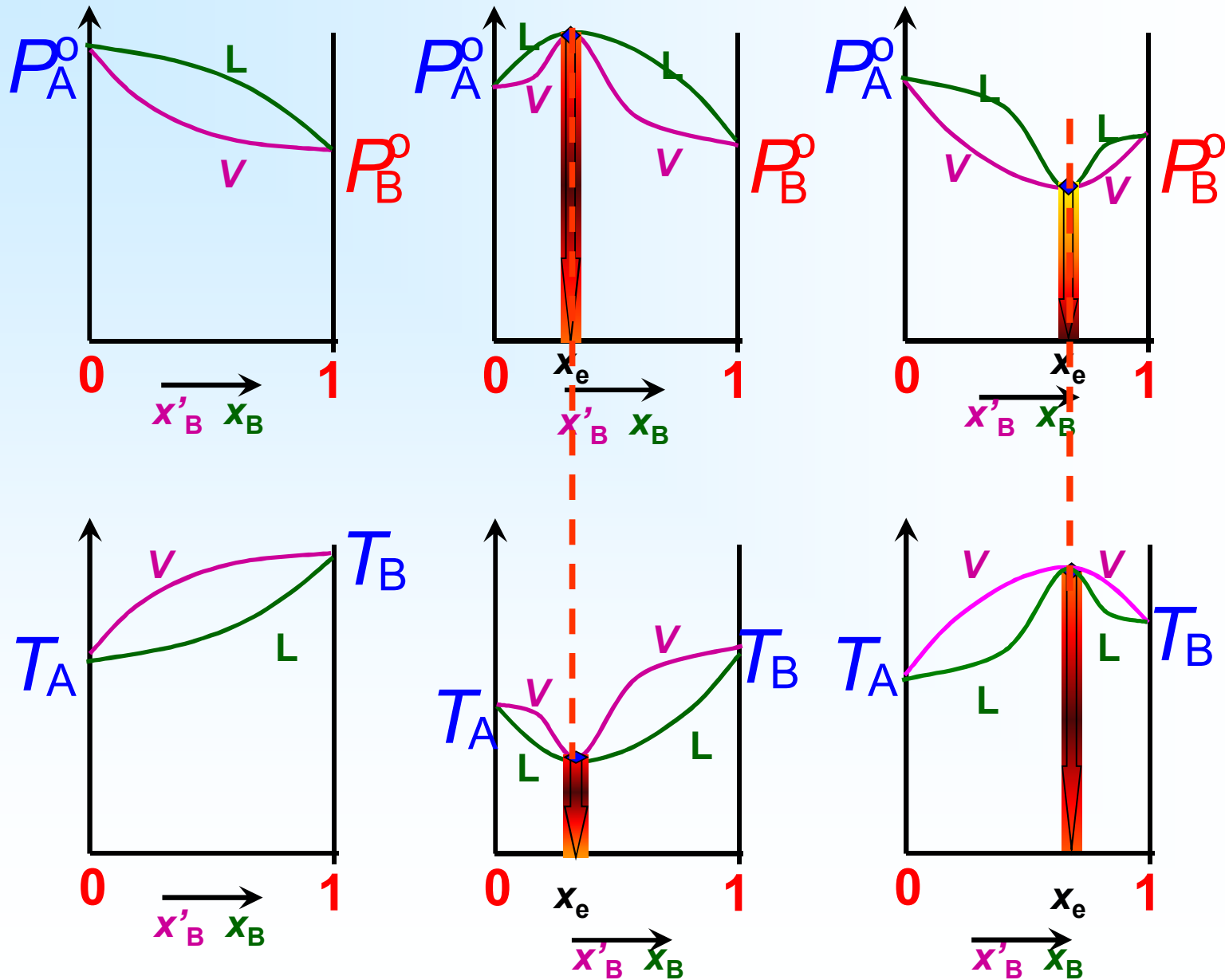
A kondenzáció során a magasabb forráspontú (kevésbé illékony) komponensből több kondenzálódott le, így a folyadék a kevésbé illékony komponensben dúsult.



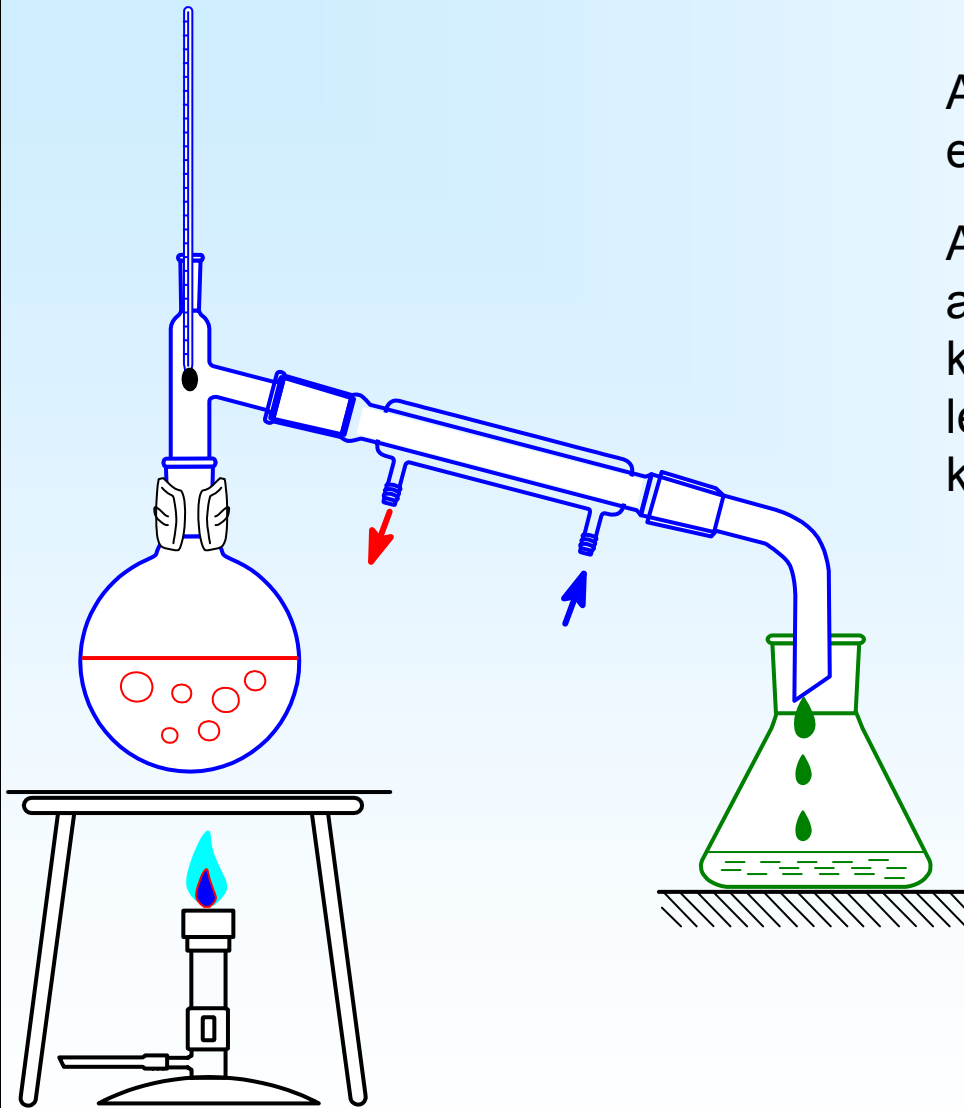
Induljunk ki a 2. pontból. A folyadékelegy összetétele x_{A1} . Melegítés során a likviduszgörbe T_1 hőmérsékletén a folyadék elkezd forni. A távozó gőzelegy összetétele x_{A2} .

A forrás során az alacsonyabb forráspontú (illékonyabb) komponensből több párolgott el, így a gőz az illékonyabb komponensben dúsult.

A reális folyadékkelegyek tenzió- és forráspontgörbéi



Az egyszerű desztilláció



A folyadékelegyből egyes komponensei eltérő mértékben párolognak.

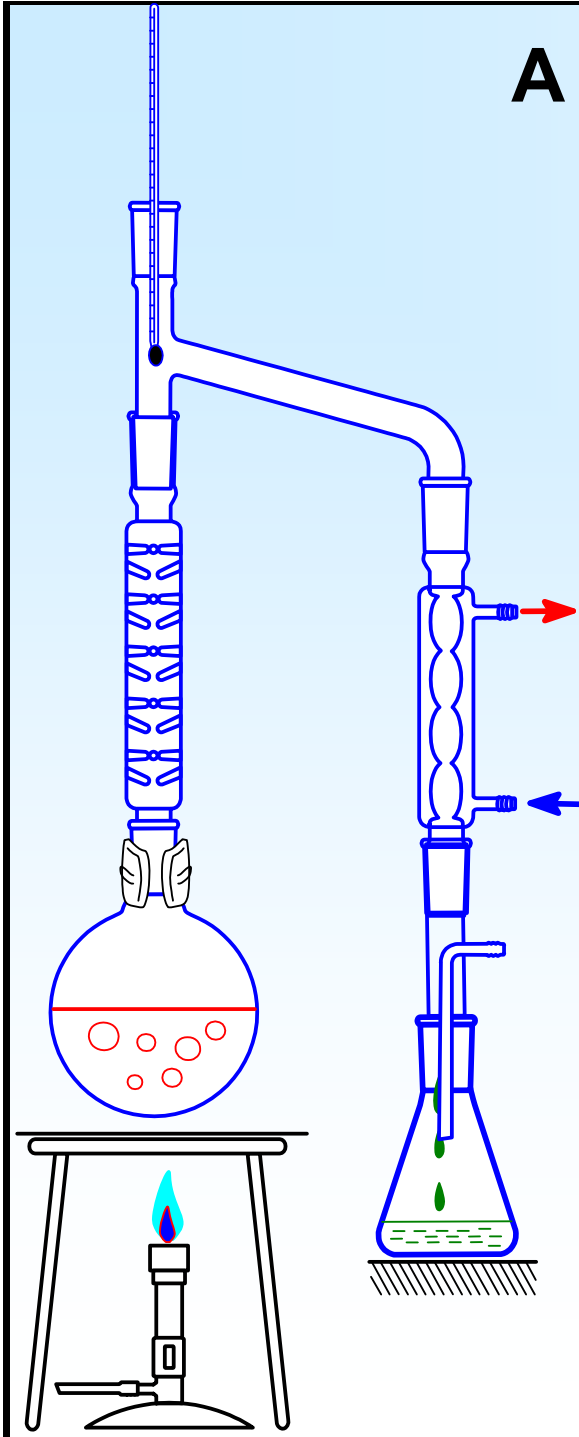
A folyadékelegyből forrás közben az alacsonyabb forráspontú (illékonyabb) komponensből több távozik el. Így a lecsepegő desztillátum az illékonyabb komponensben lesz dúsabb.

Az egyszerű desztilláció során **nem lesz teljes szétválasztás**. Csak annyi történik, hogy a **desztillátum az illékonyabb komponensben**, míg a desztillációs maradék a kevésbé illékony komponensben lesz dúsabb.

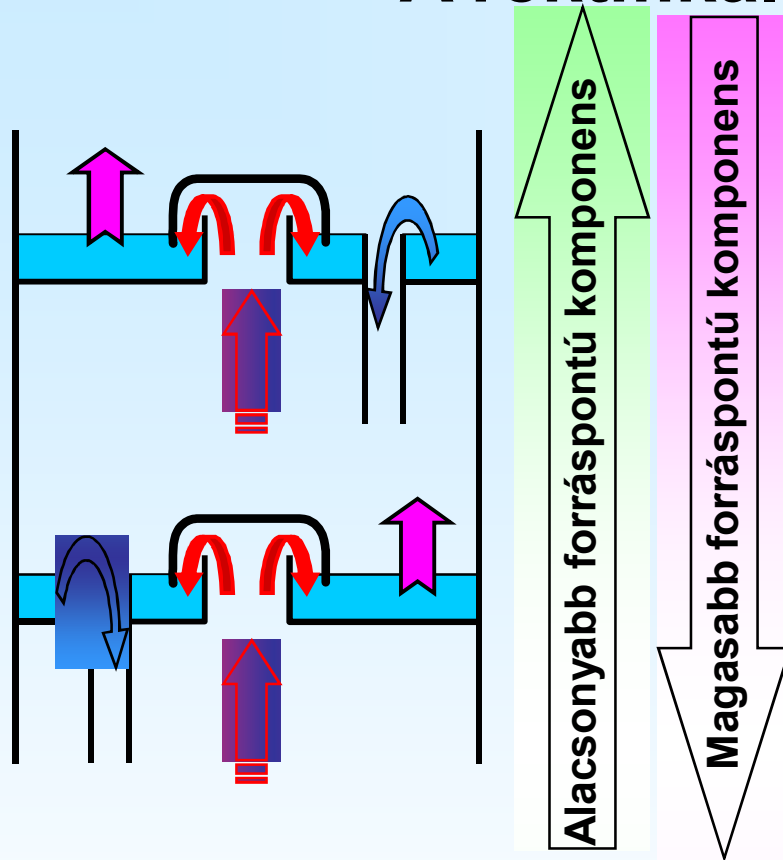
A frakcionált desztilláció

A desztilláció hatásosságát, vagyis a tökéletesebb szétválasztását úgy lehet növelni, hogy a távozó gőzök egy részét lekondenzáltatjuk és visszavetetjük. A távozó gőzök egy részének kondenzáltatását **deflegmációnak** nevezzük.

Ekkor, a deflegmálás során gőzökből a magasabb forráspontú, tehát kevésbé illékony komponensek fognak nagyobb mértékben lecsapódni, az illékonyabb komponens pedig gőz formában távozik az elpárolgató térből. Így a desztillátum lényegesen tisztább lesz.



A rektifikáló oszlop működése



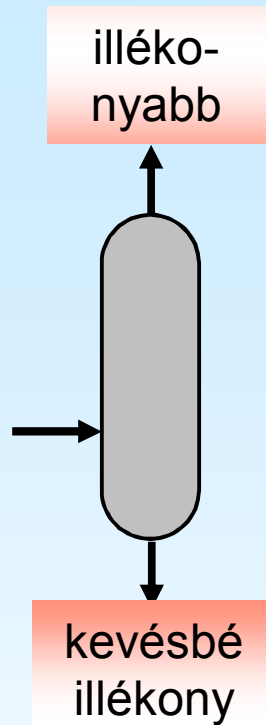
A fölfelé szálló gőzök a buboréksapka miatt belebuborékolnak a tányéron lévő folyadékba. Részen lekondenzálnak, ekkor hőt adnak le, és ezáltal forrásban tartják a tányéron lévő folyadékot. Ekkor az illékonyabb komponens nagyobb mértékben párolog, a gőzök az alacsonyabb forráspontú komponensben dúsulnak.

A visszamaradó folyadék a magasabb forráspontú komponensben dúsul, és a túlfolyón keresztül egy alacsonyabb tányérra folyik vissza.

Ipari mértetekben a többkomponensű folyadékelegyek szétválasztására a rektifikáló oszlopot használják.



A frakcionált desztilláció termékei



Fej- termék	„A” komponens	Azeotrópos elegy	„A” komponens vagy „B” komponens
Fenék- termék	„B” komponens	„A” komponens vagy „B” komponens	Azeotrópos elegy

A kíméletes desztillációk

Vannak olyan folyadékelegyek, melyek a légköri nyomáshoz tartozó forrásponton elbomlanak. Ezért ezeket csak alacsonyabb hőmérsékleten lehet desztillálni.

A forráspont csökkentésének egyik lehetősége, hogy csökkentsük a folyadék felett a nyomást, vagyis **vákuumdesztillációt** hajtunk végre.

A kíméletes desztillációnak másik módja a **vízgőzdesztilláció**.

A vízgőzdesztilláció alkalmazásának egyik feltétele, hogy kinyerni kívánt komponens ne elegendjen a vízzel. Ilyenkor a desztillálandó elegybe vízgőzt vezetünk. Az elegy akkor forr, ha a vízgőz és az értékes komponens gőznyomása együtt éri el a légköri nyomást.

Azok az anyagok választhatók el így gazdaságosan, melyeknek nagy a moláris tömege.

