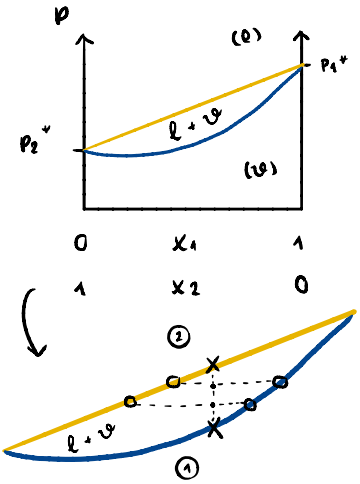
# SISTEMES MULTICOMPONENT

Els diagrames de fases binaris son la representació dels estats d'equilibri que pot assolir un sistema en variar la $T^o$ i la composició a $p = ct$, o la $p$ i la composició a $T^o = ct$.

Regla de fases de Gibbs: $L = c + 2 - f$, en un diagrama binari $c = 2$ i, per tant, $L \leq 3$.

## 1. Equilibri líquid-vapor en sistemes ideals

→ es compleixen les lleis de Dalton ☑ i Raoult ☑




corba del líquid ⟶ $p_1 = x_1^{(l)} \cdot p_1^*$ i $p_2 = x_2^{(l)} \cdot p_2^*$ ($x_2^{(l)} = (1 - x_1)$)

corba del vapor ⟶ $p = p_1 + p_2 = x_1^{(l)} \cdot p_1^* + p_2^* - x_1^{(l)} \cdot p_2^*$

$$p = \frac{p_1^* \cdot p_2^*}{p_1^* + (p_2^* - p_1^*) \cdot x_1^{(g)}}$$

$$p = p_2^* + x_1^{(l)} \cdot (p_1^* - p_2^*)$$

equació de la corba del líquid a $T = ct$

equació de la corba del vapor a $T = ct$

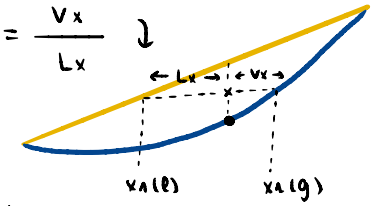
① La primera gota de la mescla líquida condensa ⇒ té una composició diferent, és més rica en el component menys volàtil.

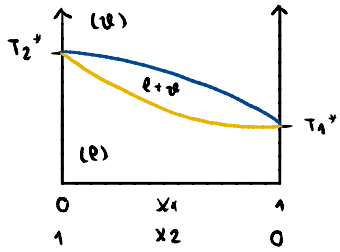
A mesura que augmenta $p$ la gota es va enriquint en el component més volàtil.

② Ha condensat tot el vapor i tornem a tenir la composició inicial.

Un sistema multicomponent no condensa a un únic $T$ o $p$, sinó que ho fa dins d'un rang en què les dues fases coexisteixen.

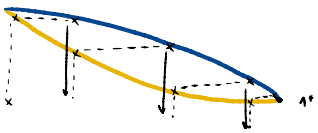
Regla de la palanca: $\frac{n(l)}{n(v)} = \frac{V_x}{L_x}$




Pels diagrames $T$, comp a $p = ct$ no tenim una expressió que descongui el comportament de les corbes.

Com que en sistemes ideals les corbes no tenen mínims, amb successives etapes de destil·lació fraccionada podem separar completament el component més volàtil



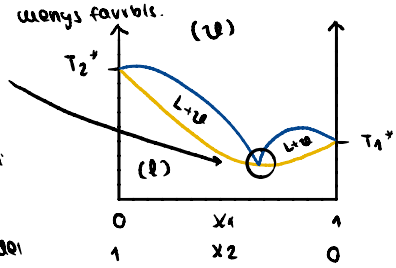
## 2. Equilibri líquid-vapor en sistemes reals

Cap de les dues expressions mencionades anteriorment pels diagrames p- comp. serveixen perquè assumeixen la idealitat de la mescla.

p reals > p ideals = Desviacions positives de la idealitat. → interaccions 1 i 2 menys favorables.

p reals < p ideals = Desviacions negatives de la idealitat

Azeòtrop

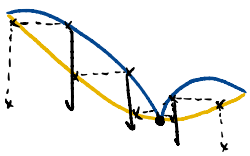



Una mescla azeotròpica només existeix en diagrames líquid-vapor no ideals i es caracteritza per comportar-se com un líquid pur ja que bull a una $T^o$ det. i no dins un rang de $T^o$. Representa el punt d'ebullició mínim (o màxim) del diagrama en què $x_i^{(l)} = x_i^{(g)}$

Per distingir-lo d'un líquid pur podem determinar la seva $T^o$ d'ebullició a dues pressions ≠. Un líquid pur tindrà una $T^o$ única i diferent per cada pressió. La composició azeotròpica depèn de $p$, si la canviem la nostra composició deixarà de ser la que correspon a l'azeòtrop i variarà dins un rang de $T^o$.

(l'azeòtrop sí que compleix la regla de Gibbs, 2 graus de llibertat ⇒ $p$ i comp)

En un diagrama on hi hagi mescla azeotròpica mai podrem fer una destil·lació fraccionada més enllà de l'azeòtrop.



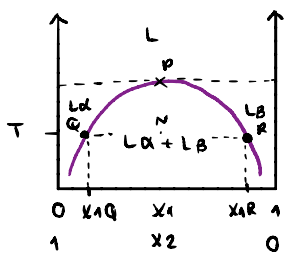
Si la mescla està a l'esquerra de l'azeòtrop, s'enriquirà en el component més volàtil.

Si la mescla està a la seva dreta, s'enriquirà en el menys volàtil.

Els azeòtrops també poden ser mínims (Tb azeòtrop > Tb d'un dels 2 components de la mescla

## 3. Equilibri líquid-líquid

Quan la desviació respecte del comportament ideal és molt gran, existeix un interval de composicions en què els dos components no són miscibles.




A una temperatura = T → rang de immiscibilitat: $x_{AQ} < x_A < x_{AR}$

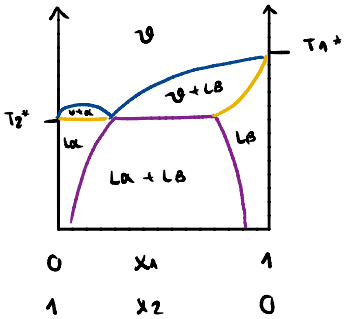
↳ solució sobresaturada de 1 en 2 de concentració $x_{AQ}$ ($L\alpha$) en equilibri amb una solució sobresaturada de 2 en 1 de concentració $x_{AR}$ ($L\beta$).

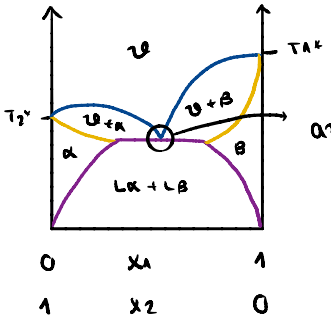
→ Regla de la palanca per calcular la quantitat relativa de cada fase.

$$n_\alpha \cdot \overline{QN} = n_\beta \cdot \overline{NR}$$

→ Punt P = temperatura crítica, és la temperatura a partir de la qual pot tenir dues fases líquides.

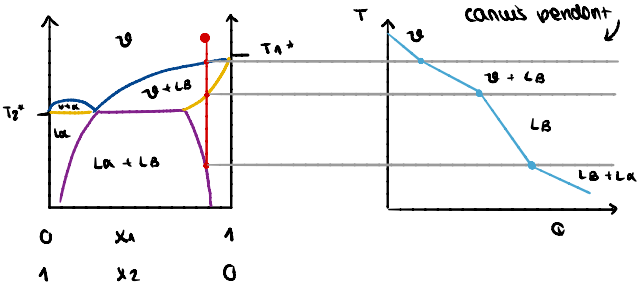
La miscibilitat augmenta a disminuir amb la $T^a$ perquè a T baixes el factor entròpic ($-T\Delta S$) disminueix i $\Delta H$ augmenta.

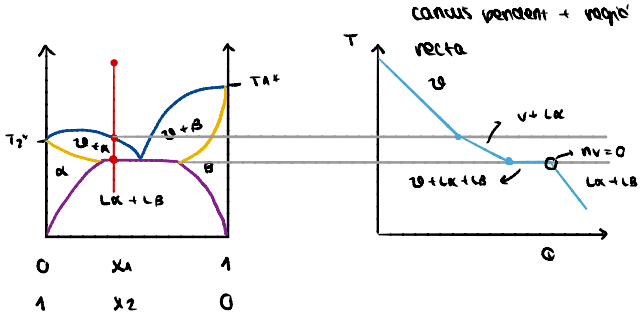



azeòtrop = punt singular.

## 4. Corbes de refredament



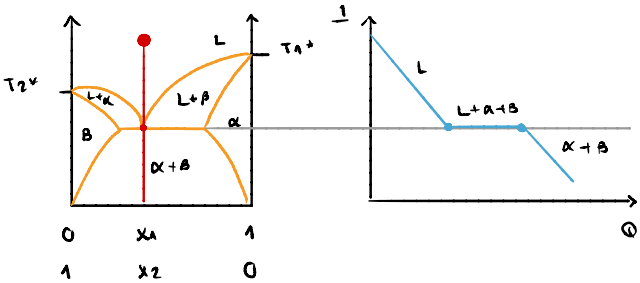
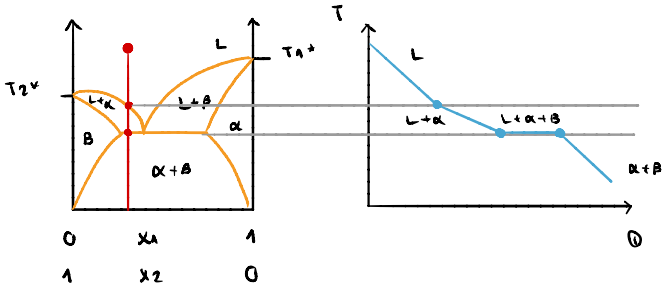


Diagrama 2 → es creuen una línia horitzontal, com que la distància entre aquest punt i la corba del líquid ≠ 0 tindrem encara valor i, per tant, tot el color que veiem el sistema s'utilitzarà perquè s'evaluoni línia horitzontal corba de refredament.