



OSNOVE FIZIKALNE KEMIJE

Kemijska termodinamika

9. travnja 2026.

UKUPNA PROMJENA ENTROPIJE

Je li proces
spontan?

Je li
 $\Delta S_{\text{uk}} > 0$?

Potrebno poznavati
 ΔS (sustav) i ΔS_{ok} (okolina)!

$$\Delta S_{\text{uk}} = \Delta S + \Delta S_{\text{ok}} > 0$$

Postoji li fizikalna veličina koja izravno odražava ukupnu promjenu entropije?

CILJ: ΔS_{uk} izraziti preko fizikalnih veličina koje se odnose samo na sustav!

Kako? Razmotrit ćemo na primjeru reverzibilnog procesa pri uobičajenim laboratorijskim uvjetima.* *Okolina znatno veća od sustava, $p, T = \text{konst.}$

1.

ΔS_{ok} je moguće izračunati na temelju reverzibilno izmijenjene topline, koja je pri $p = \text{konst.}$ jednaka promjeni entalpije:

$$\Delta S_{\text{ok}} = \frac{1}{T} \int dq_{\text{rev}} = \frac{1}{T} \int dH_{\text{ok}} = \frac{\Delta H_{\text{ok}}}{T}$$

2.

U slučaju kada se ne obavlja rad, prema 1. stavku vrijedi:

$$q_{\text{ok}} + q = 0 \rightarrow q_{\text{ok}} = -q \rightarrow \Delta H_{\text{ok}} = -\Delta H$$

3.

što uvrštavanjem u izraz za ukupnu promjenu entropije i 2. stavak rezultira s:

$$\Delta S_{\text{uk}} = \Delta S + \Delta S_{\text{ok}} = \Delta S - \frac{\Delta H}{T} > 0$$

4.

odnosno množenjem s $-T$:

$$-T\Delta S_{\text{uk}} = \Delta H - T\Delta S < 0$$

Vidimo da je član s desne strane ($\Delta H - T\Delta S$), koji se odnosi na promjenu entalpije i entropije sustava, izravna **mjera ukupne promjene entropije!**

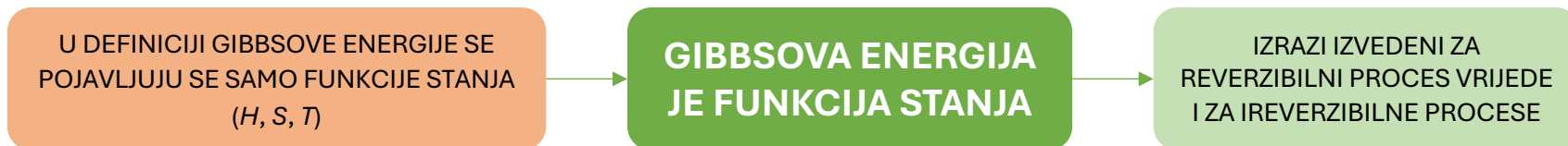
Na taj je način definirana **promjena Gibbsove energije sustava**:

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

$$G = H - TS$$

$$p, T = \text{konst.}$$

U gornjem izrazu (i izraz pod 3. na prethodnom slide-u) ne vrijedi $\Delta S = \Delta H/T$ – u tom bi slučaju sustav bio u ravnoteži → **za sustav u ravnoteži $\Delta G = 0$!**



ZNAČENJE GIBBSOVE ENERGIJE?

= kriterij spontanosti za proces koji se zbiva pri $p, T = \text{konst.}$

SPONTANI PROCES PRI $p, T = \text{konst.}$ praćen je ...

IZOLIRAN SUSTAV

povećanjem **entropije sustava**

NEIZOLIRAN SUSTAV

smanjenjem **Gibbsove energije sustava**

Čemu odgovara promjena Gibbsove energije?

$$G = H - TS$$

$$dG = dH - TdS - SdT$$

$$= dU + pdV + Vdp - TdS - SdT$$

$$= dq - pdV + dw' + pdV + Vdp - TdS - SdT$$

$$= dq + dw' + Vdp - TdS - SdT$$

$$= TdS + dw' + Vdp - TdS - SdT$$

$$dG = dw' + Vdp - SdT$$

dw' – bilo kakav
nevolumni rad

$$H = U + pV$$

$$dU = dq + dw = dq - pdV + dw'$$

$$dq_{\text{rev}} = TdS \quad (\text{reverzibilan proces})$$

$$p, T = \text{konst.}$$

$$dG = dw' \quad (\text{rev. proces, } p, T = \text{konst.})$$

Promjena Gibbsove energije u reverzibilnom procesu pri $p, T = \text{konst.}$ odgovara **maksimalnom nevolumnom radu**.

Ako je moguć samo volumni rad (bez ograničenja na p i T):

$$dG = Vdp - SdT \quad (\text{samo volumni rad})$$

Ova jednažba opisuje kako Gibbsova energija ovisi o p i T !

REVERZIBILNI PROCESI

Sustav prolazi kroz niz ravnotežnih stanja (termički, mehanički i materijalno)

Što bi se dogodilo **kada bi reakcije bile reverzibilne?**

- **Infinitezimalnom promjenom temperature bilo bi moguće iz produkata ponovno dobiti reaktante** (što nije slučaj!)
 - Spontane reakcije i fazne transformacije su ireverzibilne, odnosno materijalno nepovratne (npr. zaleđivanje vode pri -10 °C i 1 bar)
 - Reakcijska smjesa više nikada neće imati sastav jednak početnom sastavu ako se zbiva kemijska reakcija; promjenom temperature za dT nije moguće okrenuti smjer procesa! (za razliku od reverzibilnih faznih transformacija: npr. zaleđivanje vode pri 0 °C i 1 bar)

U idealnoj plinskoj smjesi:

- Plin se ponaša kao da je „sam” u ukupnom volumenu dostupnom smjesi

TREĆI STAVAK TERMODINAMIKE

Entropija idealnih (bezdefektnih) kristala pri temperaturi apsolutne nule ($T = 0 \text{ K}$) jednaka je nuli.

Kako odrediti (molarnu) entropiju neke tvari pri nekoj temperaturi?

- reverzibilnim grijanjem od $T = 0 \text{ K}$ i primjenom 3. stavka
 - (obično se određuje C_V iz kojeg se izračuna C_p – razlike su vrlo male u slučaju tekućina i krutina!)

Primjer: zagrijavanje čvrste tvari A od $T \rightarrow 0 \text{ K}$ do plinovite faze pri temperaturi T_2 :

$$S(A, T_2) = \underbrace{\int_{T \rightarrow 0 \text{ K}}^{T_{\text{fus}}} C_p(A(s)) \frac{dT}{T}}_{\text{zagrijavanje čvrste tvari A do tališta } (T_{\text{fus}})} + \underbrace{\frac{n(A)\Delta_{\text{fus}}H(A)}{T_{\text{fus}}}}_{\text{taljenje pri } T_{\text{fus}}} + \underbrace{\int_{T_{\text{fus}}}^{T_{\text{vap}}} C_p(A(l)) \frac{dT}{T}}_{\text{zagrijavanje tekućine A do vrelišta } (T_{\text{vap}})} + \underbrace{\frac{n(A)\Delta_{\text{vap}}H(A)}{T_{\text{vap}}}}_{\text{isparavanje pri } T_{\text{vap}}} + \underbrace{\int_{T_{\text{vap}}}^{T_2} C_p(A(g)) \frac{dT}{T}}_{\text{zagrijavanje plina A do } T_2}$$

Primjer

Kolika je promjena entropije kada se pomiješa 0,5 mol vodika i 2 mol kisika pri čemu nastaje vodena para ako se reakcija zbiva pri 500 K prema jednadžbi $\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g})$? Analizom reakcijske smjese utvrđeno je da je sav vodik pretvoren u vodenu paru.

Doseg reakcije – jednak množini vodika (0,5 mol) $\rightarrow$ potrošeno je 0,25 mol kisika, a nastalo je 0,5 mol vodene pare

Promjena entropije:

entropija nastalih produkata (konačno) – izreagiranih reaktanata (početno)

$(S_m(i))$ su molarne entropije reaktanata / produkata, ovise o parcijalnom tlaku plina pri kojem je plin bio/jest prisutan prije/nakon kemijske reakcije.

$$\Delta S = \xi \cdot S_m(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) - \frac{1}{2} \xi \cdot S_m(\text{O}_2, \text{g}) - \xi \cdot S_m(\text{H}_2, \text{g})$$

$$\Delta S = 0,5 \text{ mol} \cdot S_m(\text{H}_2\text{O}, \text{g}) - 0,25 \text{ mol} \cdot S_m(\text{O}_2, \text{g}) - 0,5 \text{ mol} \cdot S_m(\text{H}_2, \text{g})$$

Kako ...

- odrediti **smjer** fizikalne ili kemijske promjene;
- odrediti **doseg** fizikalne ili kemijske promjene;
- donijeti zaključak o **stabilnosti pojedinih faza** (npr. voda i led)?

Nije potrebno poznavati promjene entropije i entalpije sustava, već se najčešće promatra isključivo **ovisnost Gibbsove energije o sastavu, tlaku i temperaturi** – njezina promjena definira smjer promjene i doseg promjene!

Kako G ovisi o p i T ?

$$dG = Vdp - SdT$$

Funkcija stanja ...

$$dG_m = V_m dp - S_m dT$$

$$\Delta G_m = G_m(\text{konačno}) - G_m(\text{početno})$$

Kako G ovisi o doseg promjene? → ovisnost o sastavu (kasnije)!

PROMJENA GIBBSOVE ENERGIJE

čiste tvari s tlakom ($T = \text{konst.}$)

čiste tvari s temperaturom ($p = \text{konst.}$)

uslijed fazne transformacije

$$dG_m = V_m dp - S_m dT$$

$$T = \text{konst.}$$

$$dG_m (T = \text{konst.}) = V_m dp$$

$$\left(\frac{\partial G_m}{\partial p} \right)_T = V_m$$

**OVISNOST MOLARNE GIBBSOVE
ENERGIJE O TLAKU**
PRI $T = \text{konst.}$ ODREĐENA JE
MOLARNIM VOLUMENOM!

$$p = \text{konst.}$$

$$dG_m (p = \text{konst.}) = -S_m dT$$

$$\left(\frac{\partial G_m}{\partial T} \right)_p = -S_m$$

**OVISNOST MOLARNE GIBBSOVE
ENERGIJE O TEMPERATURI**
PRI $p = \text{konst.}$ ODREĐENA JE
(-) **MOLARNOM ENTROPIJOM!**

Promjena G s tlakom

$$\left(\frac{\partial G_m}{\partial p} \right)_T = V_m$$

O čemu ovisi G_m pri $T = \text{konst}$?

O **molarnom volumenu faze** – uvijek pozitivan i najveći za plinovitu fazu.

Kako se mijenja G_m s tlakom?

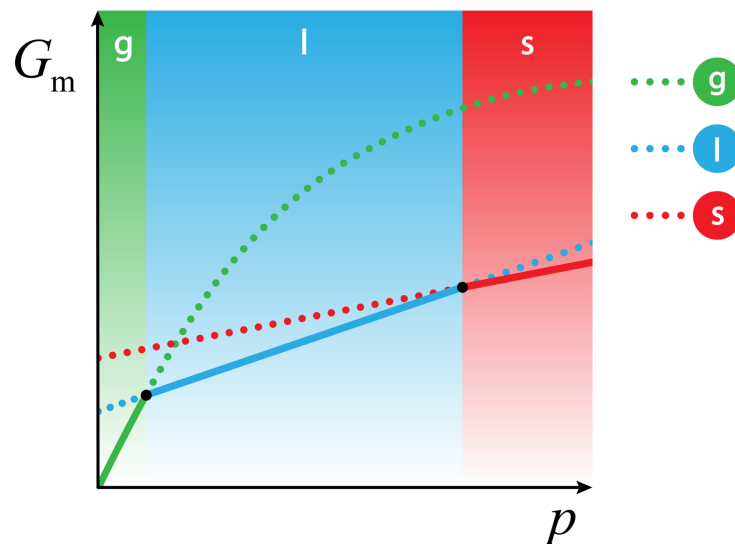
Nagib tangente na krivulju $G_m(T)$ je najpozitivniji u slučaju plinova, odnosno G_m raste s p , ali različito za idealne plinove i kondenzirane faze:

Idealni plinovi:

$$\Delta G_m = \int_{p_1}^{p_2} V_m dp = \int_{p_1}^{p_2} RT \frac{dp}{p} = RT \ln \frac{p_2}{p_1}$$

Čvrste i tekuće tvari (V_m gotovo ne ovisi o p):

$$\Delta G_m = \int_{p_1}^{p_2} V_m dp \approx V_m \int_{p_1}^{p_2} dp = V_m \Delta p$$



Promjena G s tlakom

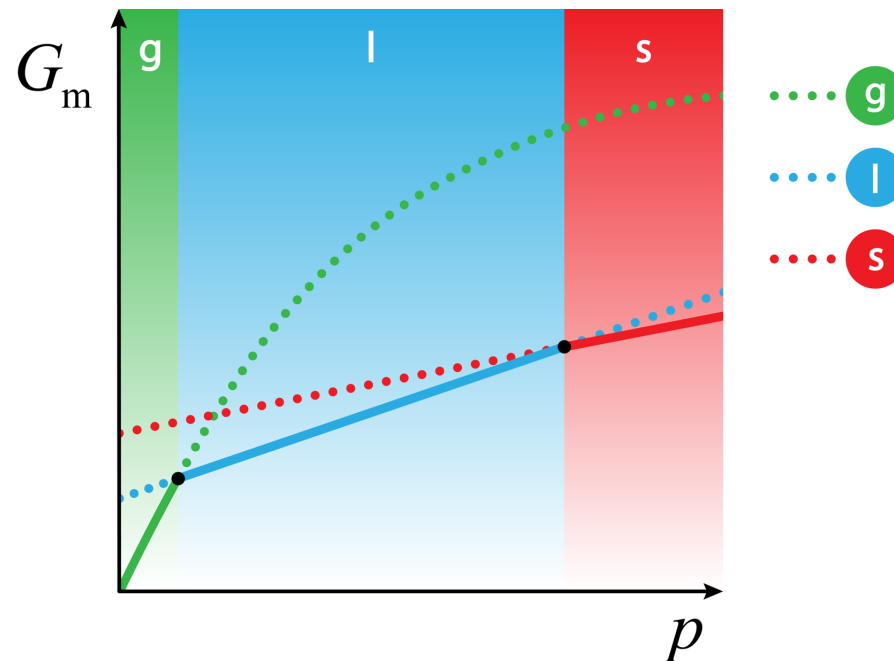
$$\left(\frac{\partial G_m}{\partial p} \right)_T = V_m$$

Što označavaju sjecišta krivulja $G_m(p)$?

Jednake G_m dviju faza → **ravnoteža**

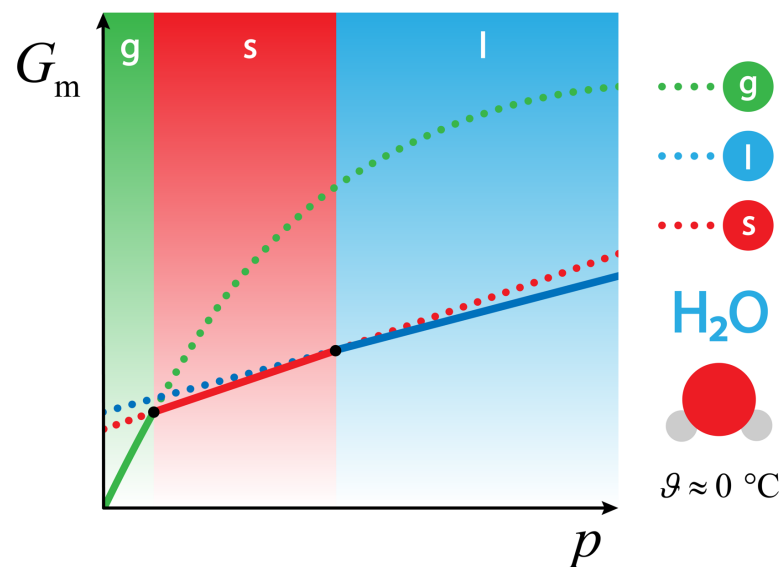
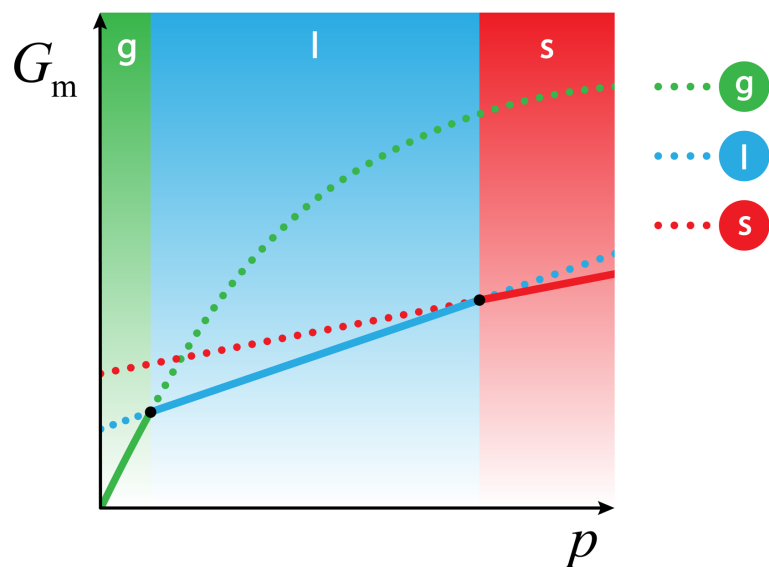
Pri odgovarajućoj vrijednosti tlaka dolazi do fazne transformacije

- Ukapljivanje plinova stlačivanjem!



Gustoća večine čvrstih stvari veća je od gustoće te iste stvari u tekućem stanju. **To znači da je molarni volumen večine čvrstih stvari manji od tekućih stvari.**

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{V}{m} M = \frac{M}{\rho}$$



Promjena G s temperaturom

$$\left(\frac{\partial G_m}{\partial T} \right)_p = -S_m$$

O čemu ovisi G_m pri $p = \text{konst}$?

O (–) **molarnoj entropiji faze** – uvijek pozitivna i najveća za plinovitu fazu.

Kako se mijenja G_m s temperaturom?

Pada zbog minusa ispred S_m !

Nagib tangente na krivulju $G_m(T)$ je najnegativniji u slučaju plinova.

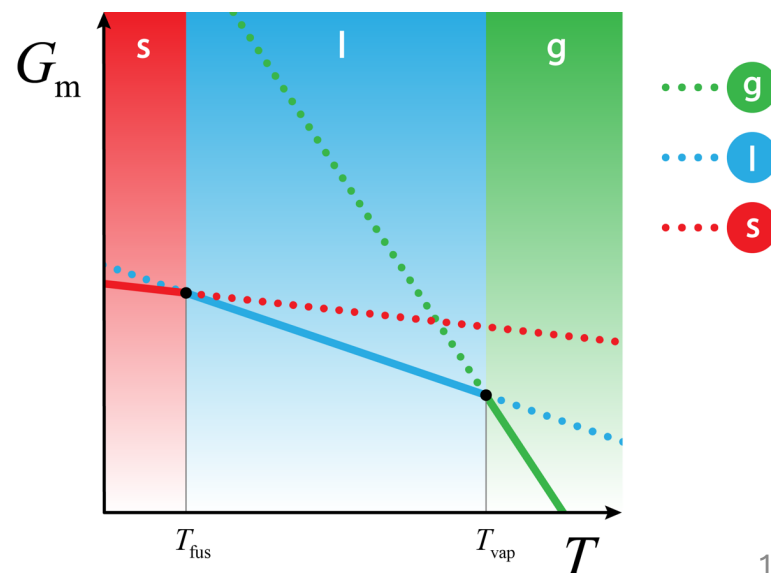
Što označavaju sjecišta krivulja $G_m(T)$?

Jednake G_m dviju faza $\rightarrow$ ravnoteža!

Odgovarajuće temperature = T_{trs}

Temperatura pri kojoj su G_m dviju faza jednake
= **temperatura fazne transformacije**.

Tvar se pri određenoj T nalazi u onoj fazi kojoj
odgovara najmanja G_m !

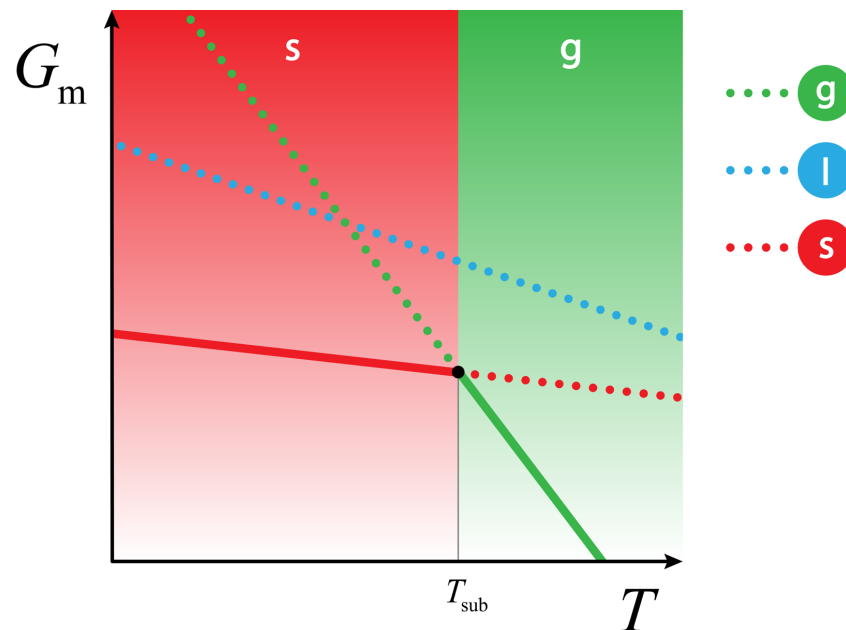
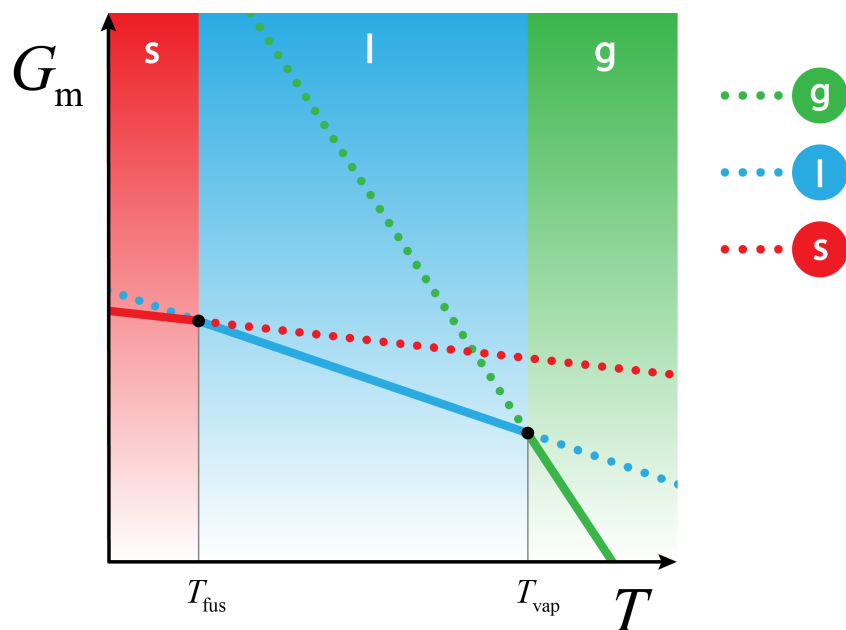


Promjena G s temperaturom

$$\left(\frac{\partial G_m}{\partial T} \right)_p = -S_m$$

Što se događa u slučaju **sublimacije**?

- Tekuća faza niti pri jednoj T nije stabilnija (manja G_m) od čvrste ili plinovite
- Pri T_{sub} tvar prelazi iz čvrste izravno u plinovitu fazu!



Razmotrili smo kako je ...

- **promjenom tlaka** pri $T = \text{konst.}$ i
- **promjenom temperature** pri $p = \text{konst.}$

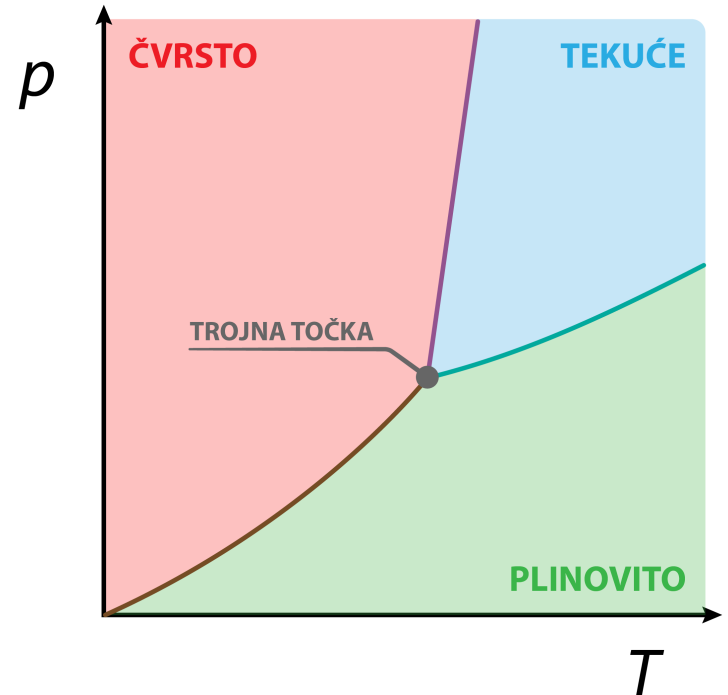
moguće sustav iz jedne faze dovesti u drugu (fazne transformacije).

Kako je moguće prikazati u kojoj će se fazi (ili više njih) neka tvar nalaziti pri određenom tlaku i temperaturi?

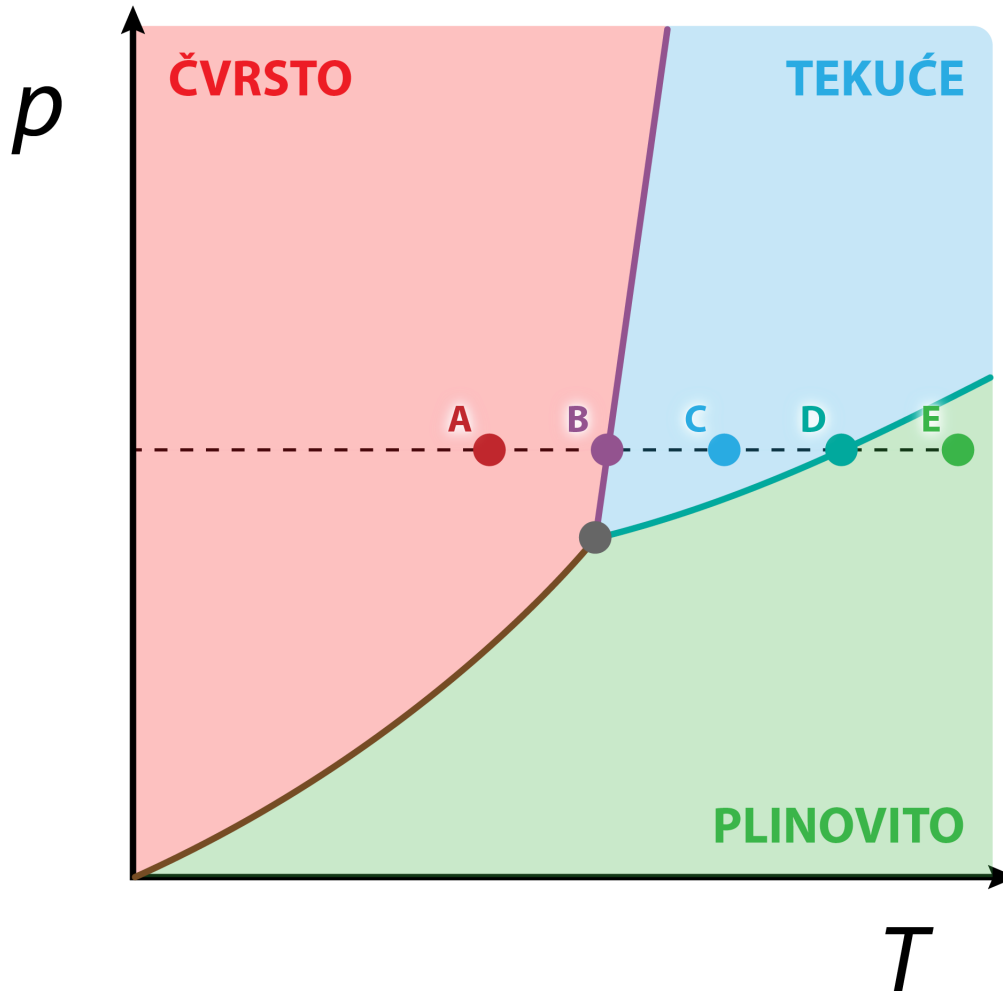
FAZNI DIJAGRAM

= p, T -dijagram s istaknutim ...

- područjima u kojima se tvar nalazi u pojedinim agregatnim stanjima (pri tim uvjetima je G_m te faze manja u odnosu na ostale faze)
- **faznim granicama**, odnosno linijama koje odvajaju fazne granice, (na njima su G_m za određene dvije faze jednake)
- **trojnom točkom** – tri faze u ravnoteži



Kako „čitati” fazni dijagram?



- A** samo čvrsta faza
- B** čvrsta i tekuća faza u ravnoteži
(fazna granica čvrsto-tekuće)
- C** samo tekuća faza
- D** tekuća i plinovita faza u ravnoteži
(fazna granica tekuće-plinovito)
- E** samo plinovita faza
- sve tri faze u ravnoteži
(trojna točka)

SMJESE TVARI

Homogene i heterogene smjese

Idealne i neidealne smjese

SMJESE TVARI (prema homogenosti)

HOMOGENE SMJESE

svi sastojci su u jednoj fazi (npr. etanol i voda), odnosi se na smjese i otopine (udio otopljene tvari bitno manji od udjela otapala)

HETEROGENE SMJESE

sastoje se od više faza – npr. ulje i voda, aktivni ugljen i voda, ... koloidni sustavi!

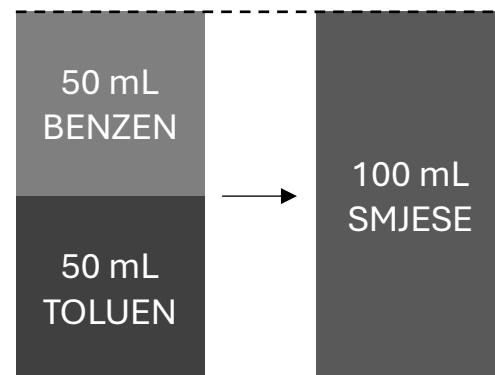
SMJESE TVARI (prema idealnosti)

IDEALNE SMJESE

tvari A i B su one u kojima se interakcije A-A, B-B i A-B ne razlikuju, komponente smjese su strukturno najčešće vrlo slične (npr. benzen i toluen)

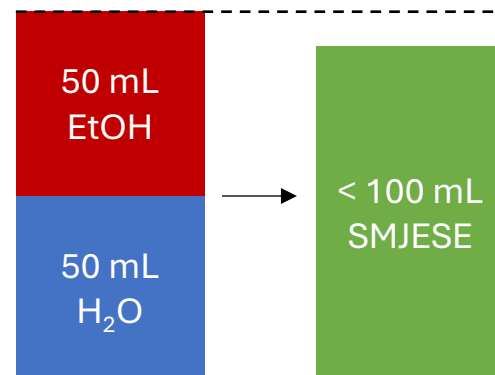
Volumeni smjese su aditivni – volumen smjese jednak je zbroju volumena pojedinih komponenti.

Ako volumen tvari A držimo konstantnim, time i množinu tvari A, volumen smjese će se promijeniti točno onoliko koliko smo B dodali



Što kada **smjese nisu idealne** (puno češći slučaj)?

Tada volumen smjese nije moguće izračunati na temelju aditivnosti volumena, a isto vrijedi i za druge fizikalne veličine kojima opisujemo stanje neidealnih smjesa!



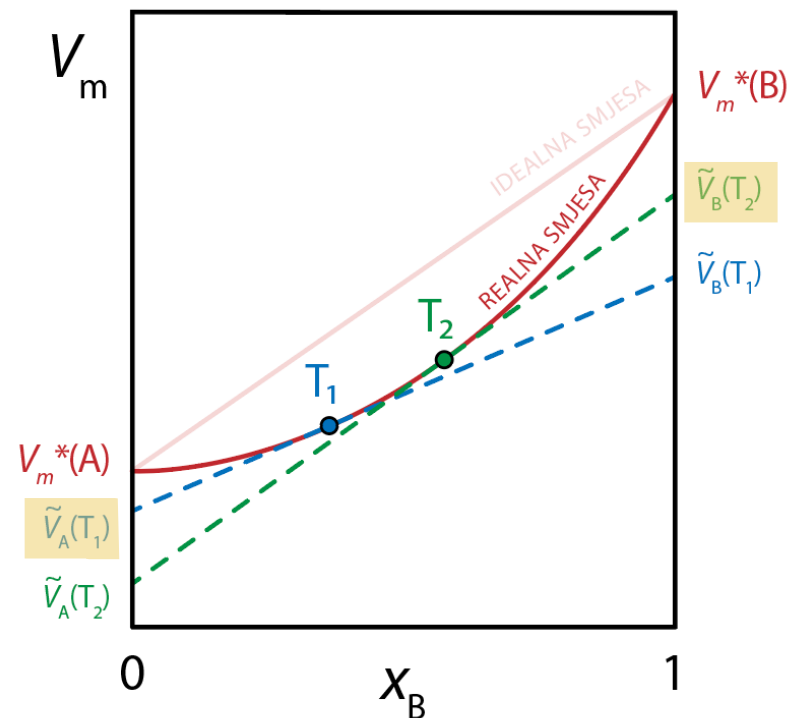
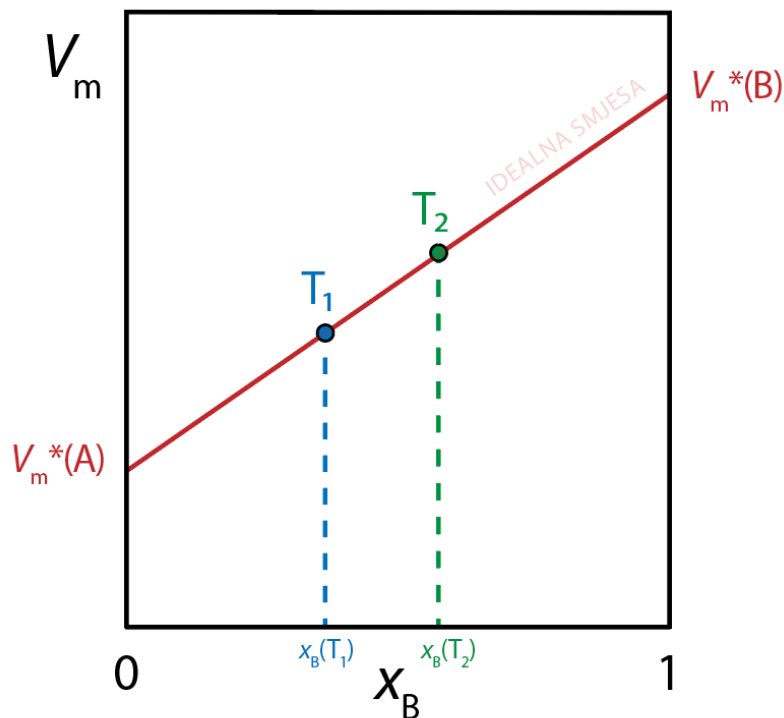
$$V = V_A + V_B$$

$$V_m = \frac{V_A}{n_{\text{uk}}} + \frac{V_B}{n_{\text{uk}}} = \frac{n_A V_{m,A}^*}{n_{\text{uk}}} + \frac{n_B V_{m,B}^*}{n_{\text{uk}}}$$

$$V_m = x_A V_{m,A}^* + x_B V_{m,B}^*$$

$V_{m,A}^*$ = volumen **čiste** tvari A

$V_{m,B}^*$ = volumen **čiste** tvari B



Parcijalni molarni volumeni
tvari A i B u točkama T_1 i T_2

KEMIJSKI POTENCIJAL

Definicija parcijalnih molarnih veličina

Kemijski potencijal (parcijalna molarna Gibbsova energija)

PARCIJALNA MOLARNA SVOJSTVA

Parcijalna molarna veličina X vrste i u smjesi:

$$\tilde{X}_i = \left(\frac{\partial X}{\partial n_i} \right)_{p, T, n_{j \neq i}}$$

Definirano pri konstantnom tlaku i temperaturi!

= promjena neke fizikalne veličine X ako se množina i -te komponente smjese promijeni za infinitezimalno mali iznos pri konstantnom tlaku i temperaturi i sastavu s obzirom na druge komponente.

Primjer: smjesa triju komponenti (A, B, C):

$$\tilde{X}_A = \left(\frac{\partial X}{\partial n_A} \right)_{p, T, n_B, n_C}$$

$$\tilde{X}_B = \left(\frac{\partial X}{\partial n_B} \right)_{p, T, n_A, n_C}$$

$$\tilde{X}_C = \left(\frac{\partial X}{\partial n_C} \right)_{p, T, n_A, n_B}$$

Gibbsova energija ovisi o tlaku i temperaturi, u slučaju smjese i o sastavu:

$$G = f(p, T, n_1, n_2, n_3, \dots, n_k)$$

$$dG = \underbrace{\left(\frac{\partial G}{\partial p} \right)_{T,n}}_{\text{promjena } G \text{ u ovisnosti o } p \text{ kada su } T \text{ i množina svih komponenti konstantni}} dp + \underbrace{\left(\frac{\partial G}{\partial T} \right)_{p,n}}_{\text{promjena } G \text{ u ovisnosti o } T \text{ kada su } p \text{ i množina svih komponenti konstantni}} dT + \sum_{i=1}^k \underbrace{\left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{p,T,n_{j \neq i}}}_{\text{promjena } G \text{ u ovisnosti o množini vrste } i \text{ kada su } p, T \text{ i množina svih drugih } (\neq i) \text{ komponenti konstantni}} dn_i$$

! Parcijalne derivacije - derivacije samo po jednoj od svih varijabli

= koliko se promijeni X ako se jedna od varijabli promijeni za jako, jako, jako (...), jako mali iznos (infinitesimalno mali) – nagib tangente na ovisnost funkcije o toj varijabli kada su sve druge varijable konstantne!

Zašto učimo o parcijalnim molarnim svojstvima?

- Gibbsova energija je iznimno važna u kemijskoj termodinamici (promjena G govori o promjeni ukupne entropije (spontanost procesa)).
- Za čiste tvari Gibbsova energija ovisi o tlaku i temperaturi, no uslijed brojnih fizikalnih i kemijskih najčešće iz smjese (reaktanata) nekog sastava nastaje nova smjesa određenog sastava.
- Moramo proučiti **kako Gibbsova energija ovisi o sastavu**, odnosno o množinama komponenti smjese!
- Promjena Gibbsove energije kada se množina samo jedne od komponenti smjese (npr. tvari i) promijeni za infinitezimalno mali iznos pri $p, T = \text{konst.}$ odgovara parcijalnoj molarnoj Gibbsovoj energiji tvari i

Parcijalna molarna Gibbsova energija tvari i naziva se i **KEMIJSKI POTENCIJAL** tvari i (oznaka μ_i).

PODSJETNIK:

$$G = f(p, T, n_1, n_2, n_3, \dots, n_k) \quad dG = \left(\frac{\partial G}{\partial p} \right)_{T, n} dp + \left(\frac{\partial G}{\partial T} \right)_{p, n} dT + \sum_{i=1}^k \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{p, T, n_{j \neq i}} dn_i$$

μ_i

KEMIJSKI POTENCIJAL

$$dG = \left(\frac{\partial G}{\partial p} \right)_{T,n} dp + \left(\frac{\partial G}{\partial T} \right)_{p,n} dT + \sum_{i=1}^k \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{p,T,n_{j \neq i}} dn_i$$

$$dG = \left(\frac{\partial G}{\partial p} \right)_{T,n} dp + \left(\frac{\partial G}{\partial T} \right)_{p,n} dT + \sum_{i=1}^k \mu_i dn_i \quad \mu_i = \left(\frac{\partial G}{\partial n_i} \right)_{p,T,n_{j \neq i}}$$

1. ČIST, IDEALAN PLIN (pri $T = \text{konst.}$)

$$dG_m = V_m dp = \frac{RT dp}{p} \rightarrow G_m(p_2) = G_m(p_1) + RT \ln \frac{p_2}{p_1} \rightarrow \mu^*(p_2) = \mu^*(p_1) + RT \ln \frac{p_2}{p_1}$$

$\mu^*(p_1), \mu^*(p_2)$ = kemijski potencijal **čistog idealnog** plina pri tlaku p_1 odnosno p_2

Definiramo **referentno stanje**:

čist idealan plin pri tlaku $p = p^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$

$$\mu(p) = \mu^\circ + RT \ln \frac{p}{p^\circ}$$

pri $p_1 = p^\circ$ $G_m(p^\circ) = \mu^\circ$ (kemijski potencijal čistog **idealnog** plina pri p°)

pri $p_2 = p$ $G_m(p) = \mu$ (kemijski potencijal čistog **realnog** plina pri p)

ODSTUPANJE OD
REFERENTNOG
(STANDARDNOG)
STANJA

2. IDEALNA PLINSKA SMJESA (pri $T = \text{konst.}$)

Primjer: **idealni plinovi A, B i C** tvore **idealnu plinsku smjesu**.

Sastav plinske smjese može se izraziti preko **množinskih udjela** komponenti (pri čemu vrijedi $x_A + x_B + x_C = 1$)

Ukupni tlak smjese (p) jednak je **zbrotu parcijalnih tlakova** svih komponenti smjese ($p = p_A + p_B + p_C$)

Zadatak: Kako izraziti kemijski potencijal tvari B u smjesi (μ_B)?

$$\mu_B(p) = \mu_B^* + RT \ln \frac{p_B}{p^\circ}$$

$$= \mu_B^* + RT \ln \frac{x_B p}{p^\circ}$$

Daltonov zakon:

$$p_B = x_B p$$

p = ukupni tlak smjese

$$\mu_B(p) = \mu_B^* + RT \ln \frac{p}{p^\circ} + RT \ln x_B$$

$$\xrightarrow{\text{kada } p=p^\circ} \mu_B(p^\circ) = \mu_B^\circ + RT \ln x_B$$

3. IDEALNA SMJESA TEKUĆINA (pri $T = \text{konst.}$)

Molarna Gibbsova energija (... time i kemijski potencijal) kondenziranih faza slabo ovisi o tlaku:

$$\mu_{\text{B(l)}} = \mu_{\text{B(l)}}^* + RT \ln x_{\text{B}} \longrightarrow \boxed{\mu_{\text{B(l)}} = \mu_{\text{B(l)}}^{\circ} + RT \ln x_{\text{B}}}$$

4. IDEALNE OTOPINE (pri $T = \text{konst.}$)

OTAPALO (A):

$$\mu_{\text{A}} = \mu_{\text{A}}^{\circ} + RT \ln x_{\text{A}}$$

OTOPLJENA TVAR (B):

$$\mu_{\text{B}} = \mu_{\text{B}}^{\circ} + RT \ln \frac{c_{\text{B}}}{c^{\circ}}$$

$$\mu_{\text{B}} = \mu_{\text{B}}^{\circ} + RT \ln \frac{b_{\text{B}}}{b^{\circ}}$$

KEMIJSKI POTENCIJAL

U REALNIM (NEIDEALNIM) SUSTAVIMA

Do sada smo razmatrali kako iskazati kemijski potencijal tvari u idealnim smjesama i otopinama.

U realnim sustavima dolazi do odstupanja od idealnosti.

Kemijski potencijal realnog sustava = kemijski potencijal idealnog sustava + korekcija za neidealnost:

Realni sustavi: $\mu_{i,R} = \mu_{i,ID} + \Delta\mu_i$

$\mu_{i,R}$ = kem. pot. realnog sustava
 $\mu_{i,ID}$ = kem. pot. idealnog sustava
 $\Delta\mu_i$ = odstupanje od idealnosti

Kojeg „oblika” (i mjerne jedinice) može biti odstupanje? $\rightarrow RT \ln(\dots)$

Smjesa: $\mu_i = \mu_i^\circ + RT \ln x_i + \Delta\mu_i$

$\Delta\mu_i = RT \ln \gamma_i$
 γ_i = koeficijent aktiviteta

$\mu_i = \mu_i^\circ + RT \ln x_i + RT \ln \gamma_i$

$\mu_i = \mu_i^\circ + RT \ln \gamma_i x_i$

$\mu_i = \mu_i^\circ + RT \ln a_i$

a_i = (relativni) **aktivitet**

$$\mu_i = \mu_i^\circ + RT \ln a_i$$

	a_i	standardno stanje
smjesa plinova	$a_i = (\gamma_i \cdot p_i)/p^\circ$	čist plin pri standardnom tlaku ($p^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$)
smjesa tekućina/krutina	$a_i = \gamma_i \cdot x_i$	čista tvar pri standardnom tlaku ($p^\circ = 1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$)
otopine	OTAPALO (A): $a_A = \gamma_A \cdot x_A$ OT. TVAR (B): $a_B = (\gamma_B \cdot c_B)/c^\circ$ $a_B = (\gamma_B \cdot b_B)/b^\circ$	idealna otopina* pri $c^\circ = 1 \text{ mol dm}^{-3}$ odnosno $b^\circ = 1 \text{ mol kg}^{-1}$ * = nema interakcija između otopljenih tvari

Pitanja za ponavljanje

1. Kakva je veza između promjene Gibbsove energije sustava i promjene ukupne entropije?
2. Kakva je veza između promjene Gibbsove energije i spontanosti procesa?
3. Kako Gibbsova energija ovisi o tlaku?
4. Kako Gibbsova energija ovisi o temperaturi?
5. Što su to parcijalne molarne veličine?
6. Što je kemijski potencijal?
7. Što je koeficijent aktiviteta?
8. Što je relativna aktivnost?