Směsi

Směs je termodynamická soustava složená ze dvou nebo více různých chemických látek, tzv. ***složek***.

Mikroheterogenní směsi jsou:
- roztoky,
- kapalné směsi,
- plynné směsi.

V užším smyslu jsou směsi ***makroheterogenní soustavy*** složené z fází, například suspenze.

Homogenní směs obsahuje atomy nebo molekuly rovnoměrně rozptýlené (dispergované) v celém objemu soustavy, koncentrace látky $c_B = konst$.

Nehomogenní směs, též ***heterogenní směs***, obsahuje atomy nebo molekuly nerovnoměrně rozptýlené v objemu, koncentrace látky c_B je funkcí polohy. Složky směsi mohou být navzájem odděleny fyzikálně, např. destilací, krystalizací apod., na rozdíl od sloučenin.

Srovnej roztok, slitina, viz též složení směsi.

Složení směsi

Složení směsi udává poměr jednotlivých látek (složek) ve směsi.

Složení směsi se vyjadřuje různými veličinami podle toho, zda se posuzuje podle hmotnosti, látkového množství nebo objemu složek ve směsi. Názvy, značky a jednotky těchto veličin jsou uvedeny v ČSN ISO 31-8.

***Hmotnostní zlomek* (*látky B*)**, značka w_B, je poměr hmotnosti látky B ve směsi a hmotnosti směsi:

$$w_B = \frac{m_B}{m}.$$

Jednotkou SI hmotnostního zlomku je jedna.

Molární zlomek* (*látky B*)**, též ***látkový zlomek, značka x_B, (y_B), je poměr látkového množství látky B ve směsi k látkovému množství směsi:

$$x_B = \frac{n_B}{n}.$$

Jednotkou SI molárního zlomku je jedna.

Roztok

Roztok je homogenní termodynamická soustava složená ze dvou nebo více složek.

Složku, která v roztoku převládá, označujeme jako rozpouštědlo, ostatní složky jako rozpuštěné látky.

V roztoku pevných nebo plynných látek v kapalině se za rozpouštědlo obvykle považuje kapalina. Roztoky nemusejí být jen kapalné. Směs dvou plynů lze považovat za *plynný* roztok stejně jako směsné krystaly lze považovat za *pevné roztoky*. Koloidní roztoky jsou roztoky molekul koloidní velikosti $(10^{-9}\,\mathrm{m}$ až $2\cdot10^{-7}\,\mathrm{m})$ nebo látek, které tvoří asociací molekul koloidní micely, například roztoky mýdel.

Roztoky dělíme také podle toho, zda lze mechanicky oddělit rozpuštěné látky od rozpouštědla na pravé roztoky a nepravé roztoky.

Viz též ideální roztok, reálný roztok, regulární roztok.

Rozpouštědlo

Rozpouštědlo je zpravidla tekutina, která rozpouští jinou látku nebo jiné látky a takto vytváří roztok.

- ***Polární rozpouštědlo*** je tvořeno polárními molekulami, které mají nenulový elektrický elektrický dipólový moment (látky s velkou permitivitou), např. molekuly vody. Tato rozpouštědla jsou schopna rozpustit iontové sloučeniny.
- ***Nepolární rozpouštědlo*** obsahuje nepolární molekuly, které mají nulový elektrický dipólový moment, např. benzen. Nerozpouštějí iontové sloučeniny, ale mohou rozpustit nepolární kovalentní sloučeniny.

Viz též roztok, rozpouštěcí teplo.

Rozpouštěcí teplo

Rozpouštěcí teplo je teplo, které přijme nebo odevzdá látka při rozpouštění v dostatečném množství rozpouštědla. Je dáno změnou entalpie provázející rozpouštění látky v rozpouštědle. Rozpouštěcí teplo závisí především na termodynamické teplotě a látkovém množství všech látek, protože vliv tlaku je zanedbatelně malý.

Rozlišujeme integrální rozpouštěcí teplo a diferenciální rozpouštěcí teplo.

Teplo, které odevzdá nebo přijme roztok od okolí při izotermickém rozpouštění jednoho molu látky v rozpouštědle o malé koncentraci za předpokladu, že rozpouštěná látka chemicky nereaguje s rozpouštědlem, se nazývá ***molární rozpouštěcí teplo***.

Látkou odevzdané (uvolněné) molární rozpouštěcí teplo je záporné, přijaté teplo je kladné. Jednotkou SI molárního rozpouštěcího tepla je joule na mol, značka J/mol.

Při rozpouštění kapalin nebo plynů v kapalných rozpouštědlech zpravidla vznikající roztok teplo odevzdává okolí (záporné molární rozpouštěcí teplo), např. při rozpouštění kyseliny sírové ve vodě. Např. při rozpouštění 1 molu kyseliny sírové ve vodě se molární integrální

rozpouštěcí teplo pro nekonečné zředění blíží hodnotě -96,19 kJ/mol. Při rozpouštění pevných látek v kapalinách je zpravidla teplo přijímáno od okolí (kladné molární rozpouštěcí teplo).

Ideální roztok

Ideální roztok je roztok, ve kterém jsou všechny mezimolekulové síly stejné, tj. které v celém koncentračním rozsahu se za všech teplot a tlaků řídí *Lewisovým vztahem* $\tilde{p}_i = x_i \tilde{p}_i^0$, kde $\tilde{p}_i$ je fugacita složky *i* v daném roztoku (plynném, kapalném nebo pevném), x_i je molární zlomek složky *i*, $\tilde{p}_i^0$ je fugacita čisté složky *i* v daném skupenství za dané teploty a tlaku.

Entalpie *H* a objem *V* jsou aditivní vlastnosti ideálního roztoku, protože jeho

$$\Delta V_{\text{směs}} = 0 \quad \text{a} \quad \Delta H_{\text{směs}} = 0$$

(viz směšovací teplo).

Změna entropie ΔS a změna Gibbsovy funkce ΔG při vzniku ideálního roztoku při termodynamické teplotě *T* jsou:

$$\Delta S_{\text{směs}} = -R\Sigma n_i \ln x_i,$$
$$\Delta G_{\text{směs}} = RT\Sigma n_i \ln x_i,$$

kde n_i je látkové množství složky *i*, *R* je plynová konstanta.

Reálný roztok

Reálným roztokem je roztok, který se neřídí Lewisovým vztahem, viz ideální roztok.

Objem, entalpie a vnitřní energie není aditivní vlastností reálného roztoku. Aktivita složky reálného roztoku je dána součinem jejího molárního zlomku a aktivitního koeficientu. Změna molární entropie $\Delta S_{\text{směs}}$ a změna molární Gibbsovy funkce $\Delta G_{\text{směs}}$ při vzniku reálného roztoku při termodynamické teplotě *T* jsou:

$$\Delta S_{\text{směs}} = -R\Sigma n_i \ln a_i,$$
$$\Delta G_{\text{směs}} = R\Sigma n_i \ln a_i,$$

kde a_i je aktivita složky *i*, n_i je látkové množství složky *i*, *R* je plynová konstanta.

Velmi zředěné reálné roztoky se termodynamickým chováním blíží ideálnímu roztoku.

Viz též roztok.

Směšovací teplo

Směšovací teplo je teplo potřebné ke vzniku reálného roztoku.

Ke vzniku reálného roztoku plynného, kapalného nebo pevného dochází smíšením čistých složek obvykle při stálém tlaku a teplotě. Proto je směšovací teplo rovno změně entalpie $\Delta H_{\text{směš}} = \sum n_i \left(\bar{H}_{\text{m}i} - H_{\text{m}i}\right)$, kde n_i je látkové množství složky i, $\bar{H}_{\text{m}i}$ je parciální molární entalpie složky i, $H_{\text{m}i}$ je molární entalpie čisté složky i za dané teploty a tlaku.

U ideálního roztoku je $\Delta H_{\text{směš}} = 0$.

Viz též parciální molární veličina, regulární roztok, ideální roztok.

Parciální molární veličina

Parciální molární veličina, značka $\bar{X}_i$, složky i je parciální derivace systémové extenzivní veličiny X podle látkového množství n_i složky i za stálého tlaku p, termodynamické teploty T a látkového množství ostatních složek systému $n_j (j \neq i)$. Například parciální molární objem složky i

$$\bar{V}_i = \left(\frac{\partial V}{\partial n_i}\right)_{p,T,n_j,\ldots}.$$

V ideálních vícesložkových systémech se parciální molární veličiny rovnají molárním veličinám čistých složek jen v případě vnitřní energie, entalpie a objemu. Termodynamické veličiny reálných vícesložkových systémů jsou dány součtem součinů látkového množství složky a její parciální molární veličiny. Například Gibbsova funkce reálného systému $G = \Sigma n_i \bar{G}_i = \Sigma n_i \mu_i$, kde μ_i, kde μ_i je chemický potenciál složky i, objem reálného systému $V = \Sigma n_i V_i$, avšak objem ideálního systému (ideálního roztoku) $V = \Sigma n_i V_{\text{m}i}$, kde $V_{\text{m}i}$ je molární objem čisté složky.

Důvodem zavedení parciálních molárních veličin je skutečnost, že intenzivní veličiny u roztoků nemají aditivní vlastnosti, např. objem roztoku není obecně roven součtu objemů jednotlivých složek. Konkrétně, smísíme-li $100\ \text{cm}^3$ ethanolu při $25\ ^0\text{C}$ se $100\ \text{cm}^3$ vody, bude výsledný objem roven asi $190\ \text{cm}^3$ a ne $200\ \text{cm}^3$. Pro objem roztoku vytvořeného těmito dvěma složkami A a B tedy platí:

$$V = n_\text{A} \bar{V}_\text{A} + n_\text{B} \bar{V}_\text{B}.$$

Je zřejmé, že pro jednosložkový systém jsou parciální molární veličiny shodné s molárními veličinami. Parciální molární veličiny jsou intenzivní veličiny a formálně pro ně platí všechny termodynamické vztahy, kterými se řídí systémové veličiny. Na parciálních molárních veličinách je vybudována termodynamika roztoků.

Analogicky jsou definovány také parciální měrné veličiny, které jsou vztaženy na hmotnostní jednotku složky a mají stejné vlastnosti jako parciální molární veličiny. Například parciální měrný objem složky i, kde m_i, je hmotnost složky i.

Regulární roztok

Pojem ***regulární roztok*** zavedl Hildebrand v roce 1929 pro roztok, který je po stránce směšovací entropie v podstatě ideálním roztokem, avšak jeho směšovací teplo $\Delta H_{\text{směs}}$ se může značně odchylovat od nuly.

Je to tedy roztok, jehož změna dodatkové směšovací entropie je nulová $(\Delta S^E_{\text{směs}} = 0)$ a změna dodatkové směšovací Gibbsovy funkce $\Delta G^E_{\text{směs}}$ je rovna změně směšovací entalpie $\Delta H_{\text{směs}}$. Pro vznik 1 molu regulárního roztoku při termodynamické teplotě T platí $\Delta H_{\text{směs}} = RT\Sigma x_i \ln \gamma_i$, kde R je plynová konstanta, x_i je molární zlomek složky i, γ_i je aktivitní koeficient složky i.

Jako regulární roztoky se chovají některé roztoky neelektrolytů.

Viz též roztok.

Pravý roztok

Pravý roztok tvoří homogenní jednofázová soustava. V rozpouštědle jsou homogenně rozptýleny molekuly, ionty nebo atomy rozpuštěných látek.

Pravými roztoky jsou ***kapalné roztoky***. U těchto roztoků je v kapalném rozpouštědle zcela rozpuštěna

- pevná látka, například vodní roztok chloridu sodného,
- kapalina, například vodní roztok etylalkoholu,
- plyn, například sodová voda bez bublinek.

Mezi pravé roztoky patří také ***plynné roztoky***. Například pravým plynným roztokem je směs dvou nebo tří plynů.

Některé látky se v rozpouštědle zcela rozpouštějí jen do určitých koncentrací a jen v určitých teplotních intervalech.

Viz též roztok, fáze.

Nasycený roztok

Nasycený roztok je roztok, který obsahuje maximální látkové množství, jež v něm lze ještě rozpustit při dané teplotě a tlaku.

Při dalším přidání stejné látky do tohoto roztoku přidaná látka zůstane nerozpuštěna, koncentrace roztoku se za daných podmínek nezvýší.

Viz též roztok.

xxxx

Chemický potenciál látky B, značka μ_B, pro směs látek B, C,...je

$$\mu_\mathrm{B} = \left(\frac{\partial G}{\partial n_\mathrm{B}}\right)_{T,\,p,\,n},$$

kde n_B je látkové množství látky B a G je Gibbsova funkce. Jednotkou SI chemického potenciálu je joule na mol, značka J/mol.

Pro čistou látku je

$$\mu = \frac{G}{n} = G_\mathrm{m},$$

kde G_m je molární Gibbsova funkce.

Poznámka: Značka μ se užívá také pro veličinu $G_\mathrm{m} / N_\mathrm{A}$, kde N_A je Avogadrova konstanta.

Aktivitní koeficient (látky B)

Aktivitní koeficient látky B, značka f_B, pro kapalnou směs je

$$f_\mathrm{B} = \frac{\lambda_\mathrm{B}}{\lambda_\mathrm{B}^* x_\mathrm{B}},$$

kde λ_B^* je absolutní aktivita čisté látky B při téže teplotě a tlaku.

Systematičtější byl název „aktivitní faktor“. Jednotkou SI aktivitního koeficientu je jedna.

Absolutní aktivita (látky B)

Absolutní aktivita látky B, značka λ_B, je definována vztahem

$$\lambda_\mathrm{B} = \exp\frac{\mu_\mathrm{B}}{RT},$$

kde μ_B je chemický potenciál látky B, R je plynová konstanta a T je termodynamická teplota. Jednotkou SI absolutní aktivity látky je jedna.

Standardní absolutní aktivita (látky B)

1. ***Standardní absolutní aktivita látky B***, značka $\lambda_\mathrm{B}^\Theta$, v *plynné směsi* je definována vztahem

$$\lambda_\mathrm{B}^\Theta = \frac{p^\Theta}{x_\mathrm{B}} \cdot \lim_{p \to 0} \frac{\lambda_\mathrm{B}}{p},$$

kde p^{Θ} je standardní tlak (viz standardní stav), zpravidla $101{,}325$ kPa. Jednotkou SI standardní absolutní aktivity látky je jedna. Tato veličina je pouze funkcí teploty.

2. ***Standardní absolutní aktivita látky B***, značka $\lambda_{\mathrm{B}}^{\Theta}$, v *kapalné nebo pevné směsi* je definována vztahem

$$\lambda_{\mathrm{B}}^{\Theta} = \lambda_{\mathrm{B}}^{*}(p^{\Theta}),$$

kde λ_{B}^{*} je absolutní aktivita čisté látky B při téže teplotě a tlaku.

Aktivita rozpuštěné látky B

Aktivita rozpuštěné látky B, též ***relativní aktivita rozpuštěné látky B,*** značka a_{B}, $a_{\mathrm{m,B}}$, pro rozpuštěnou látku B v roztoku je úměrná absolutní aktivitě λ_{B}. Činitel úměrnosti, který je pouze funkcí teploty a tlaku, je určen podmínkou, že při stálé teplotě a tlaku podíl a_{B} a molalitního poměru $m_{\mathrm{B}} / m^{\Theta}$ se při nekonečném zředění blíží k jedné. Přitom m^{Θ} je standardní molalita, obvykle 1 mol/kg (viz standardní stav). Jednotkou aktivity rozpuštěné látky je jedna.

Pro aktivitu rozpuštěné látky platí

$$a_{\mathrm{B}} = \lambda_{\mathrm{B}} \cdot \lim_{\sum m_{\mathrm{A}} \to 0} \frac{m_{\mathrm{B}} / m^{\Theta}}{\lambda_{\mathrm{B}}}.$$

Veličina $a_{c,\mathrm{B}}$, podobně definována pomocí koncentračního poměru $c_{\mathrm{B}} / c^{\Theta}$, se také nazývá aktivita rozpuštěné látky, nebo relativní aktivita rozpuštěné látky B. Přitom c^{Θ} je standardní koncentrace, obvykle 1 mol/dm^3 :

$$a_{c,\mathrm{B}} = \lambda_{\mathrm{B}} \cdot \lim_{\sum c_{\mathrm{A}} \to 0} \frac{c_{\mathrm{B}} / c^{\Theta}}{\lambda_{\mathrm{B}}}, \ ,$$

kde Σ značí součet přes všechny rozpuštěné látky. Index c se v $a_{c,\mathrm{B}}$ se často vypouští.

Standardní stav

Standardní stav definujeme pro reálný plyn B jako hypotetický stav, v němž má tento plyn fugacitu $\tilde{p}_{\mathrm{B}}^{\Theta} = 101{,}325$ kPa a v němž se navíc chová tak, jako by byl ideálním plynem.

To znamená, že pro plyn má aktivita vlastně význam relativní fugacity $(\tilde{p}_{\mathrm{r}})_{\mathrm{B}}$ vztažené na fugacitu standardního stavu $\tilde{p}_{\mathrm{B}}^{\Theta} \left(= p^{\Theta}\right)$:

$$a_{\mathrm{B}} = \frac{\tilde{p}_{\mathrm{B}}}{p_{\mathrm{B}}^{\Theta}} = \frac{\tilde{p}_{\mathrm{B}}}{p^{\Theta}} = (\tilde{p}_{\mathrm{r}})_{\mathrm{B}}.$$

xxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxx

Rozpustnost látky

Rozpustnost látky je dána buď koncentrací látky, nebo molalitou rozpuštěné látky, nebo také počtem gramů rozpuštěné látky v odměřené hmotnosti (100 g) rozpouštědla při nasycení roztoku (viz nasycený roztok).

Rozpustnost látky v daném rozpouštědle závisí na teplotě a tlaku, zpravidla s rostoucí teplotou a rostoucím tlakem roste.

Viz též absorpce plynů, Henryův zákon.

Molární rozpouštěcí teplo

Molární rozpouštěcí teplo je teplo, které odevzdá nebo přijme roztok od okolí při izotermickém rozpouštění jednoho molu látky v rozpouštědle o malé koncentraci za předpokladu, že rozpouštěná látka chemicky nereaguje s rozpouštědlem.

Odevzdané (uvolněné) molární rozpouštěcí teplo roztokem je kladné, přijaté teplo je záporné.

Jednotkou molárního rozpouštěcího tepla je joule na mol, značka J/mol.

Při rozpouštění kapalin nebo plynů v kapalných rozpouštědlech zpravidla vznikající roztok teplo odevzdává okolí (kladné molární rozpouštěcí teplo). Například při rozpouštění kyseliny sírové ve vodě vznikající roztok teplo odevzdává okolí. Při rozpouštění pevných látek v kapalinách je zpravidla teplo přijímáno od okolí (záporné molární rozpouštěcí teplo).

Absorpce

Absorpce je pohlcování jedné látky v druhé, homogenní rozdělení absorbované látky v absorbující, pohlcování plynu nebo rozpuštěné látky v absorbující, pohlcování plynu nebo rozpuštěné látky pevnými látkami nebo kapalinami.

Absorpce je objemový proces, při němž ***absorbující látka*** (***absorbent***) pohlcuje ***absorbovanou látku*** (***absorbát***). Při absorpci vzniká roztok a celý proces lze považovat za rozpouštění.

Absorpce plynů v kapalinách při nízkých tlacích popisuje Henryův zákon (viz Ostwaldův součinitel rozpustnosti).

Absorpci je nutno rozlišit od adsorpce, která je povrchovým procesem. Často se na pohlcování podílí jak absorpce, tak i adsorpce. Uvedené procesy mohou být navíc doprovázeny chemickými reakcemi mezi absorbentem a absorbátem.

Viz též absorpční chladicí zařízení.

Absorpce plynů

Absorpce plynů je pohlcování plynů kapalinami nebo pevnými látkami, tzv. absorbenty. Při absorpci plynů prochází plyn fázovým rozhraním, difunduje (viz difuze) do absorbentu a vytváří roztok nebo chemicky reaguje.

Pokud nedochází k chemické reakci mezi plynem a kapalinou, potom se ve zředěných roztocích absorpce plynů řídí Henryovým zákonem.

S rostoucí teplotou obvykle klesá látkové množství absorbovaného plynu. Pokud se netvoří azeotropní směs (azeotropní směs např. tvoří ethanol s vodou), lze varem plyn z kapaliny úplně odstranit. Například vodu lze varem zbavit absorbovaných plynů. Při poklesu hustoty molekul plynu nad nasyceným absorbátem dochází k uvolňování části absorbovaných molekul, až nastane rovnovážný termodynamický stav. Tento proces se nazývá ***desorpce***. Pozorujeme ji např. při postupném snižování tlaku nad hladinou vody (voda pod recipientem vývěvy).

Absorpce plynů v kapalinách se nazývá také *rozpustnost plynů* v kapalinách (viz rozpustnost látky).

Henryův zákon

Henryův zákon vyjadřuje závislost rozpustnosti plynů v kapalinách na tlaku při konstantní teplotě: Hmotnost plynu, který se při konstantní termodynamické teplotě rozpustí v kapalině jednotkového objemu, je úměrná parciálnímu tlaku plynu nad kapalinou.

Ve fyzikální chemii je zpravidla Henryův zákon uváděn takto: Rozpustnost plynu je přímo úměrná parciálnímu tlaku plynu nad roztokem: $p_B = k_B x_B$, kde p_B je parciální tlak složky B v plynné fázi, x_B je molární zlomek složky B v kapalné fázi, k_B je konstanta úměrnosti, tzv. *Henryova konstanta*, která závisí na druhu plynu a rozpouštědla, na termodynamické teplotě a tlaku (klesá s rostoucím tlakem). Na obrázku je uvedena závislost rozpustnosti plynů ve vodě v závislosti na tlaku při termodynamické teplotě 298,15 K, x_B je molární zlomek uvedeného plynu.

Obr. (F_5_4_4_2_a1_1.tif)
Závislost rozpustnosti plynů ve vodě
+

; obr.5.3 ve Slovníku

Křivky na obrázku mají lineární průběh pouze pro nízké tlaky asi do 10 MPa, pro vyšší tlaky jsou již odchylky od Henryova zákona větší. Henryův zákon tedy platí pouze pro rozpustnost plynů při nízkých tlacích. Dále platí pouze pro plyny s malou rozpustností a nelze jej použít pro vodní roztoky elektrolytů.

Kromě Henryovy konstanty je další dříve používanou charakteristikou absorpce plynu (rozpustnosti plynu) v určité kapalině ***Ostwaldův součinitel rozpustnosti*** (***rozpustnost***), značka α. Stanoví podíl objemu absorbátu (plynu) a objemu absorbentu (kapaliny):

$$\alpha = \frac{V}{V_0},$$

kde V je objem rozpouštěného plynu při nasycení a V_0 objem kapaliny, v němž je rozpuštěn objem V plynu.

Ostwaldův součinitel rozpustnosti, krátce rozpustnost plynu, je při dané teplotě konstantní u většiny plynů (jiné vyjádření Henryova zákona), klesá s rostoucí teplotou, nezávisí však na tlaku plynu.

Adsorpce

Adsorpce je proces probíhající na povrchu pevné látky nebo kapaliny, přičemž roste povrchová hustota molekul (atomů) ***adsorbované látky*** (***adsorbátu***), jíž může být plyn nebo látka rozpuštěná v roztoku. Adsorpce molekul adsorbátu na ***adsorbentu*** je způsobena vazebními silami mezi částicemi povrchu adsorbentu a molekulami adsorbátu, které dopadají na povrch adsorbentu.

Jedná se o vazbu molekul plynu nebo kapaliny jen povrchovou vrstvou pevné látky nebo kapaliny. Vytvoří se mezifázová vrstva, jejíž tloušťka nepřesahuje zpravidla řád molekulárních rozměrů, přičemž vnitřek adsorbující fáze (adsorbentu) se adsorpce neúčastní. Příčinou jevu adsorpce jsou tedy kohezní síly. Proces adsorpce s rostoucím tlakem se zrychluje a zmenšuje se s rostoucí teplotou. Značnou adsorpci má dřevěné uhlí.

Adsorpční (vazební) síly mohou být různé povahy. Jsou-li slabé, jedná se o ***fyzikální adsorpci***. Adsorbovaná vrstva je v tomto případě snadno odstranitelná ve vakuu. Když při adsorpci molekula získává nebo odevzdává elektron nebo disociuje na atom, který se potom chemicky váže s částicemi povrchu, jedná se o tzv. ***chemisorpci***, při které je vazba mnohem silnější.

Adsorpce se uplatňuje ve vakuové technice (getrování), při všech životních pochodech, při odstraňování zápachu apod.

Sorpce

Sorpce je proces, při kterém dochází k pohlcování plynů, par nebo rozpuštěných látek sorbující látkou (sorbent). Sorpce v sobě zahrnuje jak adsorpci, tak i absorpci.

Daltonův zákon

Daltonův zákon je zákon o parciálním tlaku plynu ve směsi plynů:

Celkový tlak p směsi plynů je roven součtu parciálních tlaků (dílčích tlaků) p_i plynů, z nichž se směs skládá: $p = \Sigma p_i$.

Zákon platí přesně pro směs ideálních plynů.

Každý plyn ve směsi plynů dané teploty má právě takový tlak, jako kdyby celý objem směsi zaujímal sám. Ostatní plyny ve směsi nemají na jeho tlak vliv.

Směsi neideálních plynů se mohou od tohoto zákona značně odchylovat.

Parciální tlak (***látky B***), značka p_B, ve směsi plynů je definován takto: $p_B = x_B p$, kde p je celkový tlak směsi plynů a x_B je molární zlomek látky B (tj. poměr látkového množství látky B k látkovému množství směsi).

Parciální tlak látky B ve směsi lze také vyjádřit takto:

$$p_B = \frac{RT}{V} n_B,$$

kde R je plynová konstanta, T termodynamická teplota a n_B je látkové množství látky B v plynné směsi.

xxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxxx

Nepravý roztok

Nepravý roztok je heterogenní soustava, kterou tvoří alespoň dvě látky, z nichž jedna je ve druhé rozptýlena koloidně nebo hrubě, ne však molekulárně jako u pravého roztoku.

Mikroheterogenní soustavy

Koloidní roztok je příkladem nepravého roztoku. Je tvořen dvěma nebo více fázemi. Koloidní roztok se skládá z nejméně jedné dispergované fáze a z disperzního prostředí. Alespoň jedna z těchto fází obsahuje koloidní částice, které mají velikost v intervalu 10^{-9} m až $2 \cdot 10^{-7}$ m. Koloidní roztoky jsou ***mikroheterogenní soustavy***, o jejichž nehomogenitě se můžeme přesvědčit mikroskopem, zpravidla elektronovým. Koloidní roztoky jsou tříděny různými způsoby.

Makroheterogenní soustavy

Soustavy obsahující částice větší než jsou koloidní, tj. o rozměrech větších než 500 μm, jsou nazývány ***makroheterogenní soustavy***. Patří mezi ně

- ***suspenze***, je-li pevná látka hrubě rozptýlena v kapalině, a
- ***emulze,*** je-li v kapalině rozptýlena jiná s ní se nemísící kapalina, např. olej ve vodě nebo voda v oleji.

Disperze

Disperze je heterogenní soustava, např. suspenze a emulze, tj. nepravý roztok složený z několika fází, z nichž jedna je spojitá a nejméně jedna další jemně rozptýlená.

Disperzní soustavy se dělí na
- *soustavy hrubě disperzní* (částice s rozměrem větším než 500 μm),
- *soustavy koloidně disperzní* (částice s rozměrem 500 až 1 μm) a
- *analyticky disperzní* (částice s rozměrem menším než 1 μm).

Disperzní prostředí bývá spojité, na rozdíl od *disperzní fáze*, která bývá nespojitá.

Soly

Soly jsou koloidní suspenze. Pevné částice mohou být makromolekulami nebo klustry malých molekul.

- ***Lyofilní soly*** jsou koloidní suspenze, v nichž se objemový podíl dispergované fáze sám od sebe rozptyluje v disperzním prostředí. Příkladem jsou roztoky makromolekulárních látek jako jsou roztoky proteinů ve vodě nebo kaučuku v benzenu.

- ***Lyofobní soly*** jsou koloidní suspenze v zásadě nerozpustných látek. Příkladem je chlorid stříbrný ve vodě. V tomto roztoku mají pevné částice povrchový náboj stejného znaménka, který jim nedovolí se k sobě přiblížit natolik, aby spolu splynuly.

Další koloidní roztoky

- ***Gel*** je koloidní roztok, ve kterém jak dispergovaná, tak i spojitá fáze tvoří v látce trojrozměrnou síť, takže vzniká látka podobná rosolu. Příkladem může být želatina. Jedna složka gelu může být odstraněna (např. zahřátím) a zbude pevný gel.

- ***Aerosol*** je koloidní roztok, který obsahuje kapalné nebo pevné částice rozptýlené v plynu. Příklady:
  - mlha – obsahuje kapalné částice rozptýlené v plynu;
  - kouř – obsahuje pevné částice obsažené v plynu.

- ***Pěna*** je koloidní roztok, který obsahuje rozptýlené plyny v kapalinách nebo pevných látkách.

Raoultův zákon

Raoultův zákon je mezní zákon ideálních soustav. Vyjadřuje vzájemnou závislost rovnovážných proměnných v homogenních směsích několika složek.

Podle ***Raoultova zákona*** platí pro T = konst.:

$$p_i = y_i p = x_i p_i^0 ,$$

kde p_i je parciální tlak složky *i* v plynné fázi, p_i^0 je tlak syté páry čisté složky *i* za dané termodynamické teploty *T*, *p* je celkový tlak soustavy, y_i je molární zlomek složky *i* v plynné fázi, x_i je molární zlomek složky *i* v kapalné fázi. Přitom podle Daltonova zákona celkový tlak *p* směsi plynů je roven součtu parciálních tlaků (dílčích tlaků) p_i plynů, z nichž se směs skládá, $p = \Sigma p_i$.

Z Raoultova zákona plyne, že v ideální soustavě je rovnovážné složení kapalné fáze odlišné od složení plynné fáze, $y_i \neq x_i$.

Raoultův zákon má mezi vztahy vyjadřujícími stavové chování plynných soustav podobné postavení jako stavová rovnice ideálního plynu. V případě, že se nejedná o ideální směsi, potom existují odchylky od Raoultova zákona způsobené mezimolekulovými silami složek směsi.

Raoultovy zákony

Pro zředěné roztoky netěkavých látek z Raoultova zákona vyplývají závislosti, které jsou také někdy nazývány ***Raoultovy zákony***:

1. Tlak syté páry nad roztokem netěkavé látky p_i je vždy menší než tlak syté páry nad čistým rozpouštědlem p_i^0. Relativní snížení tlaku syté páry nad roztokem vzhledem k rozpouštědlu nezávisí na termodynamické teplotě *T* a je rovno molárnímu zlomku rozpuštěné látky:

$$\frac{p_i^0 - p_i}{p_i^0} = x_i .$$

2. Teplota varu roztoků netěkavých látek je vždy vyšší než teplota varu čistého rozpouštědla. Uvedená závislost vyplývá ze snížení tlaku syté páry nad roztokem.

Na obrázku Raoultovy zákony je fázový diagram *p*-*T* čistého rozpouštědla vyznačen čárkovaně - υ_1 je křivka vypařování, t_1 křivka tání, *s* je sublimační křivka. Fázový diagram roztoku téhož rozpouštědla po přidání netěkavé složky je vyznačen plnou čarou - odpovídající křivky označené υ_2, t_2, s. Teplota varu čistého rozpouštědla je T_v^0. Tlak syté páry nad roztokem téhož rozpouštědla však dosahuje při této teplotě menší hodnoty, proto je třeba zvýšit teplotu o ΔT_v, aby byl tento tlak roven vnějšímu tlaku. Zvýšení teploty varu je úměrné molární koncentraci rozpuštěné látky.

Obr. (F_5_4_6_c1_1.tif)
Raoultovy zákony
{#_5_4_6_b}
+
;obrázek 5.4 ve Slovníku

3. Teplota tuhnutí roztoků netěkavých látek je vždy nižší než teplota tuhnutí čistého rozpouštědla (vyplývá ze snížení tlaku syté páry nad roztokem). Snížení teploty tuhnutí T_t^0 o ΔT_t je v obrázku Raoultovy zákony vyznačeno. Toto snížení teploty tuhnutí roztoku vzhledem k čistému rozpouštědlu je úměrné molární koncentraci rozpuštěné látky. Například vodný roztok chloridu sodného NaCl tuhne při mnohem nižší teplotě než čistá voda. Tohoto jevu se využívá při ochraně vozovek proti náledí.