Molekulové jevy

Molekula
Mezimolekulové síly
- Dosah molekulových sil
- Lenardův-Jonesův potenciál
- Druhy mezimolekulových potenciálních energií

Koheze a adheze
- Koheze
- Adheze

Kapalina
- Struktura kapalin
- Vlastnosti kapalin
  - **Povrchové napětí**
    - Jev povrchové napětí
    - Fyzikální veličina povrchové napětí
    - Povrchově aktivní látky
  - **Povrchová energie**
    - Plošná hustota energie
    - Plošná hustota energie a povrchové napětí
  - **Molekulový tlak**
  - **Kapilární tlak**
    - Kapilární tlak uvnitř kulové bubliny
  - **Kapilární jevy**
    - Příčiny kapilárních jevů
    - Kapilární elevace
    - Kapilární deprese
  - **Smáčivost**
    - Smáčející kapaliny
    - Nesmáčející kapaliny
    - Krajní úhel

Molekulové jevy

Molekulové jevy vznikají působením mezimolekulových sil.

Mezi molekulové jevy patří

- koheze,
- adheze,
- povrchové napětí,
- molekulový tlak,
- kapilární tlak,
- kapilární jevy,
- adsorpce.

Základní pojmy

Molekula

Molekula je základní částí chemické sloučeniny. Je to nejmenší část chemické sloučeniny, která se účastní chemické reakce, např. molekula vodíku H_2, molekula vody H_20.

Molekula je stabilní soustava, v níž jsou atomy, které ji tvoří, navzájem vázány silami vzájemného působení (viz vazby v pevných látkách). Souhrn těchto sil označujeme jako ***chemická vazba*** mezi atomy.

Mezi atomy se vytvoří chemická vazba jen tehdy, nastane-li jejich spojením ve vnějších elektronových slupkách takové přeskupení valenčních elektronů, jemuž přísluší větší stabilita než elektronovým seskupením v atomech. Vnitřní elektrony atomů v molekule, které tvoří zpravidla uzavřená seskupení, zůstávají chemickou vazbou nedotčeny. Podle uspořádání vnějších elektronů se rozeznávají různé druhy vazeb (viz např. iontová vazba, kovalentní vazba, van der Waalsova vazba, vodíková vazba).

Mezimolekulové síly

Mezimolekulové síly působí mezi základními stavebními částicemi látky, tj. mezi atomy, ionty a molekulami. Kterékoli dvě molekuly na sebe působí interakčními silami, které závisejí na druhu těchto molekul a na jejich vzájemné vzdálenosti. Při prvním přiblížení stačí rozlišovat dva hlavní druhy těchto sil:

1. *Odpudivé síly* mají původ hlavně ve vzájemném elektrostatickém odpuzování elektronových obalů vnějších elektronů interagujících molekul, atomů, iontů atd.
2. *Přitažlivé síly* mají původ v tom, že polohy elektronů v jedné molekule jsou vždy v určitém vztahu k polohám elektronů ve druhé molekule. Výsledkem je vždy vzájemná elektrická přitažlivost obou molekul. Přitažlivé síly se nazývají ***kohezní síly*** (***soudržnostní síly***). Rozlišujeme síly Londonovy, van der Waalsovy, polární, síly tvořící vodíkové můstky atd.

Dosah molekulových sil

Přitažlivé síly se zmenšují se vzájemnou vzdáleností r molekul tak, že jsou nepřímo úměrné její sedmé mocnině

$$F_{\mathrm{p}} = -\frac{k_{\mathrm{p}}}{r^7},$$

kde k_{p} je kladná konstanta.

Odpudivá síla F_{o} má značně kratší dosah

$$F_{\mathrm{o}} = \frac{k_{\mathrm{o}}}{r^{13}},$$

kde k_{o} je kladná konstanta.

Na obrázku *Průběh mezimolekulových sil* je uvedeno grafické znázornění závislosti vzájemného silového působení dvou částic na vzdálenosti r ve speciálním případě dvouatomové molekuly.

Obr. (F_5_5_2_b1_1.tif)
Průběh mezimolekulových sil
;obr. 5.5 ve Slovníku

Velikost odpudivé síly F_{o} je nanesena podle nejčastěji používané dohody v kladném směru osy, velikost přitažlivé síly F_{p} v záporném směru. Velikost výslednice F těchto působících sil je nulová pro vzdálenost částic r_0. Částice jsou v tomto případě v rovnovážné poloze. Vzdálenost r_0 se nazývá délka vazby.

Každou z uvedených sil lze vyjádřit jako gradient příslušné potenciální energie:

$$\vec{F} = -\mathrm{grad}U\,.$$

Pro síly s radiální symetrií, tj. takové, pro něž není žádný směr v prostoru preferován, přitom platí

$$F = -\frac{\partial U(r)}{\partial r}.$$

Lennardův-Jonesův potenciál

Je výhodné hledat místo vztahů pro jednotlivé síly spíše vztahy pro jejich potenciální energie. Energii mezimolekulového působení lze potom vyjádřit

$$U(r) = 4\varepsilon\left[\left(\frac{\sigma}{r}\right)^{12} - \left(\frac{\sigma}{r}\right)^{6}\right],$$

kde ε je maximální hodnota energie přitahování (tzn. udává hloubku potenciálové jámy) a σ představuje jednu z hodnot r pro něž platí $U(r) = 0$ (druhou takovou hodnotou je $r \to \infty$). Uvedený potenciál se nazývá ***Lennardův-Jonesův potenciál 6-12***. Obecný průběh tohoto potenciálu U je na obrázku Průběh potenciální energie vazby dvou částic, kde r je vzájemná vzdálenost dvou částic, r_0 odpovídá rovnovážné poloze dvou částic tvořících molekulu.

Obr. (F_5_5_2_d1_1.tif)
Průběh potenciální energie vazby dvou částic v molekule
;obr. 5.6 ve Slovníku

Pro některé typy molekul je závislost potenciální energie U vzájemného působení dvou částic v molekule vynesena na obrázku Lennardův-Jonesův potenciál pro některé typy molekul.

Obr. (F_5_5_2_e1_1.tif)
Lennardův-Jonesův potenciál pro některé typy molekul
;obr. 5.7 ve Slovníku

Druhy mezimolekulových potenciálních energií

Rozlišujeme tyto druhy mezimolekulových a meziiontových potenciálních energií (viz mezimolekulové síly):

1. Energie coulombické interakce mezi ionty, která vede k přitažlivému dalekodosahovému působení. Pro interakční energii platí
$$U \approx \frac{1}{r}.$$
2. Energie interakce mezi permanentními elektrickými dipóly
$$U \approx \frac{1}{r^6}.$$
3. Energie interakce mezi iontem a elektrickým dipólem, který tento ion indukuje v jiné molekule
$$U \approx \frac{1}{r^4}.$$
4. Energie interakce mezi permanentním elektrickým dipólem a elektrickým dipólem, který tento dipól indukuje v jiné molekule
$$U \approx \frac{1}{r^6}.$$
5. Energie interakce mezi neutrálními atomy a molekulami typu vzácných plynů
$$U \approx \frac{1}{r^6}.$$
6. Překryvová energie, která má původ v interakci kladných jader a elektronového obalu jedné molekuly, překrytí vede k odpuzování při velmi malých molekulových vzdálenostech
$$U \approx \frac{1}{r^6} \text{ až } U \approx \frac{1}{r^{12}} .$$

Van der Waalsovy přitažlivé mezimolekulové síly mají původ v interakcích, které mají za následek potenciální energie typů 2, 4 a 5 z výše uvedených typů.

Koheze a adheze

Koheze

Koheze též ***soudržnost*** je jev vznikající působením přitažlivých sil mezi částicemi dané látky.

Koheze se projevuje u pevných a kapalných látek, zatímco u plynů, které nejsou blízko stavu zkapalnění, se projevuje v daleko menší míře. Vazebná síla, kterou na sebe působí částice téže látky, se nazývá kohezní síla. Viz též mezimolekulové síly.

Adheze

Adheze, též ***přilnavost***, je jev vznikající působením přitažlivých sil mezi částicemi povrchových vrstev dvou stýkajících se různých látek.

Příkladem může být adheze kapaliny, která smáčí danou pevnou látku (viz smáčivost). Síla smáčivosti, kterou na sebe působí částice povrchových vrstev dvou stýkajících se různých látek, se nazývá ***adhezní síla***.

Příklad adhezních sil mezi skleněnou destičkou a vodou můžete pozorovat na videu *Adhezní síly*. Molekuly skleněné destičky zavěšené na siloměru a molekuly vody na povrchu hladiny na sebe působí adhezními silami, přitahují se. Chceme-li svisle zvednout destičku, která se dotýká hladiny vody, musíme na ni působit značně větší silou, než silou, která je v rovnováze s tíhovou silou destičky. Všimněte si výchylky na siloměru. Destička se odtrhne, ale její spodní stěna je mokrá. Odtrhla se voda od vody a ne voda od skla. Adhezní síly voda-sklo jsou větší než kohezní síly vody.

F_video_5_5_3_b1_1.avi
Adhezní síly
+
;Balnar video 1.2, s. 17, skleněná destička na siloměru odtrhávaná od vodní hladiny

Kapalina

Kapalina je látka, která má určitý objem, ale nemá pevný tvar, takže tvar přijímá podle tvaru nádoby. Kapalina tvoří přechod mezi plyny a pevnými látkami.

Kohezní síly jsou v kapalině dosti velké, udrží kondenzovaný stav, ale zase ne tak velké, aby mohly zabránit posuvnému pohybu molekul nebo jiných částic, z nichž je kapalina tvořena. Kapaliny jsou *tekuté* a málo stlačitelné (viz molekulový tlak).

Podle druhu kohezních sil, které působí v kapalinách, rozlišujeme:

- ***iontové kapaliny***, např. roztavené soli, které jsou tvořeny ionty,
- ***metalické kapaliny***, např. roztavené kovy, které jsou tvořeny ionty a volně pohyblivými elektrony, v nichž je soudržnost zajištěna elektrostatickými silami, a
- ***molekulové kapaliny***, v nichž je soudržnost zajištěna van der Waalsovými silami působícími mezi molekulami.

Kromě toho existují kapaliny, u nichž je soudržnost zajištěna vodíkovými vazbami.

Struktura kapalin

Kapalina má poměrně složitou strukturu. Skládá se z velmi malých skupin (oblastí) molekul nebo podobných stavebních částic. V každé skupině jsou molekuly spolu vázány a pravidelně uspořádány. Jednotlivé skupiny jsou však rozloženy zcela nepravidelně (neuspořádaně) a vzájemně jsou odděleny oblastmi, mezi nimiž se molekuly pohybují chaoticky. Toto uspořádání se označuje jako ***krátkodosahové uspořádání*** na rozdíl od dalekodosahového uspořádání u krystalů pevných látek. Vnějším projevem této struktury je *tekutost* kapalin.

Molekuly kapalin konají kolem okamžitých rovnovážných poloh anharmonické tepelné kmity se střední frekvencí řádově 10^{12} Hz, málo odlišnou od střední frekvence kmitů atomu v krystalu. K těmto kmitům dochází uvnitř objemu poskytovaného molekule sousedními molekulami. Po uplynutí určité střední doby $\overline{\tau}$, tzv. *střední doby relaxace*, se rovnovážné polohy molekul přemístí do vzdálenosti δ, která je řádově rovna střední vzdálenosti mezi sousedními molekulami (10^{-10} m). Střední doba relaxace může být různě dlouhá, řádově však $\overline{\tau} = 1/f_0$, kde f_0 je střední frekvence tepelných kmitů. K těmto přemístěním dochází ve formě skoků a jsou doprovázena úbytkem energie spotřebované na překonání vazeb molekuly s jejími sousedy. Střední doba relaxace $\overline{\tau}$ s rostoucí teplotou klesá exponenciálně, což se z makroskopického hlediska projeví zvýšením tekutosti kapaliny.

Vlastnosti kapalin

Kapaliny jsou izotropní (viz izotropní látka), uvnitř kapalin jsou fyzikální vlastnosti ve všech směrech stejné. Výjimkou jsou tekuté krystaly.

Kapaliny mají určité další charakteristické vlastnosti, k nimž patří:

- vypařování,
- povrchové napětí a
- vnitřní tření.

Povrchové napětí

Jev povrchové napětí

Povrchové napětí vzniká tím, že molekuly na povrchu kapaliny jsou z jedné strany obklopeny molekulami plynu nebo částicemi pevných látek a z druhé strany molekulami kapalin. Mezimolekulové síly na obou stranách rozhraní kapaliny a jiné látky jsou obvykle různě velké. Proto síly působící na molekulu v povrchové vrstvě kapaliny nebudou shodné se silami, které působí na molekulu uvnitř kapaliny, viz obrázek *Povrchová vrstva kapaliny*.

Obr. (F_5_5_5_a1_1.tif)
Povrchová vrstva kapaliny
+
;Balnar s. 91, obr. 4.2.1

Na obrázku *Povrchová vrstva kapaliny* jsou znázorněny schematicky síly, kterými působí okolní molekuly na vybranou molekulu vyznačenou žlutě. Pro jednoduchost jsou vyznačeny tyto kohezní síly pouze ve čtyřech kolmých směrech. Všechny molekuly, jejichž silové působení na danou molekulu je nezanedbatelné, jsou umístěny v kouli, které říkáme ***sféra molekulového působení***. Síly, kterými působí okolní molekuly

- na molekulu A uvnitř kapaliny jsou v rovnováze,
- na molekulu B uvnitř kapaliny, jejíž sféra molekulového působení se dotýká povrchu kapaliny, jsou v rovnováze,
- na molekulu C v povrchové vrstvě kapaliny nejsou v rovnováze, na molekulu v povrchové vrstvě kapaliny působí výsledná síla směrem do kapaliny.

Povrchová vrstva kapaliny je vrstva kapaliny, která tvoří rozhraní mezi dvěma různými fázemi, kde soustava již není homogenní a odlišuje se svými vlastnostmi od obou fází. Povrchová vrstva kapaliny mívá tloušťku 10^{-9} m až 10^{-8} m.

Tedy v případě rozhraní kapaliny a plynu jsou molekuly kapaliny vtahovány molekulovými kohezními silami dovnitř kapaliny. Vlivem těchto sil má povrchová vrstva kapaliny jiné vlastnosti, než ostatní kapalina. Povrch kapaliny se chová jako pružná blána. Tomuto jevu říkáme ***povrchové napětí***. Položíme-li opatrně na tuto pružnou blánu kapaliny drobné předměty z látky o větší průměrné hustotě, než kapalina, například žiletku nebo minci, neponoří se do kaplaniny, pokud neopatrností blánu neprotrhneme. Povrch kapaliny se pod těmito předměty mírně prohne, viz obrázek *Povrchová blána kapaliny*.

Obr. (F_5_5_5_c1_1.tif)
Povrchová blána kapaliny
{#5_5_5_b;}
+

;foto Balnar 4.2.1, s. 89, žiletka a mince na povrchové bláně kapaliny

Proto se všechny kapalné povrchy, nejsou-li vystaveny působení vnějších sil, snaží nabýt takového tvaru, aby jejich obsah volného povrchu byl co nejmenší. Při daném objemu

kapaliny má minimální objem koule. Například kapalina v beztížném stavu nabývá kulového tvaru.

Kapalina v povrchové vrstvě tvoří mezifázi, která má větší energii než táž kapalina uvnitř. V roce 1805 ukázal poprvé Thomas Young, že mechanické vlastnosti povrchu kapaliny je možno přirovnat k vlastnostem hypotetické pružné blány napnuté přes povrch kapaliny. Povrchová blána má tendenci stáhnout se na co nejmenší plochu, což se projeví například při tvoření kapek a vyfoukávání mýdlových bublin.

Fyzikální veličina povrchové napětí

Povrchové napětí, značka σ, γ, působí v rovině kapaliny vždy takovým směrem, že klade odpor všem snahám zvětšit plochu povrchu. Platí pro ně vztah

$$\sigma = \frac{\mathrm{d}F}{\mathrm{d}l},$$

kde dF je elementární síla, dl délka myšleného elementárního řezu povrchu kapaliny v rovině tečné k povrchu ve vyšetřovaném místě.

Povrchové napětí v daném místě povrchu kapaliny má stejnou hodnotu ve všech směrech plochy povrchu, v případě rovinného povrchu v něm leží. Jednotkou SI povrchového napětí je newton na metr, značka N/m.

Povrchové napětí kapalin s rostoucí teplotou klesá, při kritické teplotě dané látky je nulové. K experimentálnímu stanovení hodnoty povrchového napětí byla vypracována řada metod, např. metoda kapilární elevace nebo deprese, kapková metoda aj.

Rozpuštěné látky mají na povrchové napětí vliv. Povrchové napětí roztoku může být ve srovnání s povrchovým napětím čistého rozpouštědla buď menší, nebo větší. Např. povrchové napětí vody lze značně snížit přidáním mastných kyselin, které se kumulují v povrchových vrstvách. Říkáme potom, že rozpuštěná látka je na fázovém rozhraní *pozitivně adsorbována* (viz povrchově aktivní látky). Iontové soli způsobují mírné zvýšení povrchového napětí rozpouštědla, protože povrchové vrstvy jsou na tyto soli chudší než zbývající roztok (rozpuštěná látka je na fázovém rozhraní *negativně adsorbována*).

Hodnoty povrchového napětí některých kapalin jsou uvedeny v tabulce *Povrchová napětí kapalin* v části povrchová energie. Z uvedené tabulky vyplývá, že těkavé kapaliny mají malé povrchové napětí.

Povrchová síla

Povrchová síla, se projeví v čáře dotyku povrchové blány kapaliny a pevné látky. Vypočítáme ji ze vztahu

$$F = \sigma l,$$

kde σ je povrchové napětí kapaliny a l je délka čáry dotyku povrchové vrstvy kapaliny a povrchu tělesa z pevné látky. Povrchová síla F má vždy tečný směr k povrchu kapaliny stejně jako povrchové napětí σ.

Povrchově aktivní látky

Za ***povrchově aktivní látky*** jsou pokládány látky, které jsou schopné snižovat povrchové napětí roztoku.

Následkem slabších přitažlivých sil mezi molekulami rozpuštěné povrchově aktivní látky a rozpouštědla se povrchově aktivní látka hromadí na povrchu roztoku nebo do jeho stykových ploch na rozhraní s jinou, např. pevnou, kapalnou nebo plynnou fází.

Povrchově aktivní látky se uplatňují v řadě odvětví jako mýdla, saponáty, flotační přísady, emulgátory apod. V domácnosti je běžně používáme při mytí nádobí, praní prádla, osobní hygieně, protože snižují povrchové napětí používané vody. Voda potom lépe smáčí nádobí, prádlo apod.

Povrchová energie

Povrchová energie je část potenciální energie, kterou mají molekuly v povrchové vrstvě kapaliny navíc ve srovnání s potenciální energií týchž molekul než by měly uvnitř kapaliny.

Pro izotermické vratné zvětšení povrchové vrstvy kapaliny je nutno vykonat práci, a právě o tuto hodnotu se potenciální energie povrchu kapaliny změní.

Názorněji řečeno, chceme-li umístit molekulu, která je uvnitř kapaliny, do povrchové vrstvy kapaliny, musíme vykonat práci proti výslednici kohezních sil, která táhne molekulu do kapaliny. Uvedené pochopíme při pohlédnutí do obrázku Povrchová vrstva kapaliny a porovnáme stav molekuly A v kapalině, molekuly B dotýkající se hladiny kapaliny sférou molekulového působení a molekuly C, která je umístěna v povrchové vrstvě kapaliny. Při pohybu molekul A a B uvnitř kapaliny konáme práci pouze v tíhovém poli Země, ale při přemístění molekuly B na místo molekuly C na povrchu kapaliny musíme vykonat navíc práci proti kohezním silám.

Plošná hustota povrchové energie

Plošná hustota povrchové energie kapaliny je definována pro konstantní termodynamickou teplotu T kapaliny a tlak p nad kapalinou vztahem

$$\sigma = \frac{\partial G}{\partial S},$$

kde G je Gibbsova funkce a S je plošný obsah povrchu kapaliny. Jednotkou plošné hustoty povrchové energie je joule na čtvereční metr, značka $\mathrm{J/m^2}$.

Při zvětšování obsahu povrchu kapaliny o $\mathrm{d}S$ se totiž vykoná povrchová práce $\sigma \mathrm{d}S$ a o tuto hodnotu se zvětšuje Gibbsova funkce G soustavy. Rovnovážnému stavu však přísluší minimální hodnota Gibbsovy funkce G při stálé termodynamické teplotě T a tlaku p. Proto se kapalina snaží snížit svůj obsah povrchu S na minimum.

Plošná hustota povrchové energie a povrchové napětí

Povrchové napětí se shoduje s plošnou hustotou povrchové energie nejen rozměrem jednotky, ale i číselně. Např. plošná hustota povrchové energie vody při styku se vzduchem při

20 ^{0}C je $72{,}91 \cdot 10^{-3}$ J/m^2, povrchové napětí je $72{,}91 \cdot 10^{-3}$ N/m, neboť J/m^2 = N/m = kg/s^2.

V následujících tabulkách jsou uvedeny hodnoty plošné hustoty energie a povrchového napětí. V první tabulce jsou uvedeny a plošné hustoty energie a povrchového napětí pro běžné kapaliny při teplotě 20 ^{0}C. Druhá tabulka obsahuje termodynamické teploty právě roztavených kovů a plošné hustoty jejich energie při normálním tlaku. Třetí tabulka udává povrchové napětí roztavených solí kapalných kovů.

a) Čisté látky

Čistá látka	**Plošná hustota energie** $\frac{\sigma}{\mathrm{J/m^2}}$	**Povrchového napětí** $\frac{\sigma}{\mathrm{N/m}}$
Rtuť	0,470	0,470
Voda	0,073	0,073
Glycerín	0,065	0,065
Etylalkohol	0,022	0,022
Diethyleter	0,017	0,017

Těkavé kapaliny, např. etylalkohol a dietyleter, se lehce vypařují. Mají malou plošnou hustotu povrchové energie i malé povrchové napětí.

b) Kapalné kovy

Kapalný kov	**Termodynamická teplota** $\frac{T}{\mathrm{K}}$	**Plošná hustota energie** $\frac{\sigma}{\mathrm{J/m^2}}$
Měď Cu	1 403	1,100
Zlato Au	1 343	1,000
Stříbro Ag	1 243	0,800
Rtuť Hg	273	0,470

Kapalné kovy mají ve srovnání s běžnými kapalinami velké hodnoty plošné hustoty povrchové energie i hodnoty povrchového napětí.

c) Roztavené soli

Roztavená sůl	**Termodynamická teplota** $\frac{T}{\mathrm{K}}$	**Plošná hustota energie** $\frac{\sigma}{\mathrm{J/m^2}}$
Chlorid stříbrný AgCl	725	0,126
Chlorid sodný NaCl	1 273	0,098
Bromid sodný NaBr	1 273	0,088

Roztavené soli mají menší plošnou hustotu energie než samotný kov, například stříbro Ag a jeho roztavená sůl AgCl.

Molekulový tlak

Molekulový tlak, též ***kohezní tlak***, značka p_{m}, je vnitřní tlak v kapalině.

Molekulový tlak je způsoben přitažlivými mezimolekulovými silami v kapalině. Konkrétně se jedná o jednostranné přitahování, kterým působí vnitřní molekuly kapaliny na molekuly v povrchové vrstvě kapaliny.

Řádově je roven asi 10^9 Pa, což je značně větší tlak než tlak na volném povrchu kapaliny nebo tlak téže kapaliny u stěny nádoby. Značně vysoká hodnota molekulového tlaku způsobuje, že kapaliny jsou málo stlačitelné ve srovnání s plyny. Například pro vodu při teplotě 298 K a tlaku $1{,}013\,25 \cdot 10^5$ Pa je molekulový tlak $2\,030$ MPa. Při nevelkém zvýšení vnějšího tlaku klesá molekulový tlak jen mírně. Když vnější tlak překročí hodnotu 500 MPa, začne molekulový tlak klesat rychle a při dalším stlačování kapaliny přechází do velkých záporných hodnot, protože začnou převládat odpudivé síly mezi molekulami.

Kapilární tlak

Kapilární tlak, též ***Laplaceův tlak***, značka p_{k}, je přídavný tlak vznikající vlivem zakřiveného povrchu kapaliny vzhledem ke tlaku na rovinném povrchu téže kapaliny.

Kapilární tlak se přičítá ke molekulovému tlaku při vypuklém povrchu kapaliny a odečítá se od něj při vydutém povrchu.

V kulovém povrchu kapaliny o poloměru r se mezi kapalinou a plynem udržuje mechanická rovnováha jen tehdy, když tlaky z obou stran nejsou stejné, čili existuje rozdíl tlaků, kapilární tlak

$$p_{\mathrm{k}} = \frac{2\sigma}{r},$$

kde σ je povrchové napětí kapaliny, r poloměr kulového povrchu. V případě rovinného povrchu ($r \to \infty$) kapilární tlak je roven nule.

Má-li malá část povrchu kapaliny s povrchovým napětím σ hlavní poloměry křivosti r_1 a r_2, potom kapilární tlak je dán *Laplaceovým vztahem*

$$p_{\mathrm{k}} = \sigma\left(\frac{1}{r_1} + \frac{1}{r_2}\right).$$

Kapilární tlak se sčítá s tlakem, který by působil na tutéž kapalinu s rovinným povrchem, čili s molekulovým tlakem. Proto při ponoření kapiláry do kapaliny nastává zdvižení (kapilární elevace nebo snížení (kapilární deprese) hladiny v kapiláře podle toho, je-li v ní povrch nad kapalinou dutý nebo vypuklý.

Kapilární tlak uvnitř kulové bubliny

Kapilární tlak uvnitř kulové bubliny o poloměru r je roven

$$p = \frac{4\sigma}{r},$$

kde σ je povrchové napětí.

Při porovnání kapilárního tlaku uvnitř kulové bubliny a kapilárního tlaku kulové kapky téže kapaliny o stejném poloměru, je kapilární tlak uvnitř kulové bubliny dvojnásobný. Je to způsobeno tím, že kulová bublina má dva povrchy – vnitřní a vnější.

Příkladem kulových bublin jsou nepříliš velké mýdlové bubliny. Podle uvedeného vztahu přetlak uvnitř bubliny vzhledem k okolnímu tlaku bude větší v malé bublině. Vytvoříme zvlášť mýdlové bubliny o různém poloměru na koncích trubice s trojcestným kohoutem a potom bubliny spojíme. Tlak v obou bublinách po spojení se bude vyrovnávat. Vzduch bude proudit z místa vyššího přetlaku na místo nižšího přetlaku. Bude proto proudit z menší bubliny do větší bubliny. Se zmenšováním poloměru menší bubliny rozdíl přetlaků poroste, proudění se zrychlí. Malá bublina bude poloměr rychleji zmenšovat až zanikne a zůstane pouze větší bublina.

Kapilární jevy

Kapilární jevy jsou jevy způsobené vzájemnými mezimolekulovými silami mezi molekulami dané kapaliny a silami mezi molekulami této kapaliny a pevného tělesa, plynu nebo jiné kapaliny.

Projevují se zakřivením hladiny kapaliny u stěn nádob a změnou polohy hladiny v kapilárách.

Příčiny kapilárních jevů

U stěn nádoby se jedná o rozhraní mezi kapalinou, pevnou látkou a plynem. Na molekulu v povrchové vrstvě kapaliny u stěny nádoby působí kromě kohezních sil vlastní kapaliny také adhezní síly (síly přilnavosti) vzhledem k pevné látce. Budeme uvažovat krajní případy, potom výslednice těchto sil může směřovat do kapaliny (síly kohezní jsou větší než adhezní), nebo může směřovat do stěn nádoby (síly adhezní jsou větší než kohezní). V obou případech se povrch kapaliny u stěn zakřivuje tak, aby tečna k němu byla kolmá na výslednici všech působících sil na molekulu kapaliny (viz krajní úhel). Při zakřivení povrchu kapaliny vzniká dodatečný kapilární tlak. V kapilárách se toto projeví kapilární elevací kapaliny nebo kapilární depresí kapaliny, u stěn nádob pouze zakřivením povrchu kapaliny.

Kapilára, též ***vlásečnice***, je trubice s velmi malým vnitřním průměrem, zpravidla menším než jeden milimetr.

Základními kapilárními jevy jsou

- kapilární elevace a
- kapilární deprese.

Kapilarita je zastaralý termín pro kapilární jevy. Termín je odvozen z nejznámějšího z těchto jevů - vzestupu nebo poklesu kapaliny ve svislých kapilárách (lat. capilla = vlas).

Kapilární elevace

Kapilární elevace, *též* ***vzlínavost,*** se projevuje vzestupem hladiny kapaliny v kapiláře nad okolní hladinu u kapalin, které smáčejí stěny nádoby (například voda - odmaštěné sklo).

Obr. (F_5_5_9_1_a1_1.tif)
Kapilární elevace
+
;obr. 5.8 a) ve Slovníku

Hladina dokonale smáčivé kapaliny (viz smáčivost) v kapiláře o poloměru r je výše než kapalina v široké nádobě s ní spojené o výšku ***kapilárního vzestupu*** (***elevační výšku***) h, pro kterou platí následující vztah

$$h = \frac{2\sigma}{r\rho g},$$

kde σ je povrchové napětí kapaliny, ρ hustota kapaliny a g tíhové zrychlení. Vztah platí za předpokladu, že hustota kapaliny je mnohem větší než hustota vzduchu nad kapalinou.

Změny výšky hladiny v kapiláře jsou spojeny s existencí kapilárního tlaku. Všechny tlaky musejí být v rovnováze. Zvýšení hladiny kapaliny v kapiláře způsobuje dodatečný kapilární tlak. Kapilární tlak je v tomto případě záporný. Zmenšuje proto molekulový tlak Proto hladina v kapiláře vystoupí vzhůru a má tvar dutého vrchlíku, viz obrázek Kapilární elevace.

O tom, jak se daná kapalina bude chovat v úzké trubici, rozhoduje jak kapalina, tak také látka, z níž je trubice zhotovena. V případě kapilární elevace jsou větší adhezní síly mezi molekulami kapaliny a pevné látky stěny než kohezní síly mezi molekulami kapaliny. Například kapilární elevaci můžeme pozorovat u vody ve skleněných kapilárách.

Příklady z praxe:

Vnikání vody ze spodních vrstev půdy do jejich horních vrstev a do pórovitých látek je způsoben kapilární elevací. Půda je spojena kapilárami s hladinou spodní vody. Spodní voda vzlíná kapilárami ke kořenům rostlin a vyživuje rostliny. Je-li půda velmi udusaná, jsou půdní kapiláry velmi úzké a kapilární vzestup kapaliny v nich je velký. Toto můžeme zjistit ze vztahu pro kapilární vzestup h, který je nepřímo úměrný poloměru kapiláry. Voda se takto dostává až na půdní povrch a vypařuje se. Ale nejen to, smáčí zasazená semena. Abychom

zabránili vypařování vody, musíme narušit a zvětšit půdní kapiláry zejména v období sucha, což se provádí okopáváním. Rovněž po sklizení obilí nebo řepky, kdy půda není kypřena delší období, je nutno pole poorat (odborný termín podmítání), abychom přerušili půdní kapiláry a tím zabránili vzlínání spodních vod a jejich nadměrnému vypařování.

Spodní voda vzlíná kapilárami nejen ke kořenům rostlin, ale i k základům domů. Nejsou-li základy domů nebo zdi domů dobře od vody izolovány, vzlíná voda tenkými kapilárami v těchto zdech a tvoří na zdech nehezké „mapy“, z jejichž povrchu se odpařuje. Zabráníme-li odpařování vody ve spodní části zdi, posunou se „mapy“ směrem vzhůru po zdi. Takto jsou postiženy zejména staré budovy, kdy buď izolace proti vodě nebyla provedena nebo byla porušena. K přerušení nežádoucích kapilár ve zdi domu existují různé metody. Nejúčinnější je podřezání zdi a vložení vodotěsné přepážky.

Kapilární elevací se kapalina nasává do knotů nebo se vysává pórovitými látkami.

Kapilární deprese

Kapilární deprese se projevuje poklesem hladiny kapaliny v kapiláře pod okolní hladinu u kapalin, které nesmáčejí stěny kapiláry (například rtuť - odmaštěné sklo).

Snížení hladiny kapaliny v kapiláře způsobuje dodatečný kapilární tlak. Kapilární tlak je v tomto případě kladný. Zvětšuje proto molekulový tlak. Povrch kapaliny je vypuklý ven z kapaliny, viz obrázek *Kapilární deprese*.

Obr. (F_5_5_9_2_a1_1.tif)
Kapilární deprese
+
;obr. 5.8 b) ve Slovníku

Smáčivost

Smáčivost je vlastnost kapaliny přilnout k povrchu některých pevných látek.

Smáčející kapaliny

Smáčivost je projevem adhezních sil při styku kapaliny s pevnou látkou. Velikost adhezních sil $\vec{F}_1$, které působí na vybranou molekulu v povrchové vrstvě kapaliny a molekulami povrchové vrstvy pevné látky, je větší než velikost kohezních sil $\vec{F}_2$ mezi vybranou molekulou v povrchové vrstvě kapaliny a molekulami téže kapaliny. Výslednice sil $\vec{F}$ působících na molekulu v povrchové vrstvě kapaliny směřuje do kapaliny, viz obrázek *Síly působící na molekulu v povrchové vrstvě smáčející kapaliny*.

Obr. (F_5_5_10_a1_1.tif)
Síly působící na molekulu v povrchové vrstvě smáčející kapaliny
+
;Balnar obr 4.2.3, s. 103, výslednice F směřuje do pevné látky

Například voda smáčí sklo, to znamená, že kapka vody se na skle roztéká. Voda však nesmáčí staniol, kapka vody na staniolu vytvoří polokouli až kuličku.

Nesmáčející kapaliny

Nesmáčející kapalina sníží svou hladinu v blízkosti stěny, povrch kapaliny se stane v blízkosti stěny vypuklým, viz obrázek *Síly působící v povrchové vrstvě nesmáčející kapaliny*. Velikost adhezních sil $\vec{F}_1$ mezi vybranou molekulou povrchové vrstvy kapaliny a molekulami pevné látky je menší než velikost kohezních sil $\vec{F}_2$ mezi molekulami téže kapaliny. Výslednice sil $\vec{F}$ působících na molekulu v povrchové vrstvě kapaliny směřuje do kapaliny.

Obr. (F_5_5_10_b1_1.tif)
Síly působící na molekulu v povrchové vrstvě nesmáčející kapaliny
+
;Balnar obr 4.2.3, s. 104, výslednice F směřuje do kapaliny

Na fotografii *Nesmáčející kapalina a smáčející kapalina* je v levém skleněném válci rtuť, která nesmáčí sklo a v pravém válci obarvená voda, která smáčí sklo.

Obr. (F_5_5_10_c1_1.tif)
Nesmáčející kapalina a smáčející kapalina
+
;Balnar foto 4.2.3, s. 102

- Nesmáčející kapalina, v tomto případě rtuť vzhledem ke sklu, sníží svou hladinu v blízkosti stěny. Povrch kapaliny se stane v blízkosti stěny vypuklým.
- Smáčející kapalina, v tomto případě obarvená voda vzhledem ke sklu, zvedne svou hladinu v blízkosti stěny. Povrch kapaliny se tak stane v blízkosti stěny dutým (směrem z kapaliny).

Krajní úhel

Úhel, který svírá rozhraní (zakřivený povrch) kapaliny a vzduchu nebo dvou kapalin se stěnou pevného tělesa nazýváme ***krajní úhel***, též ***úhel smáčení*** (***stykový úhel***), značka υ; jeho hodnota je ovlivněna různou hodnotou povrchového napětí kapaliny na rozhraní jednotlivých látek.

Pro *kapaliny smáčející* stěny je krajní úhel ostrý, tj. $0 < \upsilon < \pi/2$, viz obrázek *Krajní úhel smáčejících kapalin*. Pro dokonale smáčející kapaliny je tento úhel nulový. Velikost krajního úhlu závisí nejen na hodnotě povrchového napětí kapaliny, ale také na čistotě povrchu pevné látky; například voda dokonale smáčí pouze čisté sklo.

Obr. (F_5_5_10_d1_1.tif)
Krajní úhel smáčejících kapalin
+
;Balnar obr 4.2.3, s. 105 nahoře, krajní úhel theta je ostrý

Pro *kapaliny nesmáčející* stěny je krajní úhel tupý, tj. $\pi/2 < \upsilon < \pi$, např. pro rtuť a sklo, viz obrázek *Krajní úhel nesmáčejících kapalin*.

Obr. (F_5_5_10_e1_1.tif)
Krajní úhel nesmáčejících kapalin
+
;Balnar obr 4.2.3, s. 105 dole, krajní úhel theta je tupý

Krajní úhel obecně svírají buď rozhraní kapaliny a vzduchu nebo rozhraní dvou kapalin nebo kapaliny se stěnou pevného tělesa. Hodnota krajního úhlu vždy závisí na povrchových napětích (mezimolekulových silách) uvedených dvojic látek.

Tatáž kapalina může být vzhledem k povrchu určité látky smáčející a vzhledem k povrchu jiné látky nesmáčející kapalinou, např. voda smáčí čisté sklo a nesmáčí hladký čistý povrch kovu.