

KATEDRA FYZIKÁLNÍ CHEMIE  
PŘÍRODOVĚDECKÁ FAKULTA  
UNIVERZITA PALACKÉHO

# ZÁKLADY KOLOIDNÍ CHEMIE

LIBOR KVÍTEK, ALEŠ PANÁČEK

Olomouc 2007



## Obsah

Úvod.....	5
1 Disperzní soustavy .....	6
1.1 Klasifikace disperzních soustav .....	6
1.2 Koloidní disperze .....	7
1.2.1 Klasifikace koloidních soustav .....	8
2 Kinetické vlastnosti koloidních soustav .....	10
2.1 Brownův pohyb a jeho důsledky.....	10
2.1.1 Příčiny existence Brownova pohybu .....	10
2.1.2 Difúze .....	10
2.1.3 Osmóza .....	11
2.2 Sedimentace .....	13
2.2.1 Sedimentační rovnováha v gravitačním poli .....	14
2.2.2 Sedimentační rovnováha v odstředivém poli.....	14
3 Reologické vlastnosti koloidních soustav .....	16
3.1 Viskozita kapalin .....	16
3.2 Viskozita koloidních soustav s kapalným disperzním prostředím.....	17
4 Optické vlastnosti koloidních soustav .....	19
4.1 Absorpce záření .....	19
4.2 Rozptyl záření .....	19
5 Elektrické vlastnosti koloidů.....	24
5.1 Elektrická dvojvrstva a elektrokinetické jevy .....	24
5.1.1 Modely elektrické dvojvrstvy .....	24
5.1.2 Elektrokinetické jevy poprvé: Elektroforéza a elektroosmóza .....	26
5.1.3 Elektrokinetické jevy podruhé: Sedimentační potenciál a potenciál proudění .....	28
5.2 Stabilita koloidních částic .....	28
5.2.1 Koagulace elektrostaticky stabilizovaných koloidních soustav.....	30
6 Koloidní soustavy s kapalným disperzním prostředím a tuhou disperzní fází – lyosoly .....	33
6.1 Lyofobní koloidní soustavy (fázový koloid, ireverzibilní koloid).....	33
6.1.1 Příprava lyofobních koloidních soustav .....	33
6.2 Lyofilní koloidní soustavy (koloidní roztoky makromolekul).....	35
6.2.1 Vysokomolekulární látky .....	35
6.3 Gely.....	36
6.3.1 Reverzibilní gely.....	36
6.3.2 Ireverzibilní gely.....	37

7	Asociativní koloidy .....	38
7.1	Povrchově aktivní látky (surfaktanty, tenzidy) .....	38
7.1.1	Organické povrchově aktivní látky .....	39
7.2	Tvorba micel .....	39
8	Další typy koloidních soustav .....	42
8.1	Koloidní soustavy s kapalným disperzním prostředím a kapalnou disperzní fází – emulze .....	42
8.1.1	Reverze fází .....	42
8.2	Příprava emulzí .....	43
8.2.1	Rozrážení emulzí .....	43
8.3	Koloidní soustavy s kapalným disperzním prostředím a plynnou disperzní fází – pěny .....	43
8.3.1	Příprava a zánik pěn .....	43
8.3.2	Odpěňování .....	44
8.4	Koloidní soustavy s plynným disperzním prostředím - aerosoly .....	44
8.4.1	Specifické vlastnosti aerosolů .....	44
8.4.2	Rozrušování aerosolů .....	45
8.4.3	Praktický význam aerosolů .....	45
8.5	Koloidní soustavy s tuhým disperzním prostředím .....	46
	Závěr .....	47
	Seznam použité a doporučené literatury .....	48
	Seznam obrázků .....	49
	Rejstřík .....	50
	Profil autorů .....	52

# Úvod

Vážení čtenáři,

studijní text, který máte před sebou, je určen pro všechny, kteří mají zájem se seznámit se základy vědního oboru dneška Koloidní chemií.

Cílem tohoto studijního materiálu je seznámit čitatele se základy Koloidní chemie, oboru na pomezí fyzikálních, chemických a biologických disciplín. Text je zaměřen na výklad základních pojmů koloidní chemie včetně uvedení nejdůležitějších příkladů chování, přípravy a použití jednotlivých typů koloidních soustav. Tento učební text bude sloužit studentům druhého a třetího ročníku chemických oborů na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého v Olomouci jako studijní opora k předmětu Koloidní chemie. Přestože text navazuje na základní vědomosti získané studenty při studiu klasických chemických disciplín, je použitelný pro všechny studenty přírodovědných a medicínských oborů s alespoň základními znalostmi chemie. Po jeho prostudování bude studující ovládat základy této disciplíny, nutné pro její aplikaci ve výzkumné i výrobní sféře. Na předmět Koloidní chemie volně navazují předměty Heterogenní systémy a Metody studia koloidních soustav. Samozřejmě lze na získaných základech zvyšovat své znalosti rovněž samostudiem, které nemusí být omezeno pouze na seznam doporučené literatury. Protože koloidní chemie je obor veskrze praktický, snažili jsme se zapojením konkrétních příkladů z praxe připravit vás rovněž i na základní aplikaci získaných poznatků v praxi, ať již v laboratoři, tak i v průmyslových provozech.

Přejeme úspěchy při studiu.

Libor Kvítek

Aleš Panáček

# 1 Disperzní soustavy

Koloidní soustavy jsou jedním ze tří základních případů tzv. *disperzních soustav* – soustav složených ze dvou základních částí – *disperzní fáze* (*disperzní podíl*, *dispersum*) a *disperzního prostředí* (*dispersens*). Disperzní prostředí tvoří spojitou část disperzní soustavy, v níž je rovnoměrně rozptýlena disperzní fáze. Obsahuje-li disperzní soustava dvě fáze, z nichž jedna tvoří disperzní fázi a druhá disperzní prostředí, pak nazýváme takovou soustavu *heterogenní* (nestejnorodou). Mezi částicemi dispergované fáze a prostředím, které je obklopuje, existuje určitá hranice (fázové rozhraní). Příkladem může být směs vody a menšího množství oleje. Protřepáním této směsi se kapičky oleje tvořící disperzní fázi rozptýlí ve vodném disperzním prostředí. Částice heterogenní soustavy lze pozorovat přímo buď optickým (velké částice) nebo elektronovým (malé částice) mikroskopem.

Obsahuje-li disperzní soustava dvě složky a jen jednu fázi, tvoří jedna složka opět disperzní fázi a druhá disperzní prostředí. Takový systém je ale *homogenní* (stejnorodý). Složka disperzního fázeu je ve složce tvořící disperzní prostředí rozptýlena v tak drobných částicích (atomy, molekuly, ionty), že zde nelze uvažovat o rozhraní mezi těmito částicemi a disperzním prostředím. Například, rozpustíme-li cukr ve vodě, získáme jednofázový, homogenní, dvousložkový systém. Každá složka je tedy sama o sobě chemicky jednotnou látkou. Jednofázové systémy jsou opticky stejnorodé, rozptýlenou složku v nich nelze opticky rozlišit.

## 1.1 Klasifikace disperzních soustav

Disperzní soustavy lze třídit podle různých kritérií, jako je velikost či tvar dispergovaných částic a nebo skupenství disperzního prostředí a disperzního fázeu. Částice disperzního fázeu mohou být různě velké. Velikost částic disperzní soustavy vyjadřujeme tzv. *stupněm disperzity*, což je převrácená hodnota lineárního rozměru částice (průměr, délka hrany apod.). Je-li tedy disperzní fáze rozptýlena jemněji, říkáme, že má vyšší stupeň disperzity.

Soustavy nazýváme *monodisperzní*, mají-li všechny částice disperzního fázeu stejnou velikost. Vyskytují-li se naopak v soustavě částice s různou velikostí, jedná se o soustavu *polydisperzní*. *Homodisperzní soustavy* obsahují částice stejného tvaru, soustavy s částicemi různých tvarů se nazývají *heterodisperzní soustavy*.

Podle velikosti dispergovaných částic disperzního fázeu, tedy stupně disperzity, lze disperzní soustavy dělit na disperze *analytické*, *koloidní* a *hrubé*. Hrubě disperzní soustavy se ještě dále dělí podle velikosti částic na *mikrodisperzní* a *makrodisperzní*. Je ovšem nutné podotknout, že mezi jednotlivými skupinami disperzních soustav nejsou přesné hranice. Základní charakteristika a vlastnosti disperzních soustav jsou stručně uvedeny v tabulce 1.

analytické disperze	koloidní disperze	hrubé disperze
$d < 10^{-9}$ m homogenní soustavy pravé roztoky nízkomolekulárních látek termodynamicky stálé nefiltrovatelné vysoká difúze a osmóza	$10^{-9}$ m < $d < 10^{-6}$ m mikroheterogenní soustavy pravé roztoky látek vysokomolekulárních i nano či mikrodisperze dalších látek termodynamicky stálé i nestálé filtrovatelné přes ultrafiltry slabá difúze a osmóza	$d > 10^{-6}$ m makroheterogenní soustavy nestálé filtrovatelné přes filtrační papír osmóza a difúze není

**Tabulka 1** Členění disperzních soustav dle velikosti dispergovaných částic a jejich základní vlastnosti. Symbol  $d$  představuje velikost částic v metrech.

Dle tvaru dispergovaných částic rozeznáváme systémy *korpuskulárně, laminárně a fibrilárně disperzní*. Korpuskulární částice jsou ve všech třech rozměrech mikrodisperzní. Laminární částice jsou ve tvaru destiček nebo lamel (dva rozměry mikrodisperzní). Fibrilární částice mají tvar tyčinek nebo vláken (jeden rozměr mikrodisperzní).

Dle skupenství disperzní fáze a disperzního prostředí lze vzájemnou kombinací vytvořit v případě koloidních a hrubých disperzí osm skupin, jelikož plynná disperzní fáze vytváří s disperzním prostředím v plynném skupenském stavu vždy homogenní soustavu.

## 1.2 Koloidní disperze

Koloidní disperze (koloidně disperzní soustavy, koloidní soustavy) jsou významné především díky svým unikátním fyzikálně chemickým vlastnostem (např. závislost absorpce světla na velikosti částic). Specifické chování koloidně disperzních soustav souvisí mimo jiné s jejich velkou plochou fázového rozhraní mezi disperzní fází a disperzním prostředím v porovnání s vlastním objemem (množstvím) rozptýlené disperzní fáze. Tento fakt lze ilustrovat na příkladu kulovité částice o poloměru  $10^{-2}$  m, kterou budeme postupně zmenšovat (tabulka 2).

$r$ (m)	$N$	$V_i$ (m <sup>3</sup> )	$V_{\text{celk}} = \Sigma V_i$ (m <sup>3</sup> )	$S_i$ (m <sup>2</sup> )	$S_{\text{celk}} = \Sigma S_i$ (m <sup>2</sup> )
$10^{-2}$	1	$4,2 \cdot 10^{-6}$	$4,2 \cdot 10^{-6}$	$12,6 \cdot 10^{-4}$	$12,6 \cdot 10^{-4}$
$10^{-6}$	$10^{12}$	$4,2 \cdot 10^{-18}$	$4,2 \cdot 10^{-6}$	$12,6 \cdot 10^{-10}$	12,6
$10^{-9}$	$10^{21}$	$4,2 \cdot 10^{-27}$	$4,2 \cdot 10^{-6}$	$12,6 \cdot 10^{-16}$	$12,6 \cdot 10^3$

**Tabulka 2** Změna velikosti celkového povrchu  $S_{\text{celk}}$  kulovitých částic s klesajícím poloměrem  $r$ .  $N$  je počet částic zaujímající konstantní celkový objem  $V_{\text{celk}}$ ,  $V_i$  je objem jedné částice mající povrch  $S_i$ .

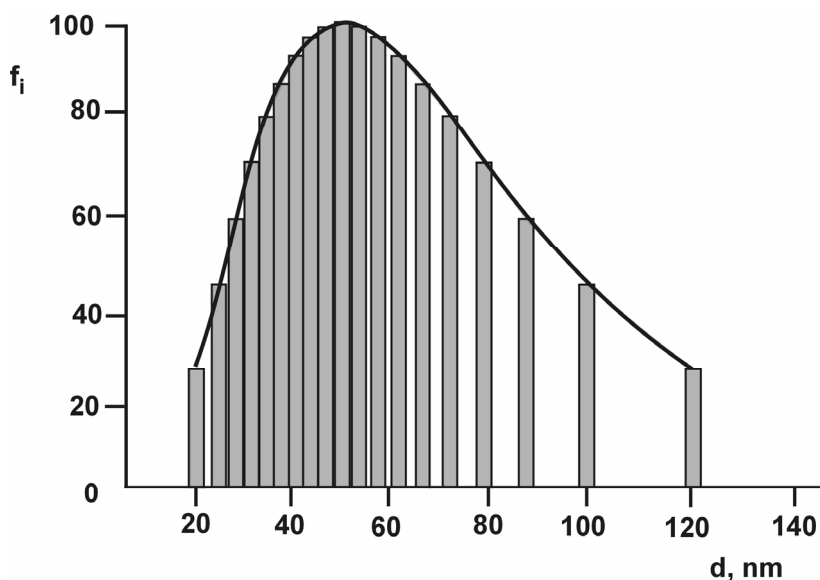
S klesající velikostí částic tedy roste plocha fázového rozhraní mezi disperzní fází a disperzním prostředím, neboli s klesající velikostí částic roste podíl povrchových molekul stýkajících se s disperzním prostředím oproti počtu molekul uvnitř dispergovaných částic. U částice okolo 1 nm je přibližně 30% molekul povrchových. Specifické chování koloidních částic tedy vyplývá z jejich malých rozměrů, resp. s jejich velice rozměrnou plochou fázového rozhraní, kde se značně uplatňují povrchové jevy (např. adsorpce). Optické (elektromagnetické) chování koloidních částic o velikosti

jednotek nanometrů je v porovnání s makroskopickými částicemi rovněž velmi specifické, protože v takto malých částicích dochází ke zcela odlišnému uspořádání energetických hladin elektronů, což se projevuje zejména při interakci těchto soustav s elektromagnetickým zářením (absorpce a rozptyl elektromagnetického záření, luminiscence). Další vlastnosti koloidních soustav budou diskutovány v následujících kapitolách tohoto skriptu (kinetické a elektrické vlastnosti).

Monodisperzní koloidní soustavy jsou velmi vzácné (např. řízená příprava latexu), častěji se však setkáváme s více či méně polydisperzními soustavami. Zastoupení různě velikých částic je potřeba vhodně charakterizovat. K tomuto účelu používáme tzv. *distribuční funkci*, jejímž vyjádřením je *distribuční křivka* (obr. 1). Distribuční funkce umožňuje rozdělení všech přítomných částic v koloidní soustavě do velikostních tříd. Nejvhodnější distribuční funkcí popisující velikost částic polydisperzních koloidních soustav je *asymetrická lognormální distribuční funkce*  $f_i$ :

$$f_i(\ln d_i) = \frac{1}{\ln \sigma_g \sqrt{2\pi}} \exp \left[ -\frac{1}{2} \left( \frac{\ln d - \ln \bar{d}_g}{\ln \sigma_g} \right)^2 \right] \quad (1)$$

kde  $d_i$  je velikost částice,  $\bar{d}_g$  je geometrický průměr této velikosti a  $\sigma_g$  jeho odchylna.



Obr. 1 Distribuční křivka koloidní soustavy mající 19 frakcí různě velikých částic.

### 1.2.1 Klasifikace koloidních soustav

Stejně jako disperzní soustavy lze i koloidní soustavy třídit do několika skupin podle různých kritérií. Je-li klasifikačním kritériem skupenský stav disperzní fáze a disperzního prostředí, lze koloidní soustavy rozdělit do osmi skupin (tab. 3). Obecně lze koloidní soustavy označit jako soly, předpona *aero* (aero = vzduch) pak označuje soly s plynným disperzním prostředím a předpona *lyo* (lyos = rozpouštědlo) označuje soly s kapalným disperzním prostředím.



disperzní prostředí	disperzní fáze	označení koloidní disperze
plynné	plynný	netvoří koloid
	kapalný	aerosoly
	pevný	aerosoly
kapalné	plynný	pěny
	kapalný	emulze
	pevný	lyosoly
pevné	plynný	tuhé pěny
	pevný	tuhé emulze
	pevný	tuhé soly

**Tabulka 3** Klasifikace koloidních soustav dle fázového složení

Koloidní soustavy tvořené kapalným disperzním prostředím a pevnou disperzní fází (lyosoly) lze dále klasifikovat dle vlastností fázového rozhraní. Prakticky lze takto vytvořit tři skupiny koloidních soustav. Soustavy s ostře vymezeným fázovým rozhraním obecně nazýváme jako *soustavy lyofobní* a soustavy, kde je fázové rozhraní rozprostřeno do větších šířek obecně nazýváme jako *soustavy lyofilní*. Lyofobní koloidy jsou ve většině případů tvořeny anorganickými látkami, nevznikají samovolně a bez dodatečné stabilizace jsou termodynamicky nestálé. Je-li disperzní prostředí tvořeno vodou, označujeme lyofobní soustavu jako *hydrofobní* a je-li tvořeno organickou kapalinou, označujeme je jako *organosoly*. Lyofilní koloidní soustavy jsou většinou tvořeny vysokomolekulárními látkami, vznikají samovolným rozpouštěním a jsou termodynamicky stabilní – proto se často označují jako *koloidní roztoky*. *Hydrofilní koloidní soustavu* označujeme takovou soustavu, u které je disperzní prostředí tvořeno vodou. Třetí skupinou koloidních soustav patřících mezi lyosoly jsou tzv. *asociativní koloidní soustavy*, které vznikají spojováním molekul povrchově aktivních látek v útvary koloidní velikosti. Asociativní koloidy nemají pevně definované fázové rozhraní, protože dochází k neustálé výměně molekul povrchově aktivní látky mezi koloidní částicí a disperzním prostředím. Zvláštním případem koloidních soustav, které mají schopnost přecházet z kapalné formy do pevného stavu nazýváme *gely*. Tvořit gely mohou některé lyofobní a celá řada lyofilních koloidů, jejichž částice mají za určitých podmínek schopnost spojovat se a vytvářet pevné trojrozměrné síťové struktury.

## Shrnutí

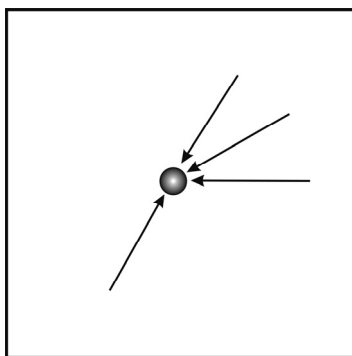
Disperzní soustavy představují vícesložkové systémy, v nichž jedna ze složek - disperzní prostředí - tvoří homogenní kontinuum, v němž je různě jemně rozptýlena jiná složka, nazývaná disperzní fáze (podíl). Podle velikosti částic disperzní fáze dělíme tyto soustavy na analyticky disperzní, koloidně disperzní a hrubě disperzní. Hlavní objekt studia v rámci tohoto textu, koloidně disperzní soustavy, jsou charakteristické velikostí částic přibližně v rozsahu řádu jednotek nm až jednotek  $\mu\text{m}$ . Další dělení této rozsáhlé skupiny disperzních soustav se děje jednak na základě skupenského stavu svých složek, jednak na základě vzájemných interakcí mezi disperzní fází a disperzním prostředím.

## 2 Kinetické vlastnosti koloidních soustav

### 2.1 Brownův pohyb a jeho důsledky

#### 2.1.1 Příčiny existence Brownova pohybu

Do koloidních částic narážejí vlivem tepelného pohybu molekuly disperzního prostředí a tyto nárazy mají za následek pohyb částic, který nazýváme *Brownův pohyb*. Tento pohyb je tím intenzivnější, čím jsou částice menší a čím je vyšší teplota. Je-li např. v disperzním prostředí částice velikosti několika  $\mu\text{m}$ , obdrží v uvažovaném čase takové množství nárazů, že se jejich působení ve všech směrech navzájem vyruší, nehledě na její ohromnou setrvačnost ve srovnání s molekulami disperzního prostředí. Naproti tomu koloidní částice (obr. 2) získá ve stejném časovém intervalu daleko menší počet nárazů. Potom je velmi málo pravděpodobné, že se jejich působení navzájem vyruší. Převládne výslednice v určitém směru a v tomto směru se částice pohybuje, dokud ji další nárazy molekul disperzního prostředí nevychýlí jiným směrem. Brownův pohyb se projevuje zejména v difúzi, sedimentaci a má značný vliv na stabilitu koloidních soustav.



Obr. 2 Nárazy molekul disperzního prostředí do koloidní částice.

#### 2.1.2 Difúze

Difúze je projevem Brownova pohybu. Základní hnací silou je rozdíl chemických potenciálů difundující látky (tedy rozdíl koncentrací - *koncentrační gradient*) v různých částech soustavy. Směr difúze je vždy ve směru koncentračního gradientu – z prostředí o vyšší koncentraci do prostředí s nižší koncentrací se snahou vyrovnat koncentraci v celém systému (tedy se snahou dosáhnout rovnováhu). Základní zákon přestupu hmoty ve směru difúze popisuje I. Fickův zákon:

$$\frac{dn}{dt} = -SD \frac{dc}{dx} \quad (2)$$

kde  $S$  je plocha kolmá na směr difúze,  $D$  je difúzní koeficient [ $\text{m}^2 \text{s}^{-1}$ ],  $dn/dt$  je látkové množství difundující látky v čase a  $dc/dx$  je koncentrační gradient. I. Fickův zákon platí pouze v případě  $dc/dx \neq f(t)$ , pak se jedná o tzv. *stacionární difúzi*. Difúzní koeficient se pohybuje okolo  $10^{-5} \text{cm}^2 \text{s}^{-1}$  pro molekuly, pro koloidní částice je podstatně menší.

V roce 1908 odvodil Einstein vztah mezi difúzním koeficientem, koeficientem tření a absolutní teplotou, zvaný později jako Einsteinova rovnice:

$$D = \frac{kT}{B} \quad (3)$$

kde  $k$  je Boltzmanova konstanta a  $T$  je termodynamická teplota. Pro sféricky symetrickou částici o poloměru  $r$  pak pro koeficient tření  $B$  platí Stokesova rovnice:

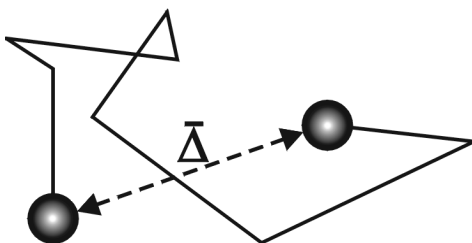
$$B = 6\pi\eta r \quad (4)$$

kde  $\eta$  představuje viskozitu prostředí. Ze Stokesovy rovnice je patrné, že proti difúzně pohybující se částici působí odpor prostředí.

Jestliže se částice pohybuje vlivem difúze (která je projevem Brownova pohybu), urazí v daném čase  $\Delta t$  určitou vzdálenost. Tato vzdálenost se nazývá *střední posuv částice* -  $\bar{\Delta}$  (viz obr. 3). Pro střední posuv odvodili Einstein a Smoluchowski rovnici, která je základem popisu pohybu koloidní částice vlivem Brownova pohybu:

$$\bar{\Delta} = \sqrt{\frac{kT\Delta t}{3\pi\eta r}} \quad (5)$$

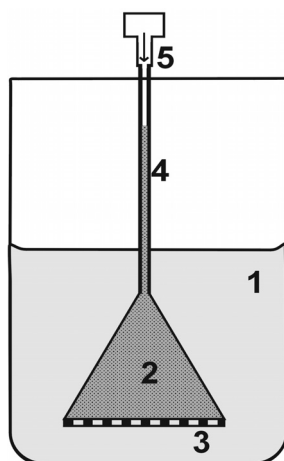
kde použité veličiny odpovídají svým významem předchozím rovnicím.



Obr. 3 Střední posuv částice.

### 2.1.3 Osmóza

Osmóza je děj, který nastává při vyrovnávání nestejných koncentrací roztoků, stýkajících se přes polopropustnou – *semipermeabilní* – membránu. Přes tuto membránu pronikají pouze molekuly rozpouštědla, protože částice větších rozměrů neprojdou jejími póry. V nejjednodušším případě při osmóze dochází k vyrovnávání koncentrací mezi roztokem a čistým rozpouštědlem, což vede k toku rozpouštědla směrem do roztoku; tedy směrem opačným, než probíhá normálně difúze rozpuštěné látky. Hnací silou tohoto pohybu molekul rozpouštědla je *osmotický tlak*, označovaný obvykle řeckým písmenem  $\pi$  a měřeným v Pa. Tento tlak lze změřit stanovením protitlaku, jímž právě zabráníme pronikání molekul rozpouštědla do roztoku a tím zředování roztoku (obr. 4).



Obr. 4 Měření osmotického tlaku.

1 – rozpouštědlo, 2 – disperzní systém, 3 – membrána, 4 – kapilára, 5 – působení a stanovení protitlaku

Velikost osmotického tlaku v pravých roztocích popisuje van't Hoffova rovnice (6),

$$\pi = cRT \quad (6)$$

kde  $c$  je molární koncentrace [ $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$ ] a  $R$  je univerzální plynová konstanta.

K vyjádření velikosti osmotického tlaku v koloidních soustavách se užívá analogických rovnic (7) a (8),

$$\pi = \nu \frac{RT}{N_A} \quad (7)$$

$$\pi = \frac{w}{M} RT \quad (8)$$

kde molární koncentrace je nahrazena počtem částic  $\nu$  v objemové jednotce v rovnici (7) nebo hmotností disperzní fáze v objemové jednotce (hmotnostní koncentrace  $w$ ) ve vztahu (8) a  $N_A$  je Avogadrova konstanta.

Osmotický tlak výrazně závisí na velikosti částic. Pro dva stejně koncentrované koloidní systémy se stejnou disperzní fází, liší se pouze ve velikosti dispergovaných částic, lze pro poměr osmotických tlaků odvodit vztah:

$$\frac{\pi_1}{\pi_2} = \frac{\nu_1}{\nu_2} = \frac{c / \left( \frac{4}{3} \pi r_1^3 \rho \right)}{c / \left( \frac{4}{3} \pi r_2^3 \rho \right)} = \frac{r_2^3}{r_1^3} \quad (10)$$

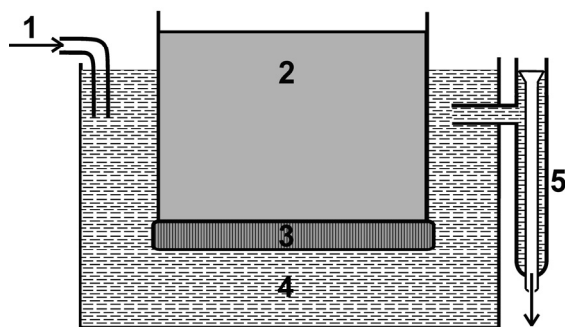
odkud je patrné, že nevelké rozdíly ve velikosti částic vyvolávají velké rozdíly v osmotickém tlaku (třetí mocnina u poloměru částic).

Jak je patrné z uvedených vztahů, lze osmotických měření využít ke stanovení velikosti dispergovaných částic či lépe k určení molární hmotnosti makromolekulárních látek.

Osmózy lze také využít k separaci koloidů od nízkomolekulárních látek. Separční metody založené na principu osmózy se nazývají *dialýza*, *ultrafiltrace*, *elektrodialýza*, *elektrofiltrace*. Dialýza je děj, při kterém se oddělují koloidní částice od molekul či iontů rozpuštěné látky v roztoku přes polopropustnou membránu v tzv. *dialyzátoru* (obr. 5). Koloidní částice na rozdíl od molekul či iontů difundují pomaleji a neprocházejí přes polopropustnou membránu. Vhodnou membránou může být např.

pergamenový papír, celofán, estery celulosy apod. Takto lze koloidní částice čistit od elektrolytu (např. čištění krevního séra).

Elektrodialýzu lze použít pro roztoky elektrolytů. Vložením elektrického pole lze dialýzu značně urychlit, jelikož na elektricky nabitě částice (anionty a kationty) působí síla elektrického pole. Ultrafiltrace a mikrofiltrace jsou separační techniky, při kterých lze oddělovat koloidní částice od disperzního prostředí pomocí velmi jemných membrán (filtračních materiálů).



Obr. 5 Schéma dialyzátoru.

1 – přívod čistého rozpouštědla, 2 – dialyzovaný systém, 3 - polopropustná membrána, 4 – čisté rozpouštědlo, 5 - přepad

## Shrnutí

Brownův pohyb je jednou ze základních charakteristických vlastností koloidů. Je vyvolán nárazy molekul disperzního prostředí na malé částičky disperzní fáze. I když je tento pohyb v principu chaotický, vede v případě nerovnovážného rozdělení koncentrace částic disperzní fáze v soustavě k difúznímu toku, vedoucímu k vyrovnání těchto koncentrací. S Brownovým pohybem je rovněž svázána existence osmotického tlaku u koloidních soustav, který je však výrazně nižší, než je tomu v případě pravých roztoků (analyticky disperzních soustav). Praktické využití těchto jevů spočívá v dialýze, kdy je koloidní soustava zbavována látek molekulárně rozpouštěných v disperzním prostředí (nejčastěji elektrolytů).

## 2.2 Sedimentace

Koloidní částice se vlivem působení gravitační síly  $F_g$  (resp. silového pole centrifugy) pohybují ve směru působení síly - *sedimentují*. Pohyb částic v gravitačním poli závisí na jejich hmotnosti, tvaru a hustotě a závisí také na vlastnostech prostředí, ve kterém se částice pohybuje. Proti každé pohybující se kulové částici v kapalině pod vlivem gravitační síly  $F_g$  působí jak vztlková síla  $F_{vztl}$ , tak viskozitní odpor  $F_{vis}$ , který lze vyjádřit nám již známým Stokesovým vztahem:

$$F_g = F_{vztl} + F_{vis} \quad (11)$$

Gravitační sílu lze s ohledem na vztlkovou sílu vyjádřit následovně:

$$F_g = \frac{4}{3} \pi r^3 (\rho - \rho_0) g \quad (12)$$

Při určité rychlosti pohybu částice se všechny síly vyrovnají a z příslušného vztahu pro tuto rovnováhu:

$$\frac{4}{3}\pi r^3(\rho - \rho_0)g = 6\pi\eta r v \quad (13)$$

Lze určit hodnotu rovnovážné rychlosti  $v$  sedimentace částice pod vlivem gravitačního pole:

$$v = \frac{2r^2(\rho - \rho_0)g}{9\eta} \quad (14)$$

kde  $\rho$  je hustota dispergovaných částic,  $\rho_0$  je hustota disperzního prostředí a  $g$  je gravitační zrychlení. Rychlost sedimentace tedy roste s druhou mocninou velikosti částice a s rozdílem hustoty částice a prostředí a je nepřímo úměrná viskozitě prostředí.

Kinetická stálost závisí na poměru rychlosti difúze a sedimentace. Částice pod 100 nm jsou vlivem difúze (Brownův pohyb), která působí proti sedimentaci, schopny udržet se v celém objemu disperzní fáze – jsou *kineticky (sedimentačně) stálé*.

V centrifuze působí na částice místo gravitační síly  $F_g$  síla odstředivá  $F_{odstř}$ :

$$F_{odstř} = m\omega x \quad (15)$$

kde  $\omega$  je úhlová rychlost a  $x$  je vzdálenost od osy otáčení. Pro stav, kdy se velikost sil  $F_{odstř}$  a  $F_{tření}$  vyrovnají, platí vztah pro rychlost pohybující se částici:

$$v = \frac{2r^2(\rho - \rho_0)\omega x}{9\eta} \quad (16)$$

### 2.2.1 Sedimentační rovnováha v gravitačním poli

V rovnovážném stavu je sedimentační tok roven difúznímu toku. Z I. Fickova zákona lze odvodit vztah pro rychlost pohybující se částice pod vlivem difúze (17), kde  $c$  je molární koncentrace disperzní fáze. Při sedimentační rovnováze je rychlost sedimentace rovna rychlosti difúze a úpravou vztahů (16) a (17) získáme vztah pro sedimentační rovnováhu v gravitačním poli:

$$v_{dif} = -\frac{D}{c} \cdot \frac{dc}{dx} \quad (17)$$

$$\ln \frac{c_2}{c_1} = \frac{v_i g}{kT} \cdot (\rho - \rho_0) \cdot (h_1 - h_2) \quad (18)$$

kde  $v_i = 4/3\pi r^3$  je objem sedimentující částice a  $c_1$  a  $c_2$  jsou koncentrace částic ve výškách  $h_1$  a  $h_2$ . Vlivem sedimentační rovnováhy tedy dochází k rozdělení sedimentujících částic podle své velikosti v různých výškách  $h_i$ .

### 2.2.2 Sedimentační rovnováha v odstředivém poli

V centrifuze se díky podstatně větším silám ustavuje rovnováha velmi rychle, přičemž rozdělení částic je závislé na druhé mocnině úhlové rychlosti (19),

$$\ln \frac{c_2}{c_1} = \frac{v_i \omega^2}{2kT} \cdot (\rho - \rho_0) \cdot (x_2^2 - x_1^2) \quad (19)$$

kde  $x_1$  a  $x_2$  jsou vzdálenosti od osy rotace.

## **Shrnutí**

Vlivem gravitační síly se koloidní částice pohybují ve směru ke dnu nádoby - sedimentují. Po čase dojde k rovnovážnému uspořádání částic v nádobě, kdy největší částice jsou koncentrovány nejbližší dnu a nejmenší částice zůstávají vlivem Brownova pohybu rovnoměrně rozptýleny v celém objemu koloidní soustavy v nádobě - jsou sedimentačně (kineticky) stálé. Urychlení ustavování této tzv. sedimentační rovnováhy umožňují odstředivky, nebo lépe ultracentrifugy, kde je slabá gravitační síla nahrazena o několik řádů vyšší silou odstředivou, pod jejíž vlivem sedimentují i ty nejmenší koloidní částice.

### 3 Reologické vlastnosti koloidních soustav

Reologie se zabývá tokem a deformací hmoty vlivem působení vnějších mechanických sil. Existují tři typy chování hmoty :

- 1) *elastické chování* – po ukončení silového působení deformace vymizí a hmota se navrací do původního stavu,
- 2) *viskozí chování* – hmota teče vlivem působení sil (nevratná deformace) a je-li silové působení odstraněno, tok se zastaví,
- 3) *viskoelastické chování* – odezva hmoty na působení síly závisí na době působení.

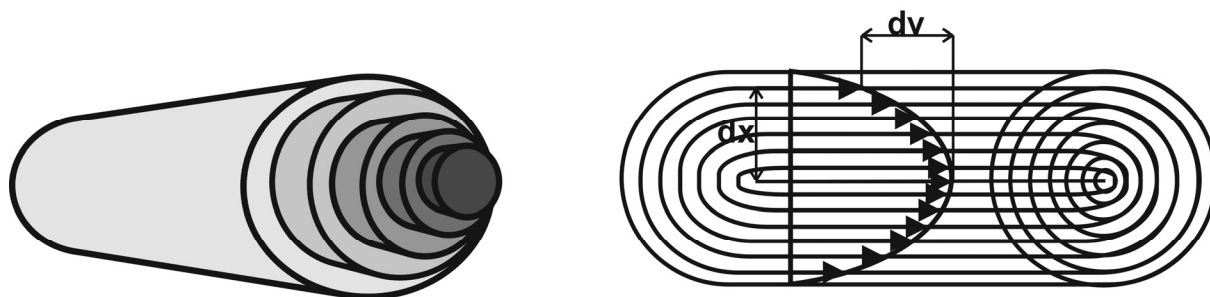
#### 3.1 Viskozita kapalin

Pohyb kapalin vlivem působení sil nazýváme *proudění* a při tomto jevu dochází k přeskupování molekul kapalin ve směru proudění. Každá pohybující se částice má svou rychlost a směr, které se mohou v závislosti na místě a čase měnit. Při malých rychlostech pohybu částic a současně při vyšších intenzitách mezimolekulových přitažlivých sil se směr pohybu částic příliš nemění a kapalina se pak pohybuje ve vrstvách – *laminární proudění* (obr. 6). Naopak pohybují-li se částice kapalin vyšší rychlostí a mezimolekulové přitažlivé síly jsou slabé, dochází ke změnám směru pohybu částic a při proudění kapaliny vznikají víry. Takovéto proudění nazýváme jako *turbulentní*.

Základní popis viskozího chování kapalin vychází z Newtonova zákona viskozího toku:

$$F = -\eta \cdot S \cdot \frac{dv}{dx} \quad (20)$$

kde  $dv/dx$  je gradient rychlosti,  $\eta$  je dynamický viskozitní koeficient (dynamická viskozita) [Pa.s],  $S$  je plocha vrstvy, na kterou působí síla  $F$ . Při laminárním toku kapaliny v trubici se rychleji pohybují vrstvy kapaliny blíže ke středu trubice. Při toku kapaliny dochází k přeskupování molekul, kterému však brání mezimolekulové přitažlivé síly; jedná se o tzv. *vnitřní tření v kapalinách*. Projevuje se brzdícími účinky v tekoucí kapalině a nebo odporem, který kapalina klade pohybujícímu se tělesu. Tuto vlastnost kvantitativně popisujeme veličinou *dynamická viskozita*  $\eta$ . Podíl dynamické viskozity a hustoty kapaliny se nazývá jako *kinematická viskozita*  $\eta_{kin}$ . Převrácená hodnota dynamické viskozity se nazývá *fluidita*.



Obr. 6 Tok kapaliny trubicí ve vrstvách.



### 3.2 Viskozita koloidních soustav s kapalným disperzním prostředím

Přítomnost velkých částic disperzní fáze obvykle významně mění viskózní chování kapalného disperzního prostředí. Mimo změny charakteru proudění v kapalině je nejpozorovatelnější změnou růst její viskozity. Proto se pro popis viskózního chování koloidních soustav užívá jiných vyjádření viskozity, než u čistých kapalin:

- relativní viskozita

$$\eta_{rel} = \frac{\eta}{\eta_0} \quad (21)$$

- specifická viskozita (inkrement relativní viskozity)

$$\eta_i = \frac{\eta - \eta_0}{\eta_0} = \eta_{rel} - 1 \quad (22)$$

- inherentní viskozita

$$\eta_{inh} = \frac{\ln \eta_{rel}}{w_2} \quad (23)$$

- redukováná viskozita

$$\eta_{red} = \frac{\eta_i}{w_2} \quad (24)$$

- (limitní) viskozitní číslo (vnitřní viskozita)

$$[\eta] = \lim_{w_2 \rightarrow 0} \eta_{red} = \lim_{w_2 \rightarrow 0} \eta_{inh} \quad (25)$$

kde  $\eta$  je dynamická viskozita,  $\eta_0$  je viskozita čistého disperzního prostředí a  $w_2$  je hmotnostní koncentrace disperzní fáze.

Einstein na základě hydrodynamických představ odvodil pro velmi zředěné koloidní systémy vztah vyjadřující souvislost mezi viskozitou a koncentrací disperzní fáze:

$$\eta = \eta_0 (1 + 2,5\varphi) \quad (26)$$

kde  $\varphi$  je objemový zlomek disperzní fáze. Tato rovnice platí do  $\varphi=1\%$  a jen pro částice tuhých těles kulového tvaru a bez vzájemných interakcí.

U koloidní soustavy s polymerními částicemi lze z viskozitního měření určit relativní molekulovou hmotnost polymeru podle Houwinkova-Markova-Kuhnova vztahu:

$$[\eta] = K \cdot (M_{rel})^a \quad (27)$$

kde  $K$  a  $a$  jsou konstanty pro dvojici polymer – rozpouštědlo a je nutno je experimentálně určit,  $M_{rel}$  je relativní molekulová hmotnost polymeru.

Kapaliny, které se chovají podle Newtonova zákona se nazývají *newtonovské*. Mezi ně patří běžné čisté kapaliny a pravé roztoky. Kapaliny, u nichž se mění viskozita se změnou působící síly, se označují jako *nenevtonovské*. Příkladem takovýchto kapalin jsou koloidní disperze, emulze nebo suspenze. Nenevtonovské chování platí zejména pro koncentrované disperze a disperze výrazně

asymetrických částic. Viskozita takovýchto disperzí buď narůstá nebo klesá s rostoucím rychlostním gradientem.

Reologické vlastnosti koloidních soustav jsou často závislé na době působení vnější síly. U některých disperzních systémů při smykovém namáhání (působení síly) dochází k poklesu viskozity za určitý čas od počátku působení síly. Je-li pak systém ponechán v klidu, dojde k obnovení původně vysoké viskozity. Tento jev se nazývá *tixotropie* a je např. využíván v průmyslu barev – při natírání je barva tekutá (pokles viskozity), ponechá-li se v klidu, ztuhne (nárůst viskozity). Opačný jev se nazývá *reopexie*.

## **Shrnutí**

Reologie je vědní obor zabývající se chováním hmotných těles pod vlivem deformujících sil. Podle způsobu chování rozlišujeme tělesa elastická, viskoelastická a plastická. Nejznámější styl chování těles pod vlivem deformujících sil představuje viskoelastické chování např. u kapalin, které pod vlivem těchto sil tečou. Kvantitativně se toto jejich chování popisuje veličinou viskozita, která se rovněž používá pro popis chování koloidních soustav s kapalným disperzním prostředím. Na rozdíl od čistých kapalin je však chování těchto koloidů výrazně ovlivněno přítomností částic disperzní fáze, takže mnohdy se chovají jinak než čisté kapaliny, proto se jim říká newtonovské kapaliny.

## 4 Optické vlastnosti koloidních soustav

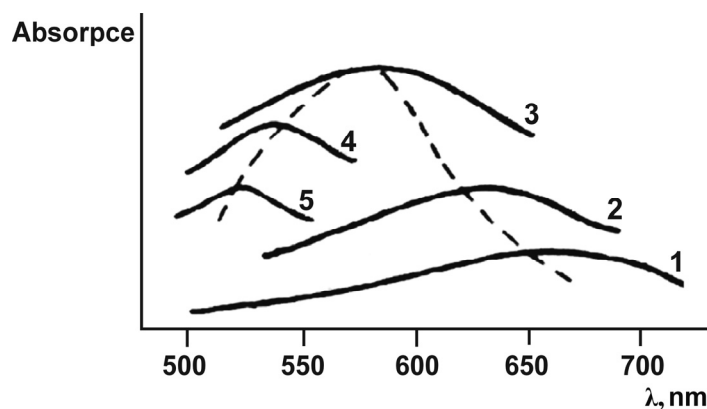
Popis optických vlastností koloidních soustav není jednoduchou záležitostí. Dopadá-li světelný paprsek (elektromagnetické záření) na koloidní soustavu, dochází současně k *pravé absorpci* a *rozptylu* dopadajícího záření. Podle charakteru koloidní soustavy (chemické složení disperzní fáze, velikost částic) pak jeden z uvedených jevů převládá. Tyto efekty jsou výrazně (a nelineárně) závislé na velikosti přítomných částic v koloidní soustavě.

### 4.1 Absorpce záření

Při absorpci záření hmotou dojde k pohlcení energetického kvanta elektromagnetického záření, což má za následek změnu energetických stavů valenčních a vazebných elektronů. Absorpci záření tedy dochází ke zvýšení vnitřní energie molekul systému, která se přemění v energii tepelnou. Absorpci světla látkou  $A$  popisuje Lambert-Beerův zákon:

$$A = -\log \frac{I}{I_0} = \varepsilon cd \quad (28)$$

kde  $I$  je intenzita prošlého záření látkou,  $I_0$  je intenzita dopadajícího světla na látku,  $\varepsilon$  je absorpční koeficient,  $c$  je koncentrace látky a  $d$  je tloušťka vrstvy, kterou prochází paprsek. Lambert-Beerův zákon je však u koloidních soustav komplikován již zmíněnou závislostí absorpce záření na velikosti částic disperzní fáze, což lze pozorovat zejména u elektricky vodivých koloidních částic (částice kovů). Typickým příkladem takového chování je sol zлата (obr. 7).



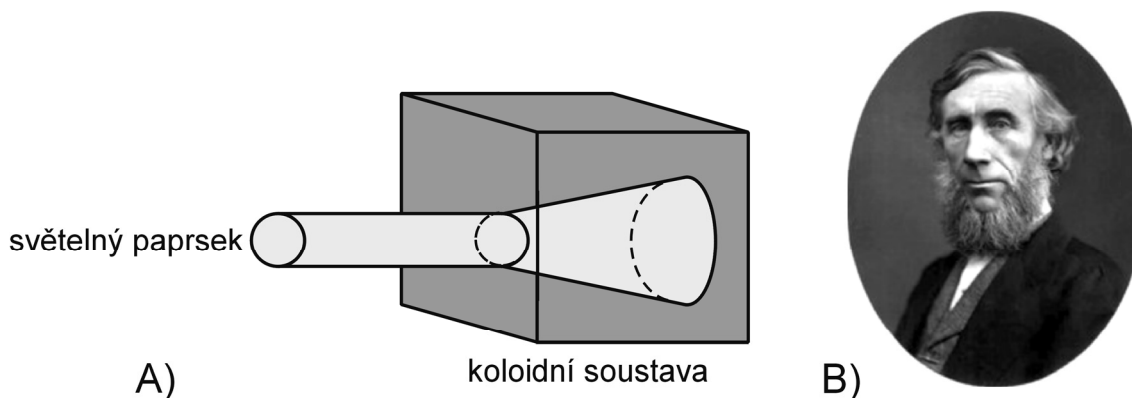
Obr. 7 Absorpční spektra solů zлата měnící se s narůstajícím stupněm disperzity solu.

S rostoucím stupněm disperzity se posouvá absorpční maximum solů zлата ke kratším vlnovým délkám. Vyšší pořadové číslo křivek odpovídá vyššímu stupni disperzity.

### 4.2 Rozptyl záření

U rozptylu záření na rozdíl od absorpce nedochází při pohlcení kvanta světelné energie ke změně energetických stavů valenčních resp. vazebných elektronů, ale kvantum přijaté energie je následně vyzářeno náhodně všemi směry beze změny vlnové délky. Tento efekt lze v podstatě nazvat jako elastický odraz fotonu od částice. Rozptyl záření je složitý jev, který zahrnuje podle okolností odraz, lom, ohyb a interferenci světla.

Rozptyl světla byl poprvé kvalitativně pozorován v 17. století Tyndallem, po němž byl pojmenován efekt rozšiřujícího se paprsku (kužele) procházejícího disperzním prostředím (obr.8).

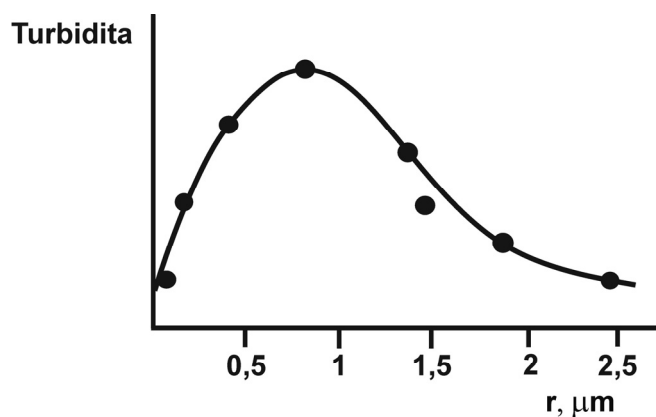


Obr. 8 A) Tyndallův jev a B) John Tyndall.

Mechanismus rozptylu záření spočívá v indukci elektrického dipólu v částici vlivem elektromagnetického pole dopadajícího záření, přičemž tento indukovaný dipól emituje záření o stejné vlnové délce jako mělo záření dopadající. Mimo to dochází také k částečné polarizaci odraženého světelného paprsku. Kvantitativně se podíl rozptylu světla na zeslabení intenzity dopadajícího záření ve směru pozorování popisuje zákonem obdobným Lambert-Beerovu:

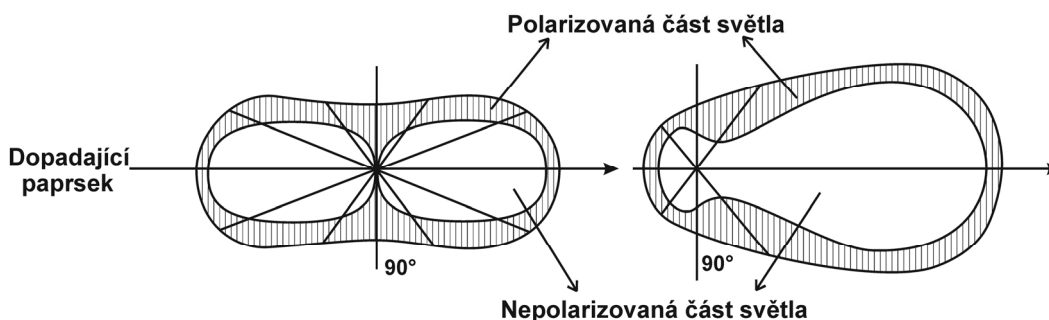
$$-\log \frac{I}{I_0} = \tau d \quad (29)$$

kde  $\tau$  je turbidita soustavy. Turbidita je mírou úhrnné energie, která se při průchodu světelného paprsku vrstvou suspenze o jednotkové tloušťce rozptýlí na všechny strany od tohoto paprsku. Turbidita je značně závislá na stupni disperzity (obr. 9), na vlnové délce dopadajícího záření a na optických vlastnostech koloidní soustavy.



Obr. 9 Závislost rozptylu světla na stupni disperzity ( $r$  je poloměr částic) v suspenzi  $\text{BaSO}_4$ .

Rozptyl světla lze vhodně znázornit pomocí Mieových vektorových diagramů (obr. 10), ve kterých se vynáší intenzita polarizovaného a nepolarizovaného světla v podobě rádiusvektorů směřujících na všechny strany od bodu zobrazujícího částici. Z obrázku je patrné, že v případě malých částic je intenzita rozptýleného záření pod úhlem  $90^\circ$  nejmenší a největší pak ve směru a proti směru dopadajícího paprsku. V případě větších částic je intenzita rozptýleného záření nejmenší pro úhly větší než  $90^\circ$ .



Obr. 10 Mieovy diagramy pro rozptyl světla a) částicí  $d \ll \lambda$  a b) částicí s  $d \approx \lambda$ .

Teoretický popis rozptylu světla na koloidních částicích vypracoval v roce 1871 Rayleigh. Tato teorie je ovšem omezena pouze na dostatečně malé kulové částice ( $d = \lambda/20$ ), které nevykazují vlastní absorpci světla a jsou od sebe dostatečně vzdáleny. Podle této teorie je intenzita rozptýleného záření vertikálně polarizované složky světla úměrná polarizabilitě částice  $\alpha$  a nepřímo úměrná  $\lambda^4$ :

$$\left(\frac{I}{I_0}\right)_V = \frac{16\pi^4}{r^2\lambda^4} \cdot \left(-\frac{\alpha}{4\pi\epsilon_0}\right)^2 \quad (30)$$

kde  $r$  je vzdálenost od detektoru a  $\epsilon_0$  je permitivita vakua. Polarizabilita částice je závislá na jejím objemu  $\nu$  a na relativním indexu lomu  $n_{rel} = n_i/n_0$  (31):

$$\alpha = 3\epsilon_0 \left(\frac{n_{rel}^2 - 1}{n_{rel}^2 + 2}\right) \nu \quad (31)$$

Po dosazení vztahu pro polarizabilitu částice (31) do vztahu (30) získáme:

$$\left(\frac{I}{I_0}\right)_V = \frac{9\pi^2}{r^2\lambda^4} \left(\frac{n_{rel}^2 - 1}{n_{rel}^2 + 2}\right)^2 \nu^2 \quad (32)$$

Dosadíme-li vztah pro objem koule  $\nu = 4/3\pi R^3$ , (poloměr částice je označen symbolem  $R$  pro vyloučení záměny se vzdáleností od detektoru  $r$ ) získáme konečný vztah pro intenzitu rozptýleného záření vertikálně polarizované složky světla:

$$\left(\frac{I}{I_0}\right)_V = \frac{16\pi^4 R^6}{r^2\lambda^4} \cdot \left(\frac{n_{rel}^2 - 1}{n_{rel}^2 + 2}\right)^2 \quad (33)$$

Pro horizontální složku polarizovaného světla, která je závislá na směru pozorování získáme vztah:

$$\left(\frac{I}{I_0}\right)_h = \frac{16\pi^4 R^6}{r^2\lambda^4} \cdot \left(\frac{n_{rel}^2 - 1}{n_{rel}^2 + 2}\right)^2 \cos^2 \theta \quad (34)$$

Pro nepolarizované světlo (součet vertikálně a horizontálně polarizovaných složek) pak platí:

$$\left(\frac{I}{I_0}\right) = \frac{1}{r^2} \cdot \underbrace{\left[ \frac{16\pi^4 R^6}{2\lambda^4} \cdot \left(\frac{n_{rel}^2 - 1}{n_{rel}^2 + 2}\right)^2 \cdot (1 + \cos^2 \theta) \right]}_{R_\theta} \quad (35)$$

kde  $R_\theta$  je Raileghův poměr.

S použitím Rayleighova poměru je možné celý vztah (35) psát ve tvaru:

$$\frac{I}{I_0} = R_\theta \cdot \frac{c}{r^2} \quad (36)$$

kde  $c$  je koncentrace částic.

Pro turbiditu z Rayleighovy teorie plynou obdobné závěry jako pro světlo rozptýlené do určitého směru vzhledem k šíření primárního světelného paprsku:

$$\tau = \frac{I}{I_0} = \frac{24\pi^3}{\lambda^4} \cdot \left( \frac{n_{rel}^2 - 1}{n_{rel}^2 + 2} \right)^2 c \quad (37)$$

Pozorujeme-li intenzitu rozptýleného záření pod úhlem  $90^\circ$ , pak pro turbiditu platí vztah:

$$\tau = \frac{16\pi}{3} R_{90} \quad (38)$$

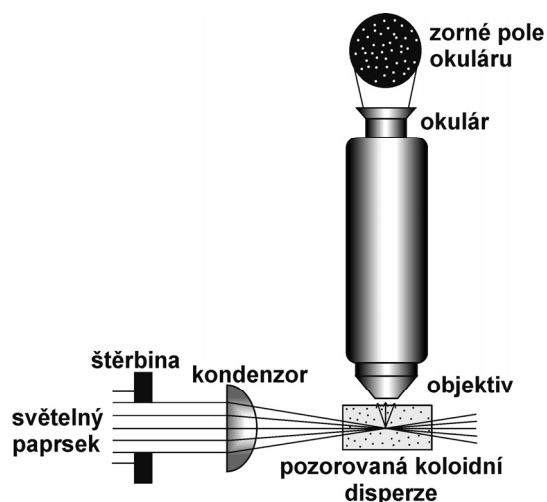
Z uvedených vztahů je patrné, že rozptyl světla roste s klesající vlnovou délkou ( $\sim 1/\lambda^4$ ) a s rostoucí velikostí koloidní částice ( $\sim R^6$ ). Z měření rozptylu světla tak lze získat informace o koncentraci a velikosti částic v disperzní soustavě. Ve velké míře se metodou *statického rozptylu světla* určovala průměrná relativní molekulová hmotnost  $M$  makromolekulárních látek:

$$R_\theta = \frac{I_\theta}{I_0} \cdot \frac{r^2}{1 + \cos^2 \theta} = KMc \quad (39)$$

Nahradíme-li klasický zdroj světla (žárovka, výbojka) laserem (zdroj koherentního záření), dochází v určitých směrech k interferenci rozptýleného záření. Interference pak způsobuje *zesílení intenzity rozptýleného záření*. Tento efekt je velmi významně ovlivňován difúzním pohybem částice, který způsobuje kolísání intenzity rozptýleného záření v čase okolo průměrné hodnoty – jedná se o tzv. *dynamický rozptyl světla*. Z časového průběhu kolísání intenzity rozptýleného záření lze měřit rychlost pohybu částice prostředím a z ní pak lze určit rozměr částice, která rozptyluje záření. Na principu dynamického rozptylu světla (DLS – Dynamic Light Scattering) dnes pracuje celá řada přístrojů pro stanovení velikostní distribuce koloidních částic.

Optickými metodami nelze přímo pozorovat koloidní částice, jelikož jejich malý rozměr je pod rozlišovací schopností optických mikroskopů. Teoreticky lze dokázat, že rozlišovací schopnost optického mikroskopu odpovídá zhruba polovině vlnové délky použitého světla. Optickým mikroskopem při použití obyčejného světla (o vlnové délce 400 – 700 nm) lze tedy teoreticky rozlišit částice o velikosti 200 nm, v praxi však optické mikroskopy umožňují pozorovat částice o velikosti řádově v jednotkách  $\mu\text{m}$ . V ultrafialovém světle (200 – 400 nm) lze fotograficky zachytit ještě částice o velikosti do 100 nm.

Na principu rozptylu záření pracuje i speciální mikroskop, kterého lze použít k nepřímému pozorování koloidních částic. Takovýto *ultramikroskop* (obr. 11) sestrojili začátkem 20. století Siedentoph a Zsigmondy. V ultramikroskopu nejsou přímo pozorovány částice, ale je pozorováno světlo rozptýlené koloidními částicemi. Jednotlivé částice se jeví jako světlé body na temném pozadí. Pomocí ultramikroskopu lze za specifických podmínek pozorovat v kovových solech (dostatečný rozdíl v indexech lomu disperzní fáze a disperzního prostředí zaručuje dostatečný rozptyl světla) částice o velikosti nad 2 nm.



Obr. 11 Schéma ultramikroskopu.

Zvýšit rozlišovací schopnost mikroskopu a pozorovat tak přímo koloidních částice je možné snížením vlnové délky použitého záření. *Elektronová mikroskopie*, při níž se místo světla používá paprsek rychle letících elektronů ( $\lambda = 10^{-3}$  nm), které se na pozorovaném objektu rozptylují, umožňuje pozorovat částice o velikosti do 0,01 nm.

Jiná metoda, kterou lze charakterizovat velikost koloidních částic, je založena na odpuzivých a přitažlivých interakcích mezi atomy a nazývá se *mikroskopie atomárních sil* (AFM). Nanesená vrstva částic na podložce (mikroskopické sklíčko, slída) je skenována ostrým hrotem, který se vlivem mezimolekulárních interakcí vychyluje a z velikosti výchylky je možno určit velikost částic.

## Shrnutí

Interakce světla s koloidními soustavami představuje jedno z nejtýpictejších charakteristických chování koloidů v praxi. Zcela charakteristický je rozptyl světla na koloidních částicích, poprvé pozorovaný Tyndallem. Ale ani z hlediska absorpce světla se nechovají tyto soustavy stejně jako pravé roztoky, absorpce je u koloidů výrazně závislá na velikosti částic disperzní fáze. Optických vlastností, zejména rozptylu, lze využít i k charakterizaci koloidů, zejména k určování velikosti koloidních částic. Protože koloidní částice jsou obvykle velikostí srovnatelné či menší, než je průměrná vlnová délka viditelného záření, nelze je pozorovat obyčejným optickým mikroskopem. K pozorování je nutno použít buď ultramikroskop, nebo lépe elektronový mikroskop či mikroskop atomárních sil.

## 5 Elektrické vlastnosti koloidů

Stav povrchu koloidních částic z hlediska jejich elektrického náboje je důležitou proměnou nejen z pohledu stability koloidních soustav, ale také rozhoduje o chování nabitých částic v elektrickém poli.

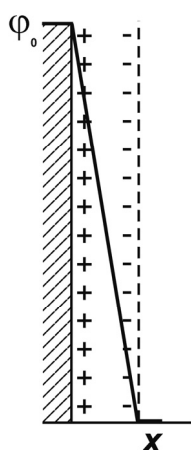
### 5.1 Elektrická dvojvrstva a elektrokinetické jevy

Jevy, kdy se elektricky nabitě částice disperzní fáze pohybují vůči disperznímu prostředí, nazýváme jako *elektrokinetické jevy*. Patří mezi ně *elektroforéza*, *sedimentační potenciál*, *elektroosmóza a potenciál proudění*. V případě elektroforézy a elektroosmózy dochází k pohybu částic vlivem vnějšího elektrického pole a v případě sedimentačního potenciálu a potenciálu proudění dochází k opačné situaci – mechanický pohyb částic vyvolává elektrické pole (jsou to vůči elektroforéze a elektroosmóze jevy inverzní). Všechny tyto jevy jsou vyvolány existencí elektrického náboje na fázovém rozhraní mezi disperzní fází a disperzním prostředím, díky němuž dochází k uspořádání opačných nábojů v blízkosti tohoto rozhraní. Vzniká tak nabitá vrstva, nazývaná elektrická dvojvrstva.

#### 5.1.1 Modely elektrické dvojvrstvy

Elektrický náboj na povrchu koloidních částic vzniká buď ionizací funkčních skupin povrchových molekul (disociací, rozpouštěním, substitucí iontů v krystalové mřížce) nebo adsorpcí iontů přítomných v disperzním prostředí. Vzniklý elektrický náboj vytváří elektrické pole, jehož vlivem dochází v těsné blízkosti částice k uspořádání opačně nabitých iontů (protiiontů) a vzniká tak útvar složený ze dvou vrstev opačně nabitých iontů – *elektrická dvojvrstva*. Mezi nabitým povrchem a objemovou fází disperzního prostředí je rozdíl *elektrických potenciálů*  $\varphi$ . Znaménko *potenciálu na povrchu částice*  $\varphi_0$  je stejné jako znaménko povrchového náboje.

Helmholtz vypracoval základní teorii uspořádání elektrické dvojvrstvy na základě podobnosti s uspořádáním deskového kondenzátoru (obr. 12), kde je náboj částic tvořících jednu vrstvu zcela vykompenzován nábojem opačně nabitých částic vyskytujících se ve druhé vrstvě.

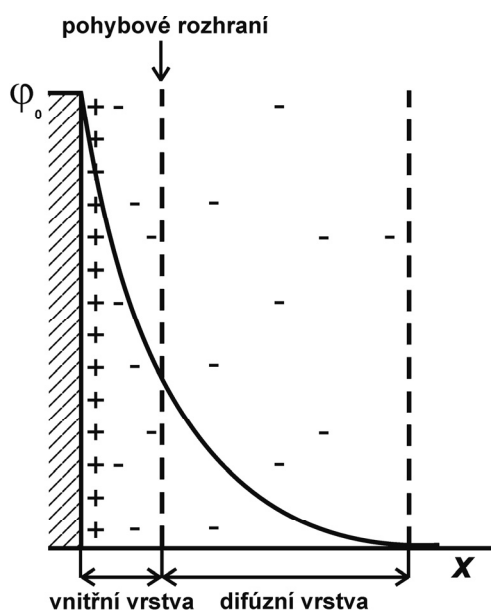


Obr. 12 Schéma Helmholtzova modelu uspořádání elektrické dvojvrstvy.

$\varphi_0$  značí povrchový potenciál částice a  $x$  je vzdálenost od povrchu částice.



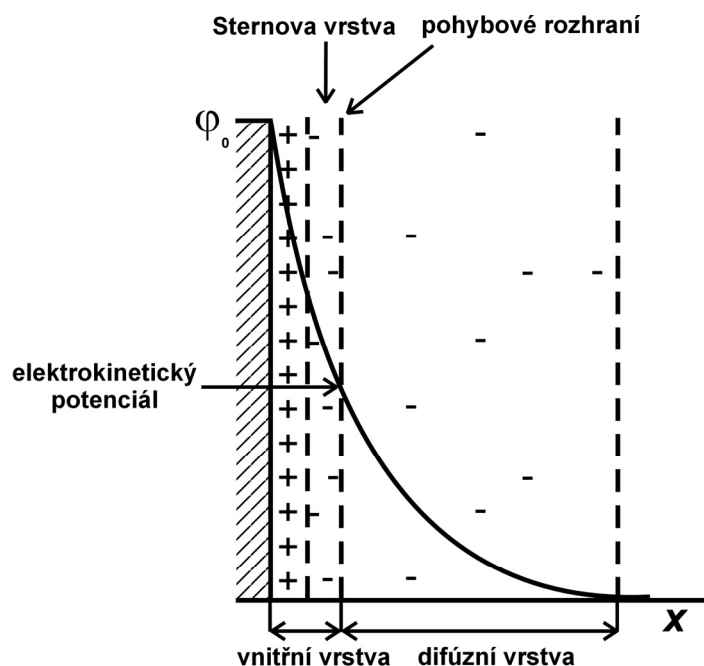
Tato představa o struktuře elektrické dvojvrstvy neodpovídala skutečnosti a později ji doplnili Goüy, Chapman a Stern. Podle Goüyho-Chapmanovy teorie nemohou ionty na povrchu částice vázat ekvivalentní množství protiiontů v protivrstvě, jelikož tyto se pohybují vlivem difúze a rozptylují se tak v celém objemu kapalné fáze. K první vrstvě iontů je tedy poután pouze určitý počet protiiontů (obr. 13). Zbývající část opačně nabitých iontů je soustředěna v tzv. *vnější (difúzní) vrstvě*, přičemž první vrstva iontů určující povrchový náboj koloidní částice se nazývá *vnitřní (kompaktní) vrstva*. Goüyho-Chapmanova představa elektrické dvojvrstvy však selhávala, jelikož tito autoři ionty aproximovali bodovými náboji a nepočítali tedy s jejich skutečnými rozměry. Rovněž nešlo tuto teorii aplikovat na vysoce koncentrované systémy.



**Obr. 13** Schéma Goüyho-Chapmanova modelu uspořádání elektrické dvojvrstvy.

Stern pak navrhl novou teorii struktury elektrické dvojvrstvy (obr. 14), kde zahrnul konečné rozměry iontů a specifické neelektrické interakce iontů. Podle Sterna jsou k vnitřní vrstvě iontů přitahovány elektrostatickými a adsorpčními silami ionty opačného znaménka. K povrchu těsně přiléhající vrstva protiiontů, tzv. *Sternova vrstva*, je tvořena ionty vázanými převážně adsorpčními silami a společně s ionty vázanými na povrchu částice tvoří již zmíněnou kompaktní vnitřní vrstvu. Další protiionty, které jsou ve větší vzdálenosti od částice, jsou přitahovány elektrostatickými silami a jsou součástí difúzní vrstvy. Při pohybu částice s elektrickou dvojvrstvou vůči nepohyblivému disperznímu prostředí se kompaktní vrstva iontů s částicí pohybuje, kdežto vrstva difúzní se s částicí nepohybuje. Rozhraní oddělující pohyblivou a nepohyblivou část elektrické dvojvrstvy se nazývá jako *pohybové rozhraní* (obr. 14).

A právě potenciál, existující v této vzdálenosti od povrchu částice, je odpovědný za její interakci s vnějším elektrickým polem - tedy za tzv. elektrokinetické jevy. Proto se nazývá *elektrokinetický potenciál* nebo-li  *$\zeta$ -potenciál* (to podle řeckého písmenka dzéta, kterým se označuje). O znaménku  $\zeta$ -potenciálu rozhoduje specifická adsorpce iontů. O jeho velikosti rozhodují jednak adsorbované ionty, ale i – a dosti značně – iontová síla roztoku. S rostoucí koncentrací elektrolytu přecházejí opačně nabitě ionty z difúzní části elektrické dvojvrstvy blíže k vnitřní části elektrické dvojvrstvy – difúzní část se tak zmenšuje, což vede ke snížení hodnoty  $\zeta$ -potenciálu a tím současně ke ztrátě stability koloidních částic (viz kapitola stabilita koloidních soustav).



Obr. 14 Schéma Sternova modelu uspořádání elektrické dvojevrstvy.

### 5.1.2 Elektrokinetické jevy poprvé: Elektroforéza a elektrosmóza

Elektroforéza je z hlediska praktického využití nejvýznamnějším elektrokinetickým jevem. Částice disperzní fáze mající nenulový povrchový náboj se pod vlivem vnějšího elektrického pole pohybují v závislosti na znaménku náboje ke kladné či záporné elektrodě. Na částici nesoucí náboj  $Q$  tedy působí síla  $F_{el}$  elektrického pole o intenzitě  $E$  proti níž působí v opačném směru síla tření  $F_{tření}$ . Při rovnosti těchto sil se částice pohybuje konstantní rychlostí  $v$  (40),

$$F_{el} = F_{tření}$$

$$EQ = \underbrace{6\pi r \eta v}_k$$

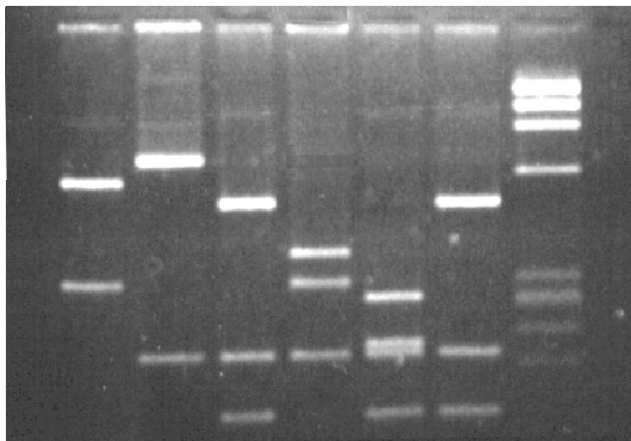
$$EQ = kv$$

$$v = \underbrace{\frac{Q}{k}}_p \cdot E \quad v = p \cdot E \quad (40)$$

kde  $p$  je tzv. *pohyblivost částice*. Elektroforéza se realizuje jako *volná* nebo jako *zónová*. V případě volné elektroforézy se vzorky látek rozpustí v pufru o určitém pH a nanasou se např. na dno U-trubice. Vzorky se pak převrství pufrům o stejném pH, do kterého se vloží elektrody. Po zavedení elektrického proudu dochází k pohybu nabitých molekul k elektrodám nesoucí opačný náboj. Dělení v tomto uspořádání je zatíženo celou řadou chyb a proto byla zavedena elektroforéza zónová neboli na nosičích. Vzorky látek se v tomto případě nanášejí na vhodný nosič, čímž je např. filtrační papír, chromatografický papír, agarový gel, škrobový gel nebo polyakrylamidový gel. Nosič je pak navlhčen nebo přímo ponořen do roztoku pufru, do něhož jsou zavedeny elektrody. Při průchodu elektrického proudu dochází k migraci nabitých částic k opačně nabitým elektrodám stejně jako u volné elektroforézy. Principem elektroforézy je pohyb částic v prostředí s **konstantní hodnotou elektrického potenciálu**, kdy se částice pohybují na základě různé pohyblivosti různou rychlostí. Po skončení elektroforézy jsou pak částice seřazeny podle elektroforetické pohyblivosti do jednotlivých

zón (obr. 15). Pohyb částic na nosiči umožňuje lepší průběh, zpracování a vyhodnocení elektroforetického dělení.

V prostředí s **gradientem elektrického potenciálu** se částice pohybují stejnou rychlostí. Gradient elektrického potenciálu se při elektroforéze vytváří, pokud jsou v pufru přítomny ionty s různou pohyblivostí. Projevuje se zde tzv. *samozaostřující efekt*, který je principem *izotachoforézy* – zpozdí-li se některý ion za „svou“ zónou, tj. za zónou odpovídající příslušnému potenciálu, octne se tak v prostředí s vyšší hodnotou elektrického potenciálu, který ho urychlí tak, aby dohnal svou zónu. Jestliže iont naopak předběhne svoji zónu, je pak v prostředí s nižší hodnotou elektrického potenciálu zpomalen.



**Obr. 15 Analýza DNA elektroforézou na agarovém gelu.**

V praxi se velice často používá elektroforéza v polyakrylamidovém gelu (PAGE), který je inertní, mechanicky pevný, průhledný a nabízí možnost přípravy nosiče různých předem určených vlastností (hustota zesíťování gelu, gradient hustoty gelu aj.).

Zónovou elektroforézu lze realizovat buď v kontinuálním nebo diskontinuálním systému. Diskontinuita může být jak v koncentracích gelu, tak především v pH a iontové síle. V případě pH se diskontinuita volí použitím různé hodnoty pH pufru elektrodového a pufru v gelu. Při diskontinuální elektroforéze získáváme ostřejší zóny než v případě kontinuální elektroforézy.

Elektroforéza a izotachoforéza jsou dnes standardní metody používané k separaci koloidních částic, zejména biologicky významných makromolekul (bílkoviny, DNA apod.).

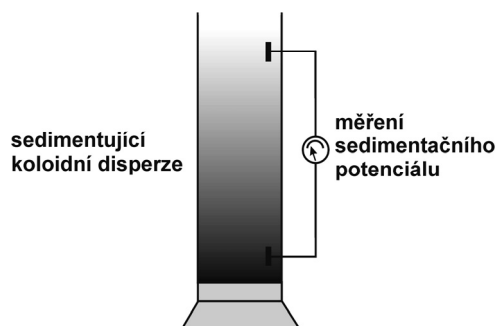
Je-li disperzní prostředí tvořeno nepohyblivou tuhou fází, dojde pod vlivem vnějšího elektrického pole k pohybu kapalné disperzní fáze – tento jev se nazývá *elektroosmóza*. Typickým příkladem takové soustavy je kapilára naplněná elektricky vodivým roztokem (většinou puftrem). Si-OH skupiny obsažené ve skle se ionizují v prostředí o  $\text{pH} > 3$  na Si-O<sup>-</sup> a tyto záporně nabitě skupiny přitahují kladně nabitě ionty z roztoku, kterým se plní kapilára. Vznikne pevně poutaná vrstva Si-O-kation, nad kterou je další, tzv. pohyblivá vrstva, která obsahuje jak kationty, tak anionty obsažené v roztoku. Kationty se vlivem vnějšího elektrického pole pohybují ke katodě a protože jsou solvatovány, putuje s nimi i rozpouštědlo – elektroosmotický tok.

Elektroosmóza má praktické využití v průmyslové oblasti, kde slouží např. k odvodňování práškových materiálů (jíly, hlíny) či vysušování porézních materiálů. Obrovské uplatnění má samozřejmě v analytické chemii pro kvalitativní a kvantitativní stanovení chemických látek.

### 5.1.3 Elektrokinetické jevy podruhé: Sedimentační potenciál a potenciál proudění

Protéká-li působením vnější mechanické síly (působením tlaku) roztok elektrolytu kapilárou, ustaví se mezi oběma konci kapiláry rozdíl elektrických potenciálů nazývaný potenciál proudění. Podobný jev se objevuje např. u vodopádů, kde se vytváří tak velký rozdíl potenciálů, že zde dochází k ionizaci vzduchu za vzniku ozónu.

Při sedimentaci elektricky nabitých částic dochází ke vzniku elektrického potenciálového rozdílu mezi elektrodami umístěnými v různé výšce sloupce sedimentujících částic (obr. 16). Praktické využití tohoto jevu je však téměř nulové.



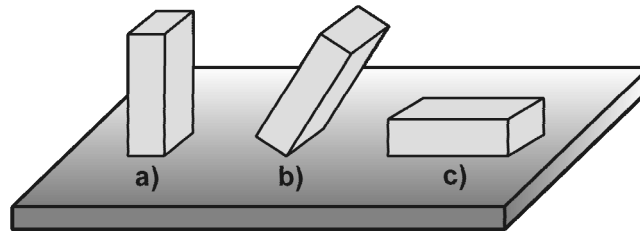
Obr. 16 Měření sedimentačního potenciálu.

#### Shrnutí

Elektrický náboj na povrchu koloidní částice způsobí uspořádání iontů v okolní kapalině do struktury nazývané elektrická dvojvrstva. Základní model této dvojvrstvy vypracoval Helmholtz, upřesnění pak přinesl Sternův model. Ten rozděluje druhou polovinu elektrické dvojvrstvy s kompenzujícími ionty na dvě části - kompaktní a difúzní. Přibližně na hranici mezi kompaktní a difúzní částí elektrické dvojvrstvy zůstává nevykompenzovaný náboj o hodnotě určující elektrokinetický (zeta) potenciál. Tento potenciál je odpovědný za existenci tzv. elektrokinetických jevů - elektroforézy, elektroosmózy, potenciálu proudění a sedimentačního potenciálu.

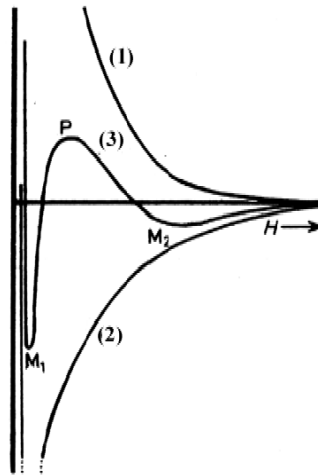
## 5.2 Stabilita koloidních částic

Díky velkému povrchu částic disperzní fáze oplývá koloidní soustava přebytkem povrchové energie, obzvláště jsou-li interakce mezi molekulami disperzní fáze a disperzního prostředí slabé (lyofobní koloid). Z pohledu stability jsou koloidní soustavy v tzv. *metastabilním stavu* – existují ve stavu se zvýšenou energií danou existencí nadbytku povrchové energie – existence fázového rozhraní (obr. 17). Mohou se však dostat do stavu s nižší povrchovou energií, k tomu je však potřeba překonat určitou energetickou bariéru. Energií potřebnou k překonání energetické bariéry označujeme jako *aktivační energii* nutnou ke spojování částic. Pokud tedy chceme, aby koloidní soustava byla stabilní, musíme vytvořit dostatečnou energetickou bariéru, zabraňující spojování částic a tím poklesu povrchové energie.



Obr. 17 Mechanická rovnováha: a) metastabilní, b) nestabilní a c) stabilní poloha.

V koloidní soustavě se uplatňují mezi částicemi disperzní fáze přitažlivé a odpudivé mezimolekulární síly. Výsledkem těchto sil je tzv. *křivka interakční energie* (obr. 18), kde  $H$  je vzdálenost částic. Na této křivce můžeme vidět nejprve tzv. *první minimum energie*  $M_1$ , při kterém jsou částice koloidní soustavy pospojovány vlivem velmi silných přitažlivých sil a není možné je převést zpět do koloidní formy. Takovéto spojování částic nazýváme *koagulace* a vzniklý útvar jako *koagulát*. Jsou-li částice od sebe v takové vzdálenosti, kdy interakční křivka dosahuje *maxima*  $P$ , převažují odpudivé mezimolekulové síly nad přitažlivými a koloidní soustava je stabilní. Toto maximum energie odpovídá energetické bariéře proti spojování částic. S další rostoucí vzdáleností částic klesá velikost přitažlivých a hlavně odpudivých sil a tím i hodnota interakční energie. V některých případech na křivce interakční energie existuje ještě tzv. *sekundární (plytké) minimum*  $M_2$ , kdy spojováním částic – v tomto případě *flokulací* – vznikají tzv. *flokuláty*. Částice v těchto útvarech jsou poutány velmi slabými silami a je možné je zpětně od sebe oddělit a převést je do koloidní formy. Přejít z flokulátů na koaguláty není možné, jelikož tomu brání energetická bariéra (max. energie  $P$ ). Koagulace a flokulace koloidních částic se souhrnně (obecně) označuje pojmem *agregace* a útvary vzniklé agregací pak jako *agregáty*.



Obr. 18 Křivka interakční energie (3) v závislosti na rostoucí vzdálenosti částic  $H$ .

(1) – křivka odpudivých sil, (2) – křivka přitažlivých sil.

Příčinou přitažlivých sil mezi molekulami jsou van der Waalovy (disperzní) interakce, související s existencí fluktuační elektrické náboje v molekule. Tyto přitažlivé síly klesají s šestou mocninou vzdálenosti částic. Příčinou odpudivých sil jsou tzv. Bornovy repulze, které klesají s dvanáctou mocninou vzdálenosti částic. Z toho je patrné, že odpudivé síly mají kratší dosah než přitažlivé síly, proto je pro dosažení potřebné energetické bariéry nutné dodatečně zvýšit odpudivé síly. Bez těchto odpudivých interakcí je energetická bariéra tak malá, že k agregaci stačí minimální kinetická energie částic související s Brownovým pohybem.

Odpudivé interakce, které zabezpečují dostatečnou energetickou bariéru, jsou nejčastěji dány elektrickým nábojem na povrchu částice. Elektrostatické odpuzování dvou částic nesoucí elektrický náboj popisuje Coulombův zákon (41),

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0\epsilon_r} \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2} \quad (41)$$

z něhož je patrné, že odpudivá síla dvou částic klesá s druhou mocninou jejich vzdálenosti. Jelikož je pokles těchto odpudivých sil s rostoucí vzdáleností částic menší než u van der Waalových přitažlivých sil, jsou tyto elektrostatické interakce obvykle dostatečně velké, aby zabránily agregaci částic.

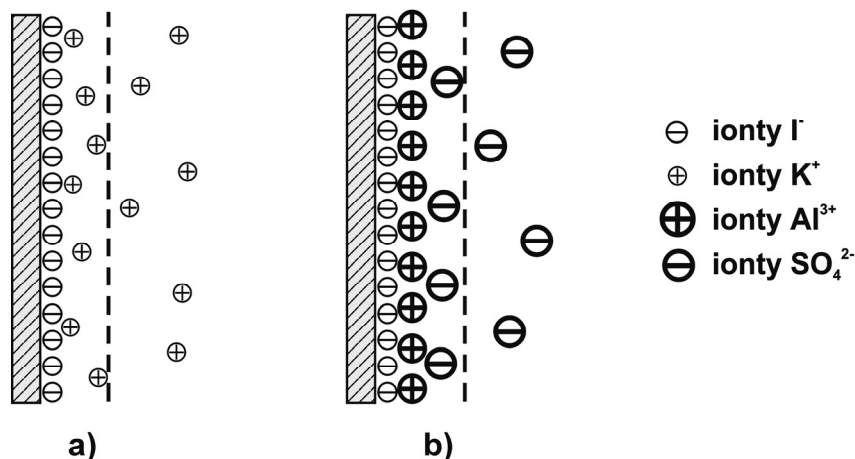
Jinou možností stabilizace koloidních lyofobních částic je stabilizace pomocí lyofilních koloidů – ochranných koloidů (želatina, polymery). Tyto látky vytváří dostatečně silnou adsorpční vrstvu na povrchu částic, která brání jejich agregaci. Jedná se o tzv. *stérickou stabilizaci*. Stabilizovat lyofobní částice je možné i povrchově aktivními látkami, které mohou působit jak zvýšením nábojové bariéry (ionické PAL), tak i zvýšením sterické bariéry (ionické i neionické PAL). V případě sterické stabilizace je ovšem nutné zvolit vhodnou koncentraci stabilizující látky, za určitých podmínek mohou mít totiž tyto látky opačný účinek.

### 5.2.1 Koagulace elektrostaticky stabilizovaných koloidních soustav

Elektrostaticky stabilizovanou koloidní soustavou rozumíme soustavu stabilizovanou elektrickou dvojrůstvou. Elektricky nabitě koloidní částice se vlivem elektrostatických odpudivých sil, které převažují nad přitažlivými mezimolekulovými interakcemi, odpuzují a nedochází tak k jejich agregaci. Přidáním elektrolytu však lze elektrickou dvojrůstvu silně zkomprimovat (snížit zeta potenciál) či dokonce zcela zrušit povrchový náboj (specifická adsorpce protiiontů) a koloidní soustavu tak destabilizovat.

Teorii koagulace elektrolyty vypracovali Derjagin a Landau a nezávisle na nich pak Verwey a Overbeek a podle počátečních písmen těchto jmen je také pojmenována – *DLVO teorie*. DLVO teorie je tedy fyzikální popis koagulace koloidních částic účinkem elektrolytů, přičemž při svém výkladu uvažuje jednak přitažlivé mezimolekulové interakce a odpudivé elektrostatické síly povrchově nabitých koloidních částic.

Podle DLVO teorie vede přidavek elektrolytu k elektrostaticky stabilizované koloidní soustavě ke stlačení elektrické dvojrůstvy a snížení hodnoty zeta potenciálu (obr. 19). Částice se pak mohou vzájemně více přibližovat a následně spojovat. Elektrická dvojrůstva ovšem tvoří energetickou bariéru, kterou je nutno překonat k dosažení destabilizace koloidních částic. K agregaci tedy dojde pouze v případě, je-li koncentrace přidávaného elektrolytu dostatečná – musí být překročen tzv. *koagulační práh* –  $\gamma$  [mol·dm<sup>-3</sup>].



**Obr. 19** Stlačování elektrické dvojvrstvy přidávkem elektrolytu.

a) sol AgI bez přítomnosti solí b) stlačení elektrické dvojvrstvy vlivem vzrůstu iontové síly.

DLVO teorie popisuje dva typy koagulace:

- 1) neutralizační koagulace
- 2) koncentrační koagulace

Neutralizační koagulace je dána adsorpčními jevy. Množství naadsorbovaných iontů na povrchu koloidní částice určuje velikost povrchového náboje resp. jemu odpovídajícímu elektrickému potenciálu -  $\varphi$ . Adsorpce protiiontů vede ke snížení elektrického potenciálu (snížení velikosti povrchového náboje), což má za následek snížení velikosti odpuzivých sil. Částice se pak mohou spojovat a následně koagulovat. Teorii neutralizační koagulace popsal Derjagin a umožňuje spočítat *kritickou hodnotu elektrického potenciálu*  $\varphi_{krit}$ , při kterém zmizí energetická bariéra:

$$\varphi_{krit} = \sqrt{\frac{CA}{4\pi\epsilon}} h \quad (42)$$

$C$  je konstanta,  $A$  je konstanta přitažlivosti mezi částicemi,  $\epsilon$  je permitivita roztoku a  $h$  je tloušťka difúzní vrstvy elektrické dvojvrstvy.

Koncentrační koagulace je koagulace způsobená již zmíněným stlačěním elektrické dvojvrstvy po přidávku elektrolytu, kdy dochází k poklesu zeta potenciálu koloidních částic. K tomu je, jak bylo uvedeno výše, potřeba dosáhnou koagulačního prahu. Derjagin a Landau odvodili pro koagulační práh vztah:

$$\gamma = C \frac{4\pi\epsilon(kT)^5}{A^2 e^6 z^6} \quad (43)$$

kde  $C$  je konstanta závislá na poměru počtu nábojů kationtu a aniontu,  $e$  je elementární náboj a  $z$  nábojové číslo protiiontu, ostatní veličiny mají stejný význam jako v rovnici (42).

Ze vztahu (43) lze určit poměr koagulačního prahu pro ionty v oxidačním stavu I až IV :

$$1 : (1/2)^2 : (1/3)^2 : (1/4)^2 \quad \text{nebo} \quad 1 : 0,016 : 0,0013 : 0,00024$$

Koagulační práh tedy závisí nejen na koncentraci elektrolytu, ale také na poloměru a náboji protiiontu.

## **Shrnutí**

Stabilita koloidních soustav je dána jejich schopností odolávat tendenci spojování částic disperzní fáze do větších útvarů (agregátů), které následně sedimentují. Tendence částic ke spojování je termodynamicky dána jejich povrchovým přebytkem energie, kineticky pak souvisí s mezimolekulovými přitažlivými silami mezi částicemi. Proti této tendenci působí odpudivé síly, z nichž nejvýznamnější jsou odpudivé elektrostatické interakce. Vzájemné působení přitažlivých mezimolekulových sil a odpudivých elektrostatických sil na spojování koloidních částic popisuje teorie DLVO.



## 6 Koloidní soustavy s kapalným disperzním prostředím a tuhou disperzní fází – lyosoly

### 6.1 Lyofobní koloidní soustavy (fázový koloid, ireverzibilní koloid)

Ve vícefázové soustavě se v případě ostře vymezeného fázového rozhraní mění vlastnosti fází skokem, proto je tato skupina koloidů označována také jako *fázový koloid*. Není zde patrná molekulární interakce částic disperzní fáze s disperzním prostředím (lyos = rozpouštědlo, fobia = bát se). Lyofobní koloidy jsou až na výjimky termodynamicky nestabilní, bez dodatečné stabilizace snadno koagulují a nevznikají samovolně bez dodání energie. Označujeme je také jako *koloidy nevrátne (ireverzibilní)*, jelikož je po destabilizaci nelze vrátit zpět do koloidní formy. Většinou jsou tvořeny látkami anorganické povahy (Ag, Au, S, AgI, As<sub>2</sub>S<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>3</sub> a další).

#### 6.1.1 Příprava lyofobních koloidních soustav

K přípravě koloidních soustav se používají obecně dva způsoby metod přípravy :

- 1) metody dispergační
- 2) metody kondenzační

V případě dispergačních metod se snažíme z látky makroskopických rozměrů pomocí mechanických či fyzikálně-chemických postupů připravit částice koloidních rozměrů. Opakem jsou metody kondenzační, kdy se snažíme z analyticky disperzních soustav připravit soustavy koloidní (chemická reakce, změna rozpouštědla).

##### 6.1.1.1 Metody dispergační

Jelikož dispergace obvykle neprobíhá samovolně, je nutno na přípravu koloidních soustav touto metodou vynaložit práci. Při fyzikálních postupech přípravy je to mechanická práce (mlýny, ultrazvuk). Nejnovější metodou v této oblasti je pak působení vysoce fokusovaného paprsku elektromagnetického záření – laserová ablace, kdy působením laserového paprsku na vhodný materiál dochází k tvorbě koloidní soustavy.

K přípravě koloidních částic *mletím* se používá tzv. kulových mlýnů. V neúčinnějších kulových mlýnech zaujímají koule 30 – 40 % objemu mlýna. Bez pomocných látek však nelze dosáhnout vysokého stupně disperzity. Negativní vlastností kulových mlýnů je kontaminace částic materiálem koulí (otěr). Vyššího stupně disperzity se dosahuje mezi rotujícím válečkem a nepohyblivou podložkou či mezi dvěma rotujícími válečky (využití v barvářském průmyslu). Nejvyššího stupně disperzity v rámci přípravy koloidních částic lze dosáhnout v koloidních mlýnech obsahujících rychle rotující (10-20 tis ot/min) excentricky umístěný válec s vhodnými výstupky nebo rotor otáčející se proti pevné ploše s velmi úzkou štěrbinou.

*Rozměňování pomocí ultrazvuku* lze použít u málo pevných látek. Ultrazvuk s frekvencí nad 20000 Hz vyvolává v látkách periodické stlačování a expanzi. Dosažené tlaky vlivem ultrazvuku jsou tak vysoké, že mohou vyvolávat vznik trhlin až rozpad částic na koloidní rozměry.

Mezi dispergační metody lze zařadit i postupy využívající elektrického proudu. Podstatou *elektrického rozprašování* je odtrhávání částic z elektrod vlivem elektrického oblouku mezi elektrodami. Současně však také dochází k odpařování materiálu z povrchu elektrod a k následné kondenzaci – metoda je tedy jakýmsi spojením dispergační a kondenzační metody. Elektricky rozprašovat lze pouze vodivé materiály.

Působením laserového paprsku s velmi vysokou energií na povrch pevné fáze dochází k lokálnímu přehřátí – vzniká vysoký tlak odtrhávající z povrchu materiálu částice koloidních rozměrů. Stejně jako u elektrického rozprašování dochází i u této metody k současnému odpařování a následné kondenzaci materiálu – laserová ablace.

*Peptizací* lze převést sraženinu vzniklou koagulací zpět do koloidní formy. Mnohdy postačuje promývání sraženiny vodou (vymyjí se elektrolyty, které způsobily koagulaci) nebo je nutno přidat *peptizátor* – látka, která se adsorbuje na povrchu částic a stabilizuje koloidní soustavu (specifická iontová adsorpce či stérická stabilizace pomocí lyofilních koloidů či PAL).

### 6.1.1.2 Metody kondenzační

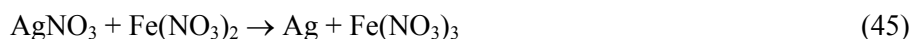
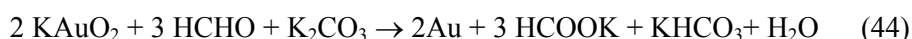
Kondenzačními metodami lze velmi snadno připravit vysoce dispergované a poměrně monodisperzní koloidní soustavy. Kondenzace lze dosáhnout buď fyzikálními metodami nebo chemickými reakcemi.

*Fyzikální kondenzační postupy* jsou založeny na změně rozpustnosti látek. Změnou rozpouštědla, v němž má daná látka nízkou rozpustnost, lze vyvolat kondenzaci látky za vzniku koloidních částic. Takto lze např. připravit sol síry, kdy se do jejího nasyceného roztoku v ethanolu přidá voda. Jiným fyzikálním postupem přípravy koloidních částic je např. ochlazování par kovů či uhlíku na vhodné podložce.

*Chemické postupy* jsou podstatně využívanější, jelikož umožňují přípravu většího počtu koloidních soustav různého chemického složení. Vhodnou chemickou reakcí se z původně rozpustné látky vytvoří látka v daném prostředí nerozpustná.

Srážecími reakcemi lze připravit např. koloid AgI. Smísením roztoků AgNO<sub>3</sub> a KI lze připravit koloidní částice AgI s kladným i záporným povrchovým nábojem podle toho, která z reakčních komponent je v nadbytku. Jestliže přidáme malé množství roztoku AgNO<sub>3</sub> k nadbytku roztoku KI, budou mít částice AgI záporný povrchový náboj vlivem adsorpce jodidových iontů, které jsou v roztoku v nadbytku. V opačném případě vzniknou částice AgI s kladným nábojem, jelikož se na povrch částice budou adsorbovat ionty stříbrné. Při smísení reagentů v ekvivalentním poměru nevzniká koloid, ale hrubá sraženina. V systému totiž není dostatečný přebytek iontů Ag<sup>+</sup> či I<sup>-</sup>, potřebných k tvorbě elektrické dvojvrstvy, která by stabilizovala vznikající koloidní částice AgI.

Oxidačně-redukčními reakcemi lze připravit koloidní částice kovů (redukční děje) i nekovů (oxidační děje). Např. koloidní částice zlata lze připravit redukcí zlatité soli formaldehydem (44), částice stříbra pak redukcí stříbrné soli železnatými ionty či redukcí vodíkem (45) a (46) a koloidní síru lze připravit redukcí sirovodíku kyslíkem (kalení sirovodíkové vody) (47).



Hydrolyzou solí lze připravit např. koloidní částice hydroxidů těžkých kovů



## 6.2 Lyofilní koloidní soustavy (koloidní roztoky makromolekul)

Fázové rozhraní není v tomto případě tak ostře vymezené díky dobré solvaci částic disperzní fáze molekulami disperzního prostředí (solventu), což je způsobeno převahou *adhezních* sil (přitažlivé síly mezi molekulami stýkajícími se fází) nad *kohezními* (přitažlivé síly mezi molekulami dané fáze). Lyofilní koloidy jsou termodynamicky stabilní a jsou schopny samovolného vzniku bez dodání energie (vznik pouhým rozpouštěním), není tedy potřeba užívat takových postupů přípravy, jako u lyofobních koloidních soustav. Částice lyofilních koloidů jsou samovolně dispergovány vlivem tepelných pohybů molekul rozpouštědla. Lyofilní koloidy jsou většinou právě roztoky vysokomolekulárních látek (bílkoviny či polymery) a proto jsou velmi často označovány jako *molekulární koloidy* či *koloidní roztoky*. Jelikož lze takovéto koloidy po destabilizaci vrátit do koloidní formy, označujeme je rovněž jako *vratné (reverzibilní) koloidy*. Velice často se používají tyto soustavy ke stabilizaci lyofobních koloidů – *ochranné koloidy*.

### 6.2.1 Vysokomolekulární látky

Částice lyofilních koloidních soustav jsou tvořeny velkými molekulami – tzv. *makromolekulami*, jejichž rozměr se pohybuje od desítek až po několik stovek nanometrů (molekula ethanu má délku několik desetin nm, zatímco lineární molekula celulózy 400 až 800 nm). Látky obsahující makromolekuly o molární hmotnosti řádu kg/mol označujeme jako *látky vysokomolekulární*.

Podle tvaru makromolekul lze vysokomolekulární látky členit do několika skupin:

- 1) *lineární polymery* – molekuly lineárních polymerů jsou tvořeny dlouhými řetězci,
- 2) *větvené polymery* – molekulu tvoří více lineárních řetězců, které jsou pospojovány v rozvětvenou strukturu,
- 3) *nekonečné síťové struktury* – vznikají při vysokém počtu řetězců s rozvětvenou strukturou,
- 4) *globulární makromolekuly* – jednotlivé části řetězců uvnitř globulární makromolekuly jsou spojeny především fyzikálními, ale také chemickými vazbami. Tyto vazby jsou tak silné, že v určitém rozmezí podmínek udržují makromolekulu v definovaném tvaru, v němž jsou na některých místech vázány molekuly vody (globulární proteiny)

Typický případ vysokomolekulárních látek představují mnohé biologicky významné molekuly (bílkoviny, vyšší polysacharidy, pryskyřice) podle původu označované jako *přírodní*, existují však i člověkem připravené *deriváty přírodních vysokomolekulárních látek* (deriváty celulózy, deriváty bílkovin) a i přímo uměle připravené, tedy *syntetické* (polymerační produkty typu polyethylenu, butadienové polymeráty, nylon, silon a další) vysokomolekulární látky.

#### 6.2.1.1 Roztoky vysokomolekulárních látek

Mnohé molekuly vysokomolekulárních elektrolytů obsahují funkční skupiny schopné ve vhodném rozpouštědle ionizovat a mají tedy schopnost vytvářet v roztoku ionty (disociují). Částice makromolekul v lyofilních koloidních systémech tedy nesou elektrický náboj získaný disociací v roztoku. Tyto vysokomolekulární elektrolyty, nazývané *polyelektrolyty*, lze podle povahy skupin schopných disociace rozdělit na:

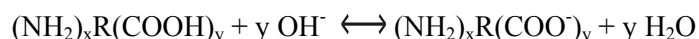
polyelektrolyty obsahující kyselou skupinu (-COOH, -OSO<sub>3</sub>H),

polyelektrolyty obsahující bazickou skupinu (-NH<sub>2</sub>),

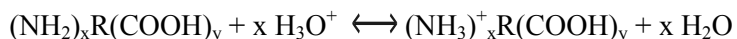
amfoterní elektrolyty, které obsahují jak kyselé tak i zásadité skupiny.

Jsou-li v roztoku disociovány kyselé skupiny makromolekuly, bude mít makromolekula záporný povrchový náboj, jehož velikost je dána disociační konstantou kyselých skupin. V případě disociace zásaditých skupin bude mít makromolekula náboj kladný. Znaménko povrchového náboje v případě

disociace amfoterních elektrolytů (bílkoviny) závisí na pH prostředí. Při vysokých hodnotách pH jsou disociovány pouze kyselé skupiny a makromolekula je nabitá záporně:



Naopak při nízkých hodnotách pH disociují zásadité skupiny a makromolekula je nabitá kladně:



Hodnotu pH, při které dochází k disociaci stejného počtu kyselých i zásaditých skupin v amfoterní makromolekule označujeme jako *izoelektrický bod*. V izoelektrickém bodě vlivem disociace stejného počtu kyselých a zásaditých skupin nedochází ke vzniku elektrické dvojvrstvy, makromolekula je elektroneutrální a ztrácí svoji vysokou stabilitu.

Lyofilní koloidy vykazují mimo oblast izoelektrického bodu vysokou agregátní i sedimentační stabilitu. Snížení stability lze dosáhnout některými fyzikálně-chemickými postupy:

- snížením teploty,
- přidavkem rozpouštědla, v němž je vysokomolekulární látka málo rozpustná,
- přidavkem elektrolytů ve vysoké koncentraci – tzv. *vysolování*,
- změnou ve struktuře makromolekuly – *denaturace* (pouze u globulárních proteinů). Toho lze dosáhnout např. zvýšením teploty, mechanickými vlivy, vysokými tlaky nebo chemickými pochody.

## 6.3 Gely

Některé disperze tuhých látek v kapalinách mají schopnost vytvářet gely – *gelatinizovat*. Přejít z gely mohou jak roztoky makromolekulárních látek tak i lyofobní soly. Z hlediska struktury je možno gely definovat jako systémy tvořené trojrozměrnou sítí, vytvářející souvislou strukturu, která prostupuje celým disperzním prostředím. Prostorová síť je tvořena spojováním disperzních částic vlivem chemických a fyzikálních sil. I když je disperzní prostředí kapalné, mají gely v důsledku existence prostorové sítě mechanické vlastnosti charakteristické pro tuhý stav. Vysoušením gelu (odstraněním disperzního prostředí) vzniká systém obsahující pouze disperzní fáze a nazývá se *xerogel*.

Gely rozdělujeme podle schopnosti navrátit se po vysušení do původního stavu na *reverzibilní* a *ireverzibilní*. Reverzibilní gely při vysušení zmenšují svůj objem a přecházejí na kompaktní *xerogely*. Při styku s disperzním prostředím přechází zpět do původního stavu tzv. *botnáním*, tj. schopností přijímat molekuly disperzního prostředí. Tyto vlastnosti vykazují makromolekulární gely. Ireverzibilní gely při vysušení takřka nezmenšují svůj objem, jsou však porézní; při styku s disperzním prostředím nepřechází do původního stavu. Ireverzibilní gely vznikají gelatinizací lyofobních solů.

### 6.3.1 Reverzibilní gely

Gelatinizace makromolekulárních látek spočívá ve tvorbě stálých a dostatečně trvanlivých spojů mezi jednotlivými molekulami, což vede ke vzniku prostorové sítě. Jednotlivé spoje molekul označujeme jako *styčné body* nebo *uzly* a vznikají působením sil chemické či fyzikální povahy. V případě gelatinizace vlivem chemických vazeb se v podstatě jedná o přípravu gelu chemickou reakcí (kondenzační polymerace, adiční polymerace). Struktura gelů s chemickými vazbami je velmi pevná a zpět na roztok by je bylo možné převést jedině odbouráním chemických vazeb – výsledný produkt by však byl jiné povahy, jelikož nelze vyloučit, že se odstraní i jiné vazby. Vzniku spojů fyzikálními silami lze docílit snížením afinity vysokomolekulární látky k rozpouštědлу. Toho lze dosáhnout např.

přídavkem takového rozpouštědla, v němž je makromolekula málo rozpustná a rovněž tak snížením teploty.

Na gelatinizaci má značný vliv teplota a koncentrace vysokomolekulární látky. S rostoucí teplotou roste intenzita tepelných pohybů jednotlivých segmentů makromolekuly, čímž je zabráněno vzniku trvanlivých styčných bodů a gel nevzniká. Gelatinizaci lze tedy podpořit snížením teploty. Tvorbu gelu lze také usnadnit zvýšením koncentrace vysokomolekulární látky, neboť tím roste četnost srážek makromolekul a zvětšuje se počet spojů mezi makromolekulami.

V případě amfoterních vysokomolekulárních látek (bílkoviny) má zásadní vliv na gelatinizaci pH prostředí. Nejlépe vznikají gely při hodnotě pH odpovídající izoelektrickému bodu.

### **6.3.2 Ireverzibilní gely**

Ireverzibilní gely vznikají gelatinizací lyofobních solů. K tomu je ovšem potřeba částečně snížit stabilitu koloidního systému (tak, aby neproběhla agregace a následně koagulace). Při částečném odstranění stabilizujícího faktoru (elektrická dvojvrstva, sterický stabilizátor) ztrácí stabilitu jen ty části povrchu koloidních částic, kde chybí ochranná vrstva a v těchto místech dojde ke spojování částic lyofobního koloidu za vzniku prostorové sítě.

### **Shrnutí**

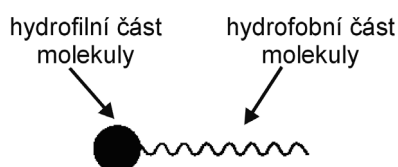
Nejvýznamnějším praktickým případem koloidních soustav jsou soustavy s kapalným disperzním prostředím a pevnou disperzní fází. Takovým soustavám se říká buď soly (zejména v případě tzv. lyofobních koloidů) nebo koloidní roztoky (v případě lyofilních koloidů). Příprava takových soustav závisí na tom, zda se jedná o lyofilní či lyofobní koloid. Protože lyofilní koloidy jsou vlastně pravé roztoky makromolekulárních látek a jsou termodynamicky stabilní, vznikají tyto koloidní soustavy samovolně. V případě lyofobních koloidních soustav je třeba vynaložit na jejich přípravu energii. V případě dispergačních metod mechanickou energii na rozbití velkých částic hrubých disperzí - např. mletí. V případě kondenzačních metod chemickou energii na spojování molekul pravých roztoků za vzniku koloidních částic. V případě, že ve výše uvedené soustavě je vysoká koncentrace disperzní fáze, stává se koloidní soustava málo pohyblivou - vznikají tzv. gely.

## 7 Asociativní koloidy

Asociativní koloidní soustavy vznikají spojováním (asociací) molekul povrchově aktivních látek (PAL) za vzniku koloidně disperzních částic - tzv. *micel*. Micela je dynamický útvar, u níž dochází k neustálé výměně molekul PAL mezi micelou a disperzním prostředím, nemají tedy pevně definované fázové rozhraní. Koloidní soustavy povrchově aktivních látek jsou stejně jako soustavy lyofilní termodynamicky stabilní a používají se mimo jiné také ke stabilizaci lyofobních koloidů.

### 7.1 Povrchově aktivní látky (surfaktanty, tenzidy)

Povrchově aktivní látky (PAL, detergenty, tenzidy, surfaktanty) se velice ochotně a samovolně koncentrují (zvyšují svoji koncentraci) na fázovém rozhraní a snižují přitom povrchové napětí mezi fázemi. Molekuly povrchově aktivních látek se nazývají jako *amfipatické* nebo *amfifilní*. Takové molekuly obsahují jednak část s vysokou afinitou k rozpouštědлу (lyofilní), zaručující poměrně vysokou rozpustnost, a jednak část, která je v rozpouštědle nerozpustná (lyofobní). Ve vodném prostředí tedy molekula povrchově aktivní látky obsahuje jednak hydrofilní polární skupinu zaručující rozpustnost (-OSO<sub>3</sub>H, -COOH) a hydrofobní nepolární část (uhlovodíkový řetězec) (obr. 20).



Obr. 20 Molekula PAL.

Povrchově aktivní látky lze členit podle určitých kritérií do několika skupin (tabulka 4).

kritérium členění	název
dle chemické povahy	anorganické
	organické
	organosilikátové
dle elektrolytické disociace	ionické
	neionické
dle povahy povrchově aktivního iontu	anionické
	kationické
	amfionické

Tabulka 4 Členění povrchově aktivních látek.

V následující kapitole bude věnována pozornost pouze organickým povrchově aktivním látkám, jelikož je jejich aplikační využití v současné době nejšířší.

### 7.1.1 Organické povrchově aktivní látky

*Organické neionické PAL* - nejdéle používanými neionickými tenzidy jsou adiční produkty ethylenoxidu (*oxyethylenáty vyšších alkoholů, oxyethylenáty esterů mastných kyselin, oxyethylenáty alkylfenolů*). Dále do této skupiny patří *alkylpolyglykosidy a přírodní molekuly* (glyceridy, glykosidy, sacharidy).

*Organické anionické PAL* – v roztoku disociují za vzniku objemného organického aniontu, který je nositelem povrchové aktivity. Kation je odvozen od alkalického kovu, vhodný je i ion amonný. Z celé řady organických anionických PAL jsou z hlediska využití nejvýznamnější soli karboxylových kyselin, alkylsulfáty a fosfáty a estery kyseliny fosforečné.

- soli karboxylových kyselin (mýdla) –  $(RCOO)^-Me^+$ . Uhlovodíkový řetězec čítá obvykle 8 až 20 atomů uhlíku. Jsou nejdéle používanou skupinou povrchově aktivních látek. Jejich povrchová aktivita je středně silná a klesá v kyselém prostředí a v silně tvrdé vodě (vznik vápenatých solí),
- alkylsulfáty (estery kys. sírové) –  $(ROSO_3)^-Me^+$ . Uhlovodíkový řetěz obsahuje 10 až 18 atomů uhlíku. Velmi často používanou povrchově aktivní látkou z této skupiny je např. dodecylsulfát sodný (SDS – sodium dodecyl sulphate), který se uplatňuje např. v elektroforéze,
- fosfáty a estery kys. fosforečné – jsou využívány zejména v pracích prostředcích, ovšem ve vyspělých zemích se z ekologických důvodů od jejich používání upouští.

*Organické kationické PAL* – nositelem povrchové aktivity těchto látek je organický kation. Mimo užití v kosmetice vykazují některé organické kationické tenzidy baktericidní účinky.

- soli kvartérních amoniových zásad –  $(R^+NR_3)^+X^-$ , jsou nejuplatňovanějšími tenzidy z této skupiny. Uhlovodíkový řetězec čítá obvykle 12 až 18 atomů uhlíku. Na atomu dusíku jsou mimo tohoto uhlovodíkového řetězce navázány tři methylové či ethylové skupiny. Anion je většinou halogenidový. Nejznámějším zástupcem této skupiny PAL je cetyltrimethylammonium bromid (CTAB) –  $C_{16}H_{33}N(CH_3)_3Br$ ,
- soli pyridiniových zásad – jako příklad lze uvést látku cetylpyridinium bromid (CPB).

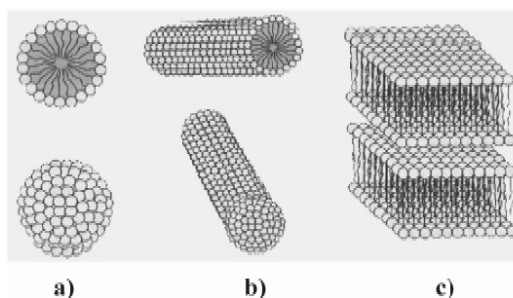
*Organické amfionické PAL* – molekuly těchto látek obsahují bazickou i kyselou skupinu. V závislosti na pH prostředí může mít molekula buď kladný či záporný náboj. Příkladem jsou aminokyseliny, resp. bílkoviny. Vysoká výrobní cena dovoluje jejich využívání v malých množstvích např. v kosmetice (šampony, tekutá mýdla atd.).

Přibližně 50% světové produkce povrchově aktivních látek připadá na organické anionické tenzidy, které mají obrovské uplatnění v procesech praní a čištění. Dalších 40% procent pak připadá na tenzidy neionické, které se také uplatňují v pracích a čistících prostředcích a zbylých 10% představují tenzidy kationické a zlomek procenta amfionické s hlavním využitím v kosmetice.

## 7.2 Tvorba micel

Při vzniku micely se molekuly PAL orientují svými hydrofilními částmi molekuly k molekulám vody, hydrofobní části se uzavírají uvnitř micely. Primární tvar micel při jejich vzniku je kulovitý, je-li

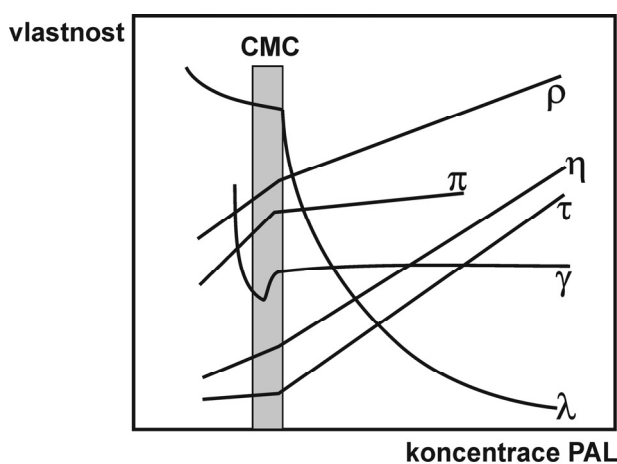
ovšem dostatečná koncentrace molekul PAL v roztoku, dochází k dalšímu spojování molekul a původně kulovitá micela se tvarově mění v micely cylindrické či lamelární (obr. 21).



Obr. 21 Tvary micel: a) kulovitý tvar, b) vláknitý tvar, c) lamelární tvar.

Micely mohou vznikat až od určité koncentrace PAL v roztoku. Nejnižší koncentrace PAL, při které mohou vznikat micely, se označuje jako tzv. *kritická micelární koncentrace* (CMC - critical micellar concentration). Aby tedy vznikla micela, musí být rozpustnost PAL vyšší než CMC. Některé PAL jsou však za laboratorní teploty málo rozpustné a koncentrace PAL v roztoku nedosahuje hodnoty CMC. Proto je u nich nutné zvýšením teploty zvýšit rozpustnost nutnou pro dosažení tvorby micel. Teplotu, při které rozpustnost PAL dosáhne CMC, označujeme jako *Kraffův bod*  $T_k$ .

Při vzniku micel se velmi výrazně mění některé fyzikálně-chemické vlastnosti roztoku PAL. Změny jsou v podstatě dány přechodem původně analytické disperze na disperzi koloidní (vznik micel při CMC povrchově aktivní látky v roztoku) (obr. 22).



Obr. 22 Změna některých fyzikálně-chemických vlastností roztoku PAL při tvorbě micel.

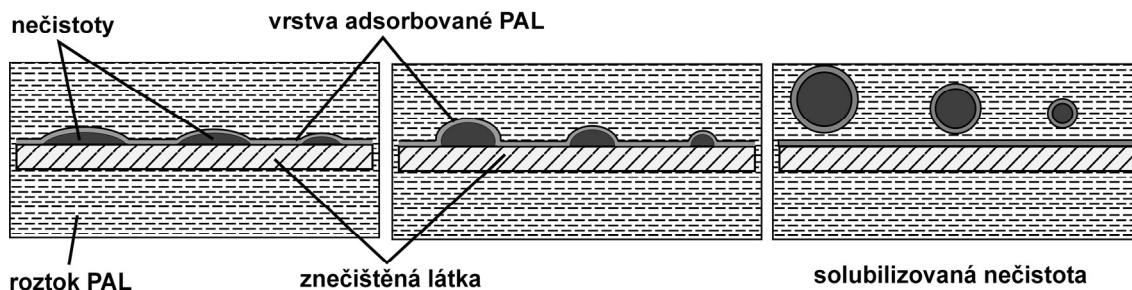
$\rho$  - hustota,  $\pi$  - osmotický tlak,  $\tau$  - turbidita,  $\eta$  - viskozita,  $\gamma$  - povrchové napětí,  $\lambda$  - molární vodivost

Velmi významnou vlastností micelárních roztoků PAL využívanou zejména v již zmiňovaných procesech praní a čištění je tzv. *solubilizace* neboli schopnost PAL rozpouštět látky, které jsou v čistém rozpouštědle nerozpustné. Na principu solubilizace je založeno čištění znečištěných povrchů – tzv. *detergence*. Při detergenci se nejprve molekuly PAL naadsorbují na povrch znečištěné látky a na povrch přilínajících nečistot. Tím dojde ke snížení povrchového napětí mezi nečistotou a roztokem, resp. ke zvýšení smáčivosti nečistoty v rozpouštědle. Nečistoty se pak postupně sbalují a uvolňují z povrchu a uzavřené v micelle mezi molekulami PAL přechází do roztoku. Původně hydrofobní



nečistoty vlivem solubilizace získávají charakter hydrofilní a nemohou se zpět připoutat k čistému povrchu (obr. 23).

Zvýšená koncentrace molekul solubilizovaných v micelách má také velký vliv na kinetiku některých chemických reakcí. Toho se využívá v *micelární katalýze*.



Obr. 23 Průběh detergence.

### Shrnutí

Povrchově aktivní látky mimo svou schopnost adsorbovat se na fázovém rozhraní a snižovat tak povrchové napětí kapalin vykazují v některých případech samoorganizační schopnosti. Spojením více molekul do jednoho útvaru vzniká tzv. micela, která svými rozměry spadá do koloidně disperzních soustav. Micely mají ohromný význam v praxi. Bez nich by neexistovaly procesy praní, čištění, technologické postupy založené na micelární katalýze a solubilizaci (výroba a zpracování plastů).

## 8 Další typy koloidních soustav

### 8.1 Koloidní soustavy s kapalným disperzním prostředím a kapalnou disperzní fází – emulze

Přirozené disperze kapalin v kapalinách jsou poměrně časté v přírodě (mléko) a složení mají podobné jako uměle připravené emulze – jde o dvě nemísitelné kapaliny, z nichž jedna tvoří disperzní prostředí a druhá disperzní fázi. Obvykle je takový systém nutno stabilizovat přídavkem stabilizátoru - *emulzifikátoru*. Stabilita emulzí je výrazně závislá na rozdílu hustoty obou kapalin – čím je větší, tím méně jsou stabilní.

Podle polarit obou kapalin tvořící disperzní soustavu rozlišujeme *emulze přímé* (olej ve vodě, O/V) a *emulze obrácené* (voda v oleji, V/O). V přímých emulzích je disperzní prostředí tvořeno polárnější kapalinou (obvykle vodou) a v obrácených emulzích je disperzní prostředí tvořeno nepolární kapalinou (olejovité látky).

Rozlišit typy těchto emulzí můžeme provést třemi metodami – indikátorovou, optickou a vodivostní. Indikátorová metoda spočívá v rozpustnosti barviva v daném disperzním prostředí. Např. pro emulzi typu O/V použijeme k identifikaci methylenovou modř, která se rozpouští ve vodě. V mikroskopu lze pak pozorovat bezbarvé kapičky v barevném prostředí. Pro emulze typu V/O lze použít fuchsin, rozpouštějící se přednostně v nepolárních kapalinách. K optickým metodám patří studium emulze ve fluorescenčním mikroskopu. Emulze typu O/V se projeví zářícími body na temném pozadí, u emulze typu V/O září naopak disperzní fáze. Při měření vodivosti je emulze O/V mnohem vodivější než typ V/O, u něhož je disperzní prostředí velmi málo vodivé.

Zředěné emulze typu O/V, u nichž objem dispergované fáze zaujímá nejvýše 2 % celkového objemu, mají podobné vlastnosti jako lyofobní koloidní disperze. Jeví Brownův pohyb, nesou elektrický náboj a lze je koagulovat působením elektrolytů (rozrážení emulzí).

Emulze jsou zpravidla mléčně zakalené, opaleskující a při větších koncentracích neprůhledné kapaliny. Částice mají rozměr 1-100  $\mu\text{m}$  a jsou viditelné v mikroskopu. Barva emulzí je obvykle bílá nebo světle žlutá, protože obě kapalná fáze se od sebe liší indexem lomu.

Známou přirozenou emulzí je mléko. Jde o emulzi typu O/V a stabilizátorem této emulze je bílkovina kasein. Jinými emulgátory, účastnicími se trávení tuků, jsou žlučové kyseliny.

Vedle klasické lyofobní emulze existují ještě tzv. *kritické lyofobní emulze*, vznikající samovolně v soustavě dvou omezeně mísitelných kapalin při teplotě blízké kritické teplotě rozpouštěcí. Kritická emulze může existovat jen v tomto teplotním intervalu.

Emulze mají uplatnění v potravinářském průmyslu (čokoláda, margarin), v průmyslu plastických hmot, ve farmacii, v zemědělství a v mnoha jiných oborech.

#### 8.1.1 Reverze fází

Vlivem fyzikálních či chemických podmínek lze měnit typy emulzí O/V na typy V/O a opačně. Tento děj se nazývá *reverze fází* a lze ho také dosáhnout přídavkem emulgátoru podporujícího opačný typ emulze. Například tlučením smetany (emulze typu O/V) vznikne máslo (emulze typu V/O). Obvykle je však třeba při reverzi fází přidat stabilizátor a intenzivně míchat.

## 8.2 Příprava emulzí

Stabilní emulze mohou v menší míře vznikat samovolnou emulzifikací, pouhým smícháním dvou kapalin, je-li mezipovrchové napětí mezi oběma fázemi dostatečně malé. Častější je situace, kdy je potřeba k přípravě stabilních emulzí za mechanického dispergování (míchání, vibrace pomocí míchadel a koloidních mlýnů, protřepávání) přidat látku, která umožňuje tvorbu kapének disperzního fázeu, tzv. *emulgátor*. Jako emulgátory slouží povrchově aktivní látky nebo vysokomolekulární lyofilní koloidy či jemné nerozpustné práškové materiály (saze, uhelný prach, PbS a další). Bez přítomnosti emulgátoru vznikne nestabilní emulze, u které postupně dochází ke spojování kapiček disperzního fázeu za vzniku větších kapek až po vznik dvou oddělených kapalných fází - *koalescence*.

### 8.2.1 Rozrážení emulzí

V mnoha případech jsou emulze nevídaným jevem a je potřeba je odstraňovat. Pokud je emulze stabilizována ionogenými emulgátory, lze pro destabilizaci využít elektrolyty s vhodnými protioionty (nejlépe polyvalentní). K zániku emulze lze použít i určité množství emulgátoru, podporujícího emulzi opačného typu. Při stabilizaci neionogenními emulgátory je rozrážení těžší a provádí se buď vysolováním přídavkem vysoké koncentrace elektrolytu nebo zvýšením teploty. Rozrážet emulze lze i pomocí PAL.

Rozrážet emulze lze i mechanickými postupy (odstředování, vibrace, šlehání či protlačování zředěné emulze filtračním zařízením) nebo působením stejnosměrného elektrického proudu, kdy se kapénky oleje od vodné fáze oddělují elektroforézou.

## 8.3 Koloidní soustavy s kapalným disperzním prostředím a plynnou disperzní fází – pěny

Pěny jsou obvykle hrubé, vysoce koncentrované disperze plynů (nejčastěji vzduchu) v kapalině. Částice disperzní fáze jsou tak velké, že je lze pozorovat okem, avšak tenké přepážky, které bubliny oddělují, mají významný vliv na vlastnosti pěn a jsou koloidních rozměrů. Jestliže plynný podíl zaujímá více než 90 obj. %, dochází k vzájemnému stlačování bublin, které pak nemají kulovitý tvar, ale tvar mnohostěnů oddělených velmi tenkou vrstvou kapaliny.

K přípravě stabilní pěny je potřeba použít tzv. *pěnidla (pěnotvorná činidla)*. Většinou jde o látky, které se ve velké míře hromadí na fázovém rozhraní kapalina-plyn. Jsou to v drtivé většině povrchově aktivní látky, dále pak proteiny tvořící pevné filmy, tuhé prášky a některé polymery či barviva. Stabilitu pěn lze charakterizovat dobou existence pěny, tj. časem, který uplyne od okamžiku vytvoření pěny až do jejího úplného zániku. Při vhodných podmínkách mohou pěny vydržet i velmi dlouhou dobu (Dewar udržel mýdlovou bublinu 3 roky).

Praktický význam pěn spočívá v jejich průmyslovém uplatnění. Při úpravě rud flotací se částice rudy shromažďují v husté pění na povrchu, ze které se odebírá koncentrát daného nerostu. Vysoce stabilní pěny se používají k hašení požárů (pěna s obsahem oxidu uhličitého).

Přes tvorbu pěny lze z roztoku odstraňovat nežádoucí povrchově aktivní látky. Pěny mají také uplatnění v potravinářském průmyslu a v pracích a čistících procesech.

### 8.3.1 Příprava a zánik pěn

Pěny se připravují dispergováním plynu v kapalině za přítomnosti pěnidel různými způsoby - probublávání plynu roztokem pěnidla nebo intenzivním mícháním tohoto roztoku či protřepáváním anebo šleháním.

Zánik pěn je důsledkem několika procesů:

- 1) pokles tloušťky a následné protržení filmu kapaliny,
- 2) přechod plynu z drobných bubliny do větších,
- 3) vytékání disperzního prostředí vlivem gravitace,
- 4) destrukce horních vrstev pěny, které jsou ve styku s vnějším prostředím, vlivem odpařování disperzního prostředí.

### 8.3.2 Odpěňování

Vzhledem k vysoké stabilitě některých nežádoucích pěn je nutné je uměle odstraňovat. Toho lze dosáhnout fyzikálními postupy jako je silné ohřátí i prudké ochlazení, změna tlaku či vysušení a nebo mechanickými postupy. Chemickými postupy lze pěny odstraňovat např. přidáním povrchově aktivní látky nebo i jiné organické látky (alkoholy, ethery, cyklohexan a další), která vytěsní pěnidlo z adsorpční vrstvy a vytvoří méně stabilní pěnu.

## 8.4 Koloidní soustavy s plynným disperzním prostředím - aerosoly

Disperzní soustavy s plynným disperzním prostředím označujeme nezávisle na skupenství disperzního fázeu jako aerosoly. Plynné disperzní prostředí se výrazně liší od kapalného disperzního prostředí, což způsobuje odlišné chování aerosolů od lyosolů a emulzí. Plynné disperzní prostředí aerosolů má menší viskozitu i nižší hustotu než kapaliny, což se projevuje v nižší stabilitě aerosolů než u disperzí s kapalným disperzním prostředím. Aerosoly jsou značně zředěné, částice mají k dispozici dlouhou volnou dráhu Brownova pohybu a velmi rychle sedimentují. Aerosoly jsou méně stabilní také proto, jelikož v plynném disperzním prostředí nevzniká elektrická dvojevrstva.

Podle skupenství disperzní fáze klasifikujeme aerosoly na *soustavy s kapalnou disperzní fází* – mlhy s kapkami o rozměrech  $10^{-8}$  až  $10^{-5}$  m a *soustavy s pevnou disperzní fází* – dýmy (vysoce dispergované soustavy s částicemi o velikosti  $10^{-9}$  až  $10^{-5}$  m) a prachy s částicemi většími než  $10^{-5}$  m. Ve většině případů však existují směsné aerosoly.

Vznik aerosolů je možný dvojím mechanismem:

- dispergační metody – (využívány zejména v průmyslu) mechanické rozmělnění tuhých těles (drcení, mletí) či rozprašování kapalin (speciální trysky a rozprašovače). Vzniklé částice jsou následně rozptýleny v plynném prostředí. Taveniny tuhých látek lze také dispergovat elektrickým obloukem,
- kondenzační metody – takto lze připravit relativně monodisperzní soustavy s vysokým stupněm disperzity. Kondenzaci lze provést fyzikálně – kondenzací přesycené páry ochlazením soustavy (mlhy) a nebo chemicky – provedením reakce v plynné fázi (např. příprava aerosolu  $\text{NH}_4\text{Cl}$  (49) či  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (50)).



### 8.4.1 Specifické vlastnosti aerosolů

Aerosoly vykazují řadu ojedinělých vlastností. V teplotním gradientu se u aerosolů projevuje tzv. *termoforéza* – pohyb částic aerosolů ve směru klesající teploty (ze strany s vyšší teplotou do částic intenzivně narážejí molekuly disperzního prostředí).

Pohyb částic při osvětlení z jedné strany označujeme jako *fotoforéza*. Pohybují-li se částice ve směru světelného paprsku (od zdroje světla), jde o kladnou fotoforézu. Opačný děj se nazývá negativní fotoforéza. Fotoforetické jevy mají význam pro pohyb atmosférických aerosolů (mraky).

*Termoprecipitace* je usazování částic aerosolu na chladných površích, protože při styku s takovýmto povrchem ztrácejí svoji kinetickou energii (usazování prachu na předmětech v blízkosti zdrojů tepla).

Elektrické vlastnosti aerosolů se značně liší od elektrických vlastností disperzních systémů s kapalným disperzním prostředím. Vznik elektrického náboje částic aerosolů se neřídí tak přesnými pravidly jako u lyosolů, ale je do jisté míry náhodný. Částice získávají náboj obvykle nespecifickou adsorpcí iontů. Aerosoly kovů a jejich oxidů mají obvykle náboj záporný, aerosoly nekovů naopak náboj kladný.

Některé aerosoly však mohou získat náboj specifickou adsorpcí iontů. Např. kapičky vody v mlze či oblacích jsou obvykle nabity kladně s hodnotou potenciálu okolo 250 mV. Kapičky se pak na základě různé velikosti pohybují různou rychlostí a dochází k jejich rozdělení a současně dojde i k rozdělení elektrického náboje (sedimentační potenciál). Rozdíl mezi potenciály oblaků v různých výškách dosahuje až 100 kV/m a blesky jsou v podstatě projevem vyrovnání rozdílu potenciálu (elektrický oblouk).

Agregátní stálost aerosolů je velmi malá. Obvykle ji nelze zvyšovat elektrickým nábojem, protože ten je příliš malý a částice nelze ani stabilizovat tvorbou ochranné vrstvy a tak při vzájemných srážkách částic v plynném disperzním prostředí dochází obvykle ke koagulaci. Stabilitu aerosolů lze snížit tzv. *vlhčením aerosolů* – vrstva kapaliny na povrchu tuhé částice snižuje agregátní stabilitu. Nejméně stálé jsou aerosoly s největšími a s nejmenšími částicemi. Ty první kvůli sedimentaci a ty druhé díky intenzivnímu Brownovu pohybu, vedoucímu k rychlé agregaci při častých srážkách částic. Částice aerosolů rychle koagulují mnohdy i díky náhodné tvorbě nábojů opačného znaménka.

#### 8.4.2 Rozrušování aerosolů

Aerosoly bývají často nevídaným jevem např. v metalurgickém a chemickém průmyslu (dýmy a prachy) a je vysoce žádoucí je s ohledem na životní prostředí odstraňovat. Tzv. *smogy* jsou soustavy kondenzovaných par kapaliny na povrchu pevných částic. Odstraňování aerosolů lze provádět několika způsoby:

- 1) změna rychlosti a změna proudění aerosolu v *odstředivých odlučovačích* – tzv. *cyklóny*. Částice se usazují na stěnách válce a čistý plyn se odvádí z cyklónu. Lze použít pro částice ne menší než přibližně 3  $\mu\text{m}$ ,
- 2) filtrace – částice se oddělují jednak zpomalením pohybu a dále se zachytávají na vlákněch filtru,
- 3) vliv ultrazvuku – používá se hlavně pro rozrušování mlh,
- 4) působením jiných částic různých rozměrů – slouží zejména pro koagulaci atmosférických aerosolů (oblaky). Používá se jemný písek (nese opačný náboj než kapky vody), dýmy AgI, koncentrovaný roztok  $\text{CaCl}_2$  coby roztok s hygroskopickými vlastnostmi, tuhý  $\text{CO}_2$ ,
- 5) vliv elektrického pole o vysokém napětí – aerosoly se rozrušují v tzv. *elektrostatických odlučovačích* – *Cottrellův odlučovač*,
- 6) vlhčení aerosolů – kropení vodou.

#### 8.4.3 Praktický význam aerosolů

S aerosoly se můžeme setkat běžně v přírodě. Mlhy, mraky a s nimi související dešť, dále pak rostlinný pyl, spory bakterií a plísní, vyvolávající alergie. Aerosoly vznikají také lidskou činností (většinou škodlivé dýmy a prachy) v hutnictví, při výrobě tepla, v metalurgickém a chemickém průmyslu a nebo exhalací z výfukových plynů.

## 8.5 Koloidní soustavy s tuhým disperzním prostředím

Na rozdíl od aerosolů se jedná o velmi stabilní soustavy dané charakterem tuhého disperzního prostředí. Protože je zde výrazně omezen tepelný pohyb, nedochází s výjimkou vysokých teplot ke změně disperzity systému a ke koagulaci může dojít jen v polotuhém stavu nebo v tavenině.

Soustavy s tuhým disperzním prostředím lze rozdělit na *disperze s tuhou (tuhé soly)*, *kapalnou (tuhé emulze)* a *plynnou (tuhé pěny) disperzní fázi*.

Metody přípravy soustav s tuhým disperzním prostředím jsou velmi specifické a lze je rozčlenit následovně:

- 1) kondenzace z taveniny – při chladnutí taveniny se disperzní fáze vylučuje ve formě částic (např. litina),
- 2) dispergačně – v roztaveném disperzním prostředí se disperguje plyn, kapalina nebo tuhá látka a vzniká tzv. *pyrosol*,
- 3) fotochemickým, radiologickým či chemickým rozkladem v tuhé fázi,
- 4) přímým působením látky tvořící disperzní fázi obvykle ve formě páry na látku tvořící disperzní prostředí.

Soustavy s tuhým disperzním prostředím a plynnou disperzní fází se vyskytují ve formě tuhých pěn, což jsou pórovité materiály jako např. pěna, pórobeton, pekařské výrobky, či pěnové plasty.

Soustavy s kapalnou disperzní fází jsou dobře známé z přírody – hlíny a jíly.

Soustavy s tuhým disperzním prostředím i disperzní fázi tvoří např. slitiny kovů, skla, smalty a mají obrovský význam v metalurgickém, sklářském, keramickém a fotografickém průmyslu:

- fotografický průmysl - koloidní disperze stříbra vznikající působením světla (fotolýzou) na stříbrné halogenidy nanesené v tenké vrstvě fotografického filmu,
- barvení skel se provádí rozptýlením částic kovů (rubínové sklo – obsahuje částice zlata od 0,01 do 0,1 hm.% a přitom modré sklo obsahuje také částice zlata, ale s podstatně nižším stupněm disperzity),
- smalty jsou disperze, které v tuhém disperzním prostředí (obvykle sklo) obsahují rozptýlené částice tzv. *kalíciho prostředku* ( $\text{SnO}_2$ ,  $\text{TiO}_2$ ,  $\text{ZrO}_2$ ),
- slitiny,
- barevné drahokamy a polodrahokamy. Např. modrá kamenná sůl, vyskytující se v přírodě, obsahuje nepatrné množství kovového sodíku koloidně dispergovaného v krystalech NaCl, který způsobuje modré zbarvení.

### Shrnutí

I když nelze jen tak jednoduše tvrdit, že hlavní skupinu koloidních soustav používaných v praxi tvoří soly, přece jen další typy koloidních soustav stojí v jejich stínu. Přesto emulze (koloidní soustavy s kapalným disperzním prostředím i kapalnou disperzní fází) jsou rovněž v praxi časté - příkladem budiž mléko, máslo, majonézy. Rovněž tak pěny (koloidní soustavy s kapalným disperzním prostředím a plynnou disperzní fází) představují běžnou koloidní soustavu ze života. No a aerosoly (koloidy s plynným disperzním prostředím a kapalnou či tuhous disperzní fází) nás mnohdy v životě obtěžují více než dost (mlhy, prach, kouř, smog).

## Závěr

Cílem tohoto učebního textu bylo seznámit studujícího se základy interdisciplinárního oboru s ohromným významem pro praxi - koloidní chemii. Protože problematika, kterou se koloidní chemie díky své interdisciplinaritě zabývá, je nebývale široká, mohl se tento učební text skutečně dotknout jen základů tohoto přírodovědného oboru. Přesto by si studující čtenář měl odnést solidní základy, na nichž lze stavět nejen další teoretický rozvoj, ale i možné jednoduché aplikace získaných poznatků v praxi. Proto byla významná část textu věnována nejen teoretickým popisům jevů, specifických pro koloidní systémy, ale i četným příkladů praktického chování a metod přípravy a stabilizace těchto soustav. Pro zájemce o rozšíření znalostí z této oblasti existuje poměrně bohatá studijní literatura (bohužel jen málo z ní v češtině), jejíž nepatrná část je uvedena v doporučené literatuře pro další studium. Rovněž je pro tyto zájemce připraven navazující studijní předmět s názvem Metody studia koloidních soustav, který se zabývá již podrobněji mnohdy velmi složitými a vyspělými metodami, používanými ke studiu rozmanitých vlastností koloidů, velikostí částic včetně jejich distribuce počínaje a studiem jejich elektrických vlastností konče.

## Seznam použité a doporučené literatury

VOJUCKIJ, S. S. *Kurs koloidní chemie*. SNTL, 1984

BRDIČKA, R., DVOŘÁK, J. *Základy fyzikální chemie*. Academia, 1977

ŠČUKIN, E. D., PERCOV, A. V., AMELINOVÁ, E. A. *Koloidní chemie*. Academia 1990

EVERRET, D. H. *Basic principles of colloid science*. RSC, 1992

EVANS, D. F., WENNERSTRÖM, H. *The Colloidal Domain*. Wiley-VCH, 1994



## Seznam obrázků

Obr. 1 Distribuční křivka koloidní soustavy mající 19 frakcí různě velikých částic. ....	8
Obr. 2 Nárazy molekul disperzního prostředí do koloidní částice. ....	10
Obr. 3 Střední posuv částice.....	11
Obr. 4 Měření osmotického tlaku.....	12
Obr. 5 Schéma dialyzátoru. ....	13
Obr. 6 Tok kapaliny trubící ve vrstvách.....	16
Obr. 7 Absorpční spektra solů zlata měnící se s narůstajícím stupněm disperzity solu. ....	19
Obr. 8 A) Tyndallův jev a B) John Tyndall.....	20
Obr. 9 Závislost rozptylu světla na stupni disperzity ( $r$ je poloměr částic) v suspenzi $\text{BaSO}_4$ . ....	20
Obr. 10 Mieovy diagramy pro rozptyl světla a) částic $d \ll \lambda$ a b) částic s $d \approx \lambda$ .....	21
Obr. 11 Schéma ultramikroskopu.....	23
Obr. 12 Schéma Helmholtzova modelu uspořádání elektrické dvojvrstvy. ....	24
Obr. 13 Schéma Gouyho-Chapmanova modelu uspořádání elektrické dvojvrstvy.....	25
Obr. 14 Schéma Sternova modelu uspořádání elektrické dvojvrstvy.....	26
Obr. 15 Analýza DNA elektroforézou na agarovém gelu. ....	27
Obr. 16 Měření sedimentačního potenciálu.....	28
Obr. 17 Mechanická rovnováha: a) metastabilní, b) nestabilní a c) stabilní poloha. ....	29
Obr. 18 Křivka interakční energie (3) v závislosti na rostoucí vzdálenosti částic $H$ .....	29
Obr. 19 Stlačování elektrické dvojvrstvy přidávkem elektrolytu.....	31
Obr. 20 Molekula PAL.....	38
Obr. 21 Tvary micel: a) kulovitý tvar, b) vláknitý tvar, c) lamelární tvar.....	40
Obr. 22 Změna některých fyzikálně-chemických vlastností roztoku PAL při tvorbě micel. ....	40
Obr. 23 Průběh detergentce. ....	41

## Rejstřík

- absorpce záření, 19
- aerosoly, 44
- agregace, 29
- amfionické PAL, 39
- anionické PAL, 39
- Brownův pohyb, 10
- centrifuga, 14
- detergence, 40
- dialýza, 12
- difúze, 10
- dispergační metody, 33
- disperzní fáze, 6
- disperzní prostředí, 6
- disperzní soustava, 6
- distribuční křivka, 8
- DLVO teorie, 30
- dynamická viskozita, 16
- dynamický rozptyl světla, 22
- elastické chování, 16
- elektrická dvojvrstva, 24
- elektroforéza, 26
- elektrokinetický potenciál, 26
- elektronový mikroskop, 23
- elektroosmóza, 27
- emulze, 42
- emulze obrácené, 42
- emulze přímé, 42
- fázový koloid, 33
- flokulace, 29
- gely, 36
- kationické PAL, 39
- koagulace, 29
- koagulační práh, 30
- kondenzační metody, 34
- Krafftův bod, 40
- kritická micelární koncentrace, 40
- Lambert-Beerův zákon, 19
- lyofilní koloid, 35
- lyofobní koloid, 33
- makromolekuly, 35
- micela, 39
- micelární katalýza, 41
- mikroskop atomárních sil, 23
- neionické PAL, 39
- odpěňování, 44
- osmotický tlak, 11
- pěny, 43
- potenciál proudění, 28
- povrchově aktivní látky, 38
- Rayleighův rozptyl, 21
- redukováná viskozita, 17
- reologie, 16
- rozptyl záření, 19
- rozrušování aerosolů, 45
- sedimentace, 13
- soustava
  - analytický disperzní, 6
  - heterodisperzní, 6
  - homodisperzní, 6
  - hrubě disperzní, 6
  - koloidně disperzní, 6
  - lyofilní, 9
  - lyofobní, 9
  - monodisperzní, 6
  - polydisperzní, 6
- statický rozptyl světla, 22

stupeň disperzity, 6  
tuhé emulze, 46  
tuhé pěny, 46  
tuhé soly, 46  
turbidita, 20  
Tyndallův jev, 20  
ultrafiltrace, 12

ultramikroskop, 22  
viskoelastické chování, 16  
viskozita, 16  
viskozni chování, 16  
vysokomolekulární látky, 35  
xerogel, 36  
 $\zeta$ -potenciál, 26

## Profil autorů

### **RNDr. Libor Kvítek, CSc.**

Studium oboru Fyzikální chemie na Přírodovědecké fakultě Univerzity Karlovy v Praze ukončil v roce 1984. Na této škole pokračoval v postgraduálním studiu oboru Fyzikální chemie, které završil v roce 1993 obhájením disertační práce na téma Studium kinetiky fotografického vyvolávání. V oboru Fyzikální chemie pracuje jako VŠ pedagog na Přírodovědecké fakultě Univerzity Palackého nepřetržitě od roku 1991, kde se mimo pedagogické činnosti věnuje i vědecké práci v oblasti elektrochemie a materiálové chemie. Je autorem či spoluautorem 13 vědeckých publikací v impaktovaných vědeckých časopisech a desítek příspěvků na národních i mezinárodních konferencích. Rovněž je spoluautorem několika knižních publikací se zaměřením na popularizaci chemie a rovněž dvou učebních textů.

V rámci svého odborného zaměření v rámci fyzikální chemie původně na fotografickou chemii postupně přešlo do oblasti materiálové chemie zaměřené na přípravu, studium vlastností a využití nanočástic stříbra.

### **RNDr. Aleš Panáček, Ph.D.**

V roce 2002 ukončil studium učitelství pro střední školy s aprobací tělesná výchova-chemie na Fakultě tělesné kultury Univerzity Palackého v Olomouci a ve stejném roce zahájil studium doktorského studijního programu na Přírodovědecké fakultě téže univerzity. Doktorský studijní program v roce 2006 úspěšně zakončil obhajobou disertační práce na téma Řízená příprava a antibakteriální aktivita koloidních částic stříbra. Od ledna roku 2005 působí jako odborný asistent na Katedře fyzikální chemie Přírodovědecké fakulty UP v Olomouci, kde se mimo pedagogické činnosti věnuje i práci vědecké. Vědecké práce je v současné době zaměřena na studium přípravy nanočástic stříbra a jejich bioaplikačních možností a dále pak na studium charakterizace nanomateriálů pomocí transmisní elektronové mikroskopie. V současné době je autorem či spoluautorem čtyřech vědeckých publikací v impaktovaných časopisech a účastnil se několika konferencí jak v České republice tak i v zahraničí.