

Lékařská chemie

Podzimní semestr 2007/2008

Přednášky: 2 hod týdně - zkouška

Seminář: 2 hod týdně - zápočet

Praktická cvičení: 2 hodiny 1x za 14 dní -
zápočet

Doporučená literatura:

Táborská E., Sláma J. a kolektiv: Lékařská chemie I
(Obecná a anorganická chemie), 2005

Dostál J. a kolektiv: Lékařská chemie II
(Bioorganická chemie) 2005

Podklady přednášek: IS MUNI

VSLC011p Lékařská chemie-přednáška (podzim 2008) – studijní materiály

Disperzní soustavy a jejich vlastnosti

© Biochemický ústav LF MU (E.T.) 2008

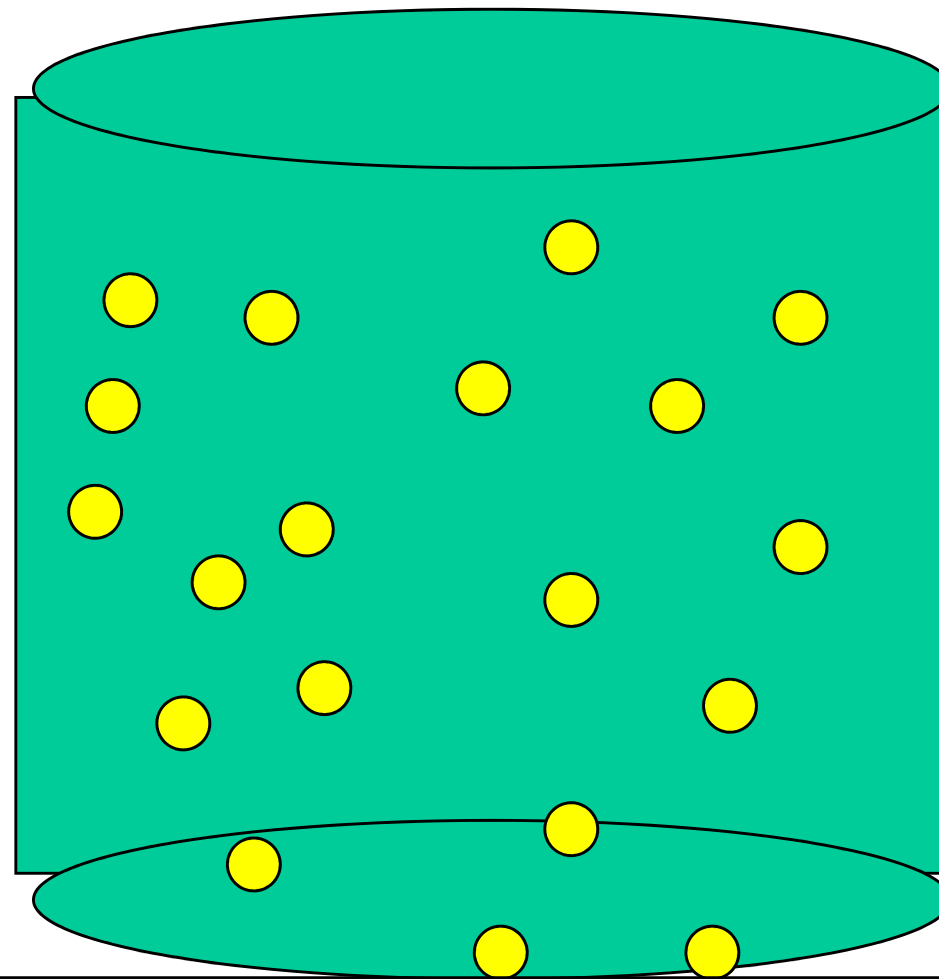
OBSAH PŘEDNÁŠKY 1.část:

- typy disperzních soustav
- pravé roztoky
- koligativní vlastnosti
- osmotický tlak







Disperzní soustavy

Dispergované částice ●

Disperzní prostředí ■



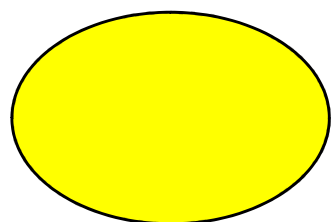
Typy disperzních soustav

| Disperzní prostředí | Disperg. částice | Název soustavy |
|--|---|---------------------|
| Tuhé  | Tuhé | Slitiny, sklo |
| | Kapalné  | Tuhé emulze (máslo) |
| | Plynné | Houby, frity |
| Kapalné  | Tuhé | Suspence, roztoky |
| | Kapalné  | Emulze, roztoky |
| Plynné  | Plynné | Pěny, roztoky plynů |
| | Tuhé | Kouře, aerosoly |
| | Kapalné  | Mlha, aerosoly |
| | Plynné | Směsi plynů |

Kapaln  disperzní soustavy – velikost disp. stic

 < 1 nm analytick  soustavy, prav  roztoky

 1-500 nm koloidn  soustavy

 > 500 nm hrub  disperze

Rozdíly: viditelnost dispergovaných  stic, sedimentace, difuze, optick  vlastnosti ad.

Vlastnosti kapalných disperzních soustav

| Charakteristika | Pravý roztok | Koloidní disperze | Hrubá disperze |
|--------------------|--|---|---------------------|
| Velikost částic | < 1nm | 1-500 nm | 500 nm |
| Viditelnost částic | Ne | Elektr.mikroskop | Opt.mikroskop |
| Sedimentace | Ne | Při ultracentrifugaci | Ano |
| Difuze | Rychlá | Pomalá | Nemá význam |
| Kolig. vlastnosti | Významné | Málo významné | Nevýznamné |
| Transparentnost | Ano | Ne (opalescence) | Ne (zákal) |
| Příklady | Roztoky rozpuštěných nízkomolekulárních látek | Roztok škrobu, krevní sérum, roztok mýdla | Emulze, suspenze |

Pravé roztoky

- vznikají samovolným rozpouštěním jedné látky v druhé
- schopnost látek rozpouštět se v daném rozpouštědle -
rozpustnost
- rozpustnost závisí na chemické povaze rozpouštěné látky a rozpouštědla, na teplotě a u plynů též na tlaku
- při rozpouštění se uplatňují nevazebné interakce
- Similia Similibus Solvuntur
- nejčastějším rozpouštědlem je voda
- organická rozpouštědla: např. hexan, benzen, diethylether, tetrachlormethan - jsou nepolární

Koncentrace roztoků

viz znalosti ze střední školy,

opakování: seminář z Lékařské chemie č.1 a
Praktické cvičení č.1

Molarita x Molalita

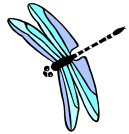
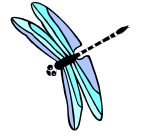
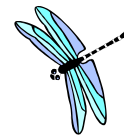
Molární koncentrace (molarita) - c

$$c = \frac{n}{V_{\text{rozt}}} \quad \text{mol/l}$$

V_{rozt} = objem roztoku

n = počet molů (látkové množství)

Molální koncentrace (molalita) - c_m



$$c_m = \frac{n}{m_{\text{rozp}}} \text{ mol/kg}$$

m_{rozp} = hmotnost rozpouštědla

Hodnota molality nezávisí na teplotě a udává konstantní poměr mezi počtem molekul solutu a rozpouštědla

(popisuje reálné vlastnosti roztoku)

Proč tedy více používáme molaritu ?

Protože zjištění molarity je snadnější:

zjistíme navážku (přepočtenou na počet molů) v objemu roztoku

(objem roztoku snadno změříme)

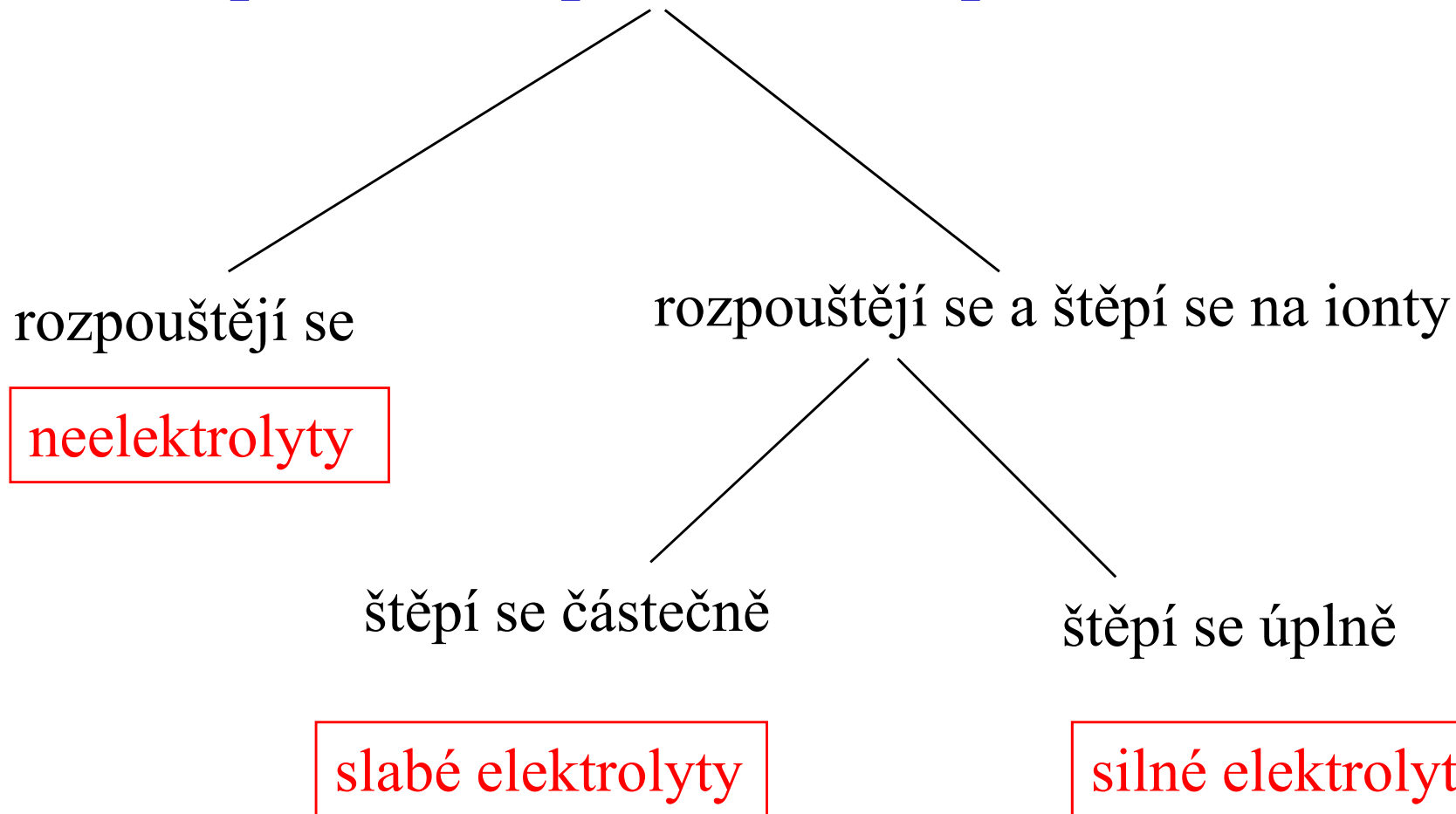
U zředěných vodných roztoků, kdy hustota roztoku se blíží $1 \text{ kg}\cdot\text{dm}^{-3}$, je rozdíl mezi molalitou a molaritou zanedbatelný.

Jak připravíme roztok NaCl o koncentraci ($M_r/\text{NaCl}/=58$)

- $c = 1 \text{ mol/l}$
- $c_m = 1 \text{ mol/kg}$

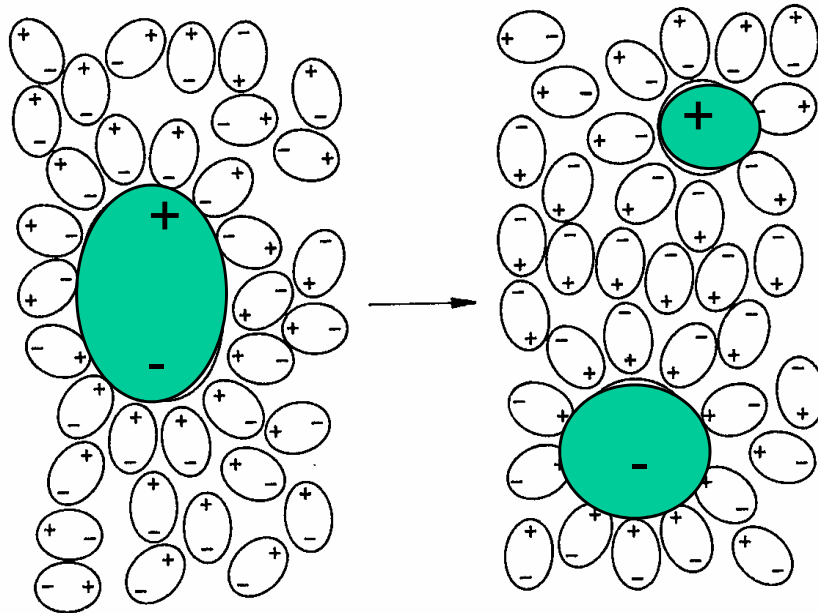


Chování nízkomolekulárních látek při rozpouštění v polárním rozpouštědle (voda)

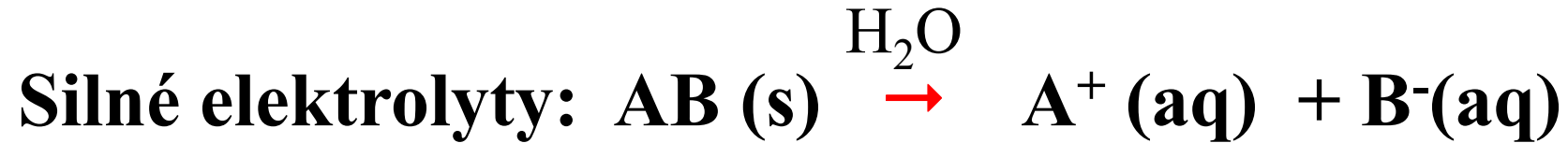


Elektrolyty

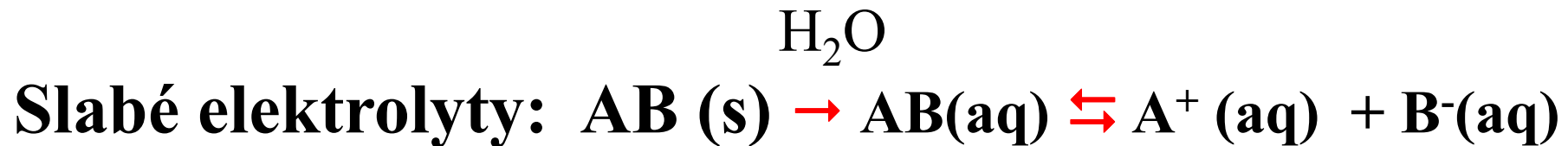
Látky, které při interakci s molekulami polárního rozpouštědla disociují na ionty



Klasifikace elektrolytů



Disociace je úplná



Disociace je částečná

Srovnejte znaménko u rovnic disociace:

Silný elektrolyt \rightarrow

Slabý elektrolyt \rightleftharpoons

Elektrolyty

Silné

silné kyseliny

silné hydroxidy

všechny soli

Slabé

slabé kyseliny

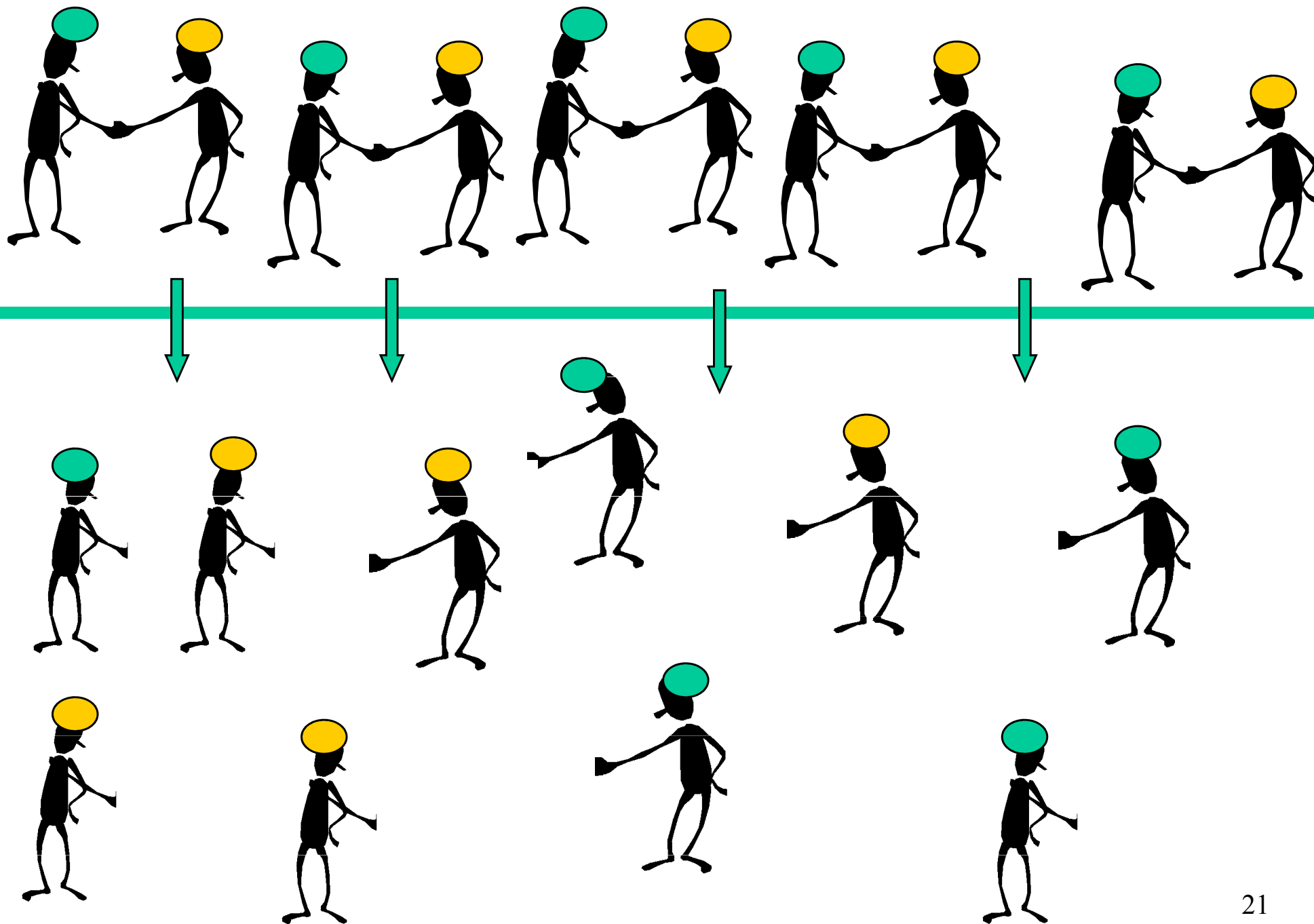
slabé zásady

Pozor!!!

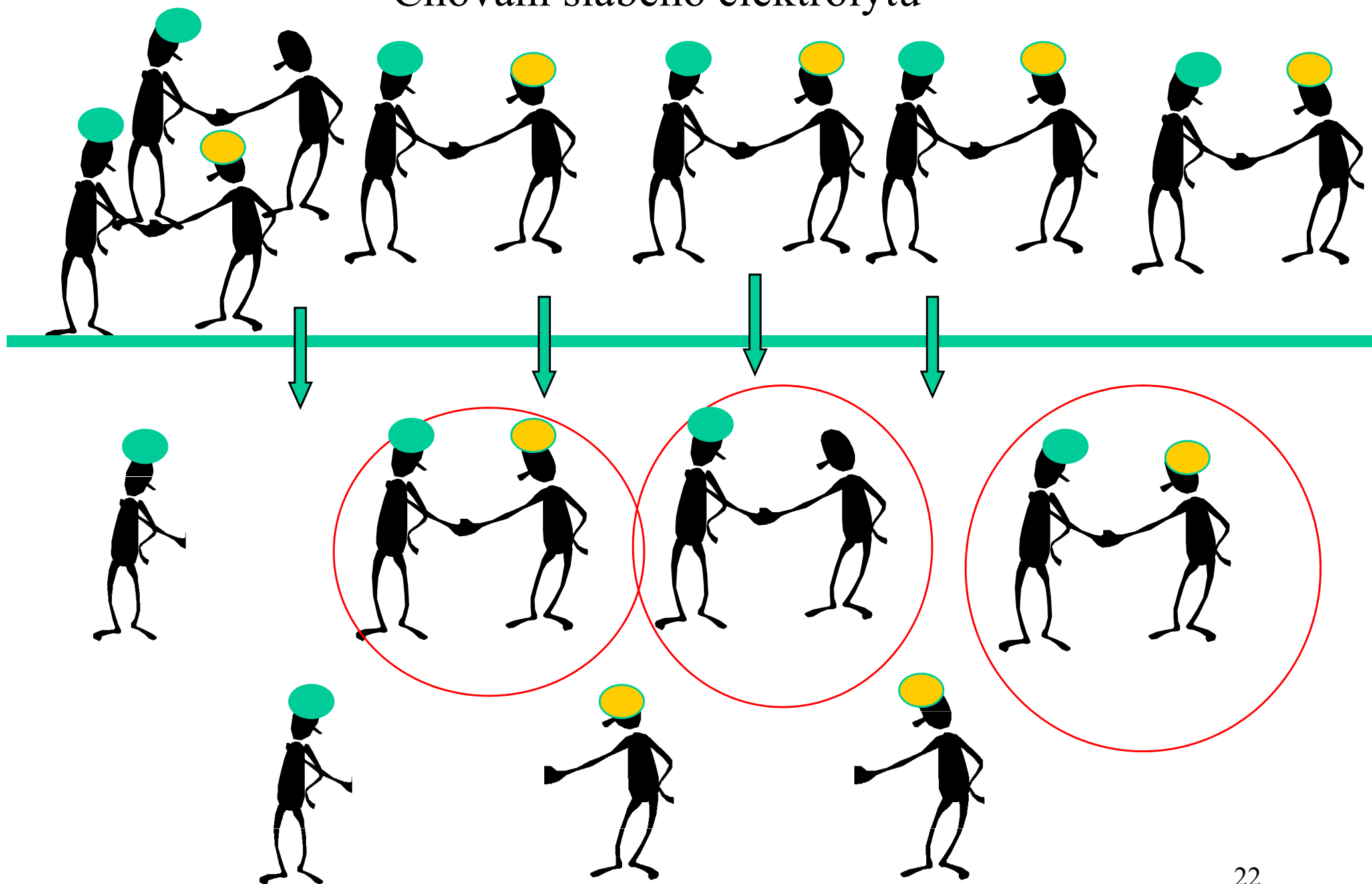
**Všechny soli až na několik výjimek (např. citrát vápenatý)
úplně disociují – jsou silné elektrolyty**

(nezaměňujte s hydrolyzou solí !!!!!!!!!!!!!)

Chování silného elektrolytu



Chování slabého elektrolytu



Koligativní vlastnosti roztoků

vlastnosti závislé pouze na koncentraci (počtu) částic solutu, nikoliv na jeho kvalitě

(nejsou závislé na velikosti molekul, jejich tvaru nebo náboji)

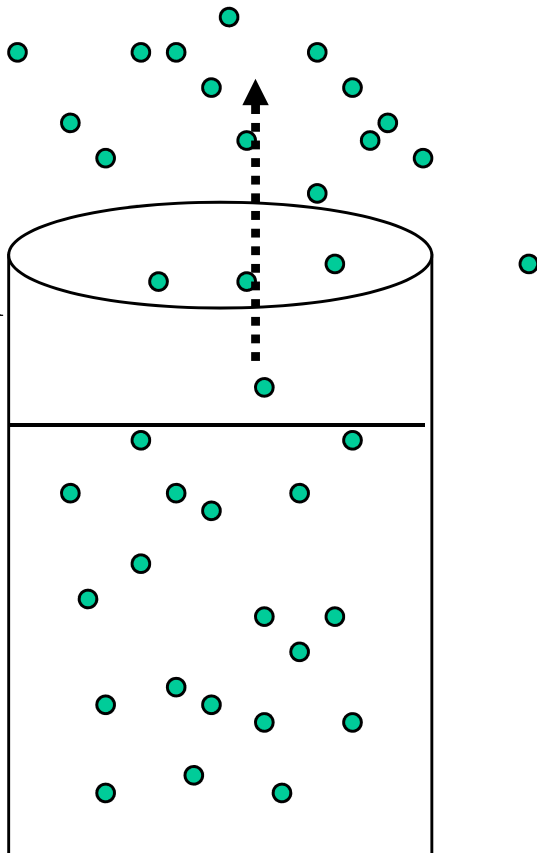
Koligativní vlastnosti:

snížení tlaku par rozpouštědla nad roztokem
osmotický tlak

Snížení tlaku par rozpouštědla nad roztokem

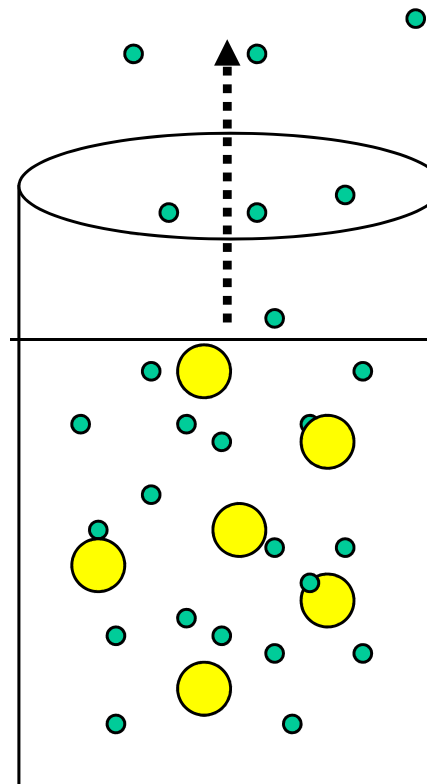
čisté
rozpouštědlo

pára nad
čistým
rozpouštědlem



roztok netěkavé
látky

snížení tlaku
par
rozpouštědla
nad roztokem



netěkavá
látka



Tlak par rozpouštědla nad roztokem tuhé látky je nepřímo úměrný množství rozpuštěné látky (Raoultův zákon)

Snížení tlaku par nad roztokem vyvolá

- zvýšení teploty varu
- snížení teploty tuhnutí

Ebulioskopie - sleduje zvýšení teploty varu roztoku oproti čistému rozpouštědлу

$$\Delta T_v = k_E \cdot c_m = k_E \frac{m_B}{m_r M} \quad k_E \text{ molální ebulioskopická konst.}$$

Kryoskopie - sleduje snížení teploty tuhnutí roztoku oproti čistému rozpouštědлу

$$-\Delta T_v = k_K \cdot c_m = k_K \frac{m_B}{m_r M} \quad k_K \text{ molální kryoskopická konst.}$$

c_m - molální koncentrace
(u disociujících látek koncentrace částic)

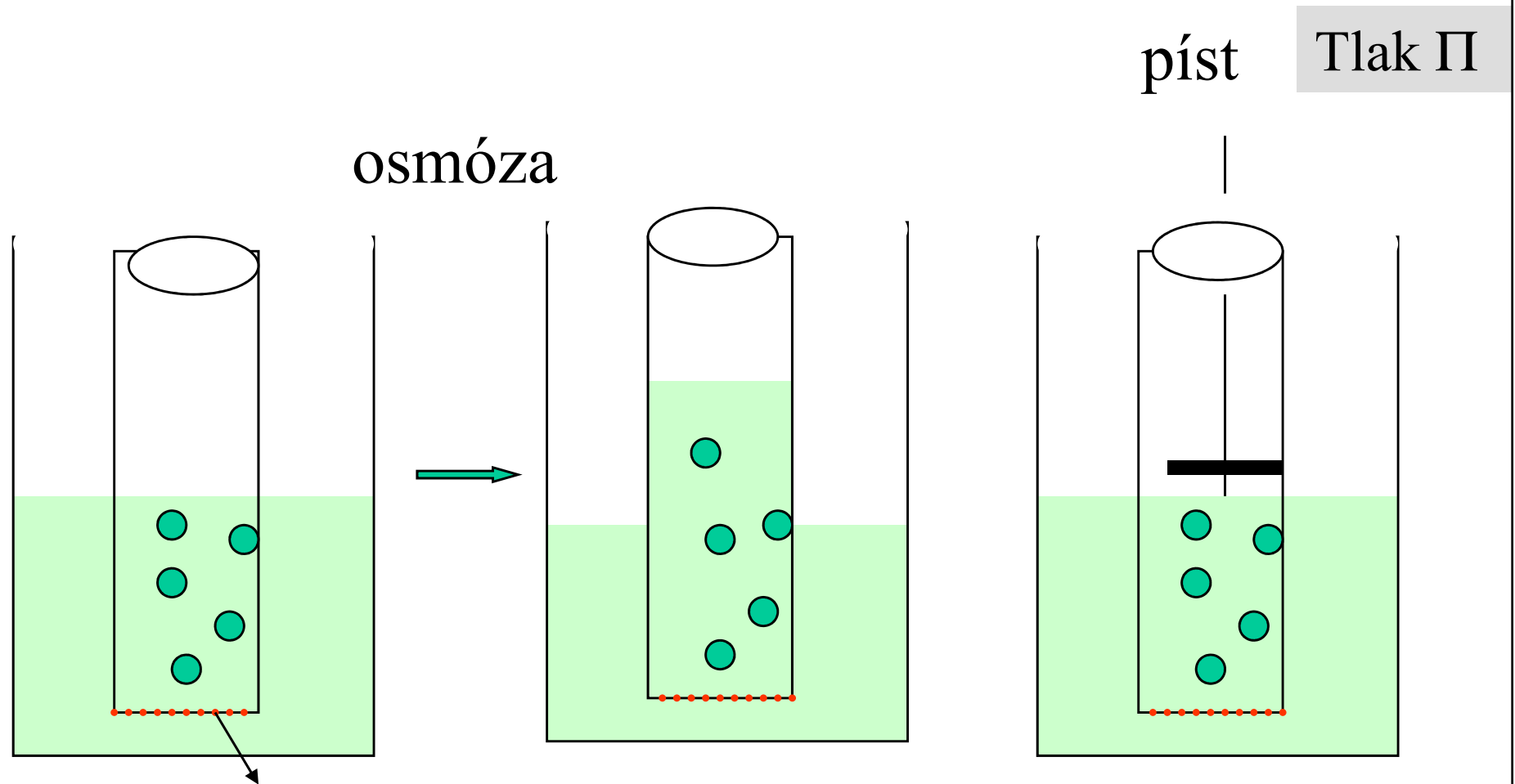
Ebulioskopie a kryoskopie se používají k zjištění molekulové hmotnosti látek a k měření osmotického tlaku



Kryoskopické měření

Osmotický tlak roztoku

(další koligativní vlastnost)



Polopropustná membrána - propouští jen molekuly rozpouštědla

Zjištění osmotického tlaku

- měření (osmometry)
- výpočet

Osmometry – měření osmotického tlaku

Principy měření:

- snížení bodu tuhnutí (citlivé teploměry s rozlišitelností $0,001^{\circ}\text{C}$)*
- zvýšení teploty varu (snížení rosného bodu)*
- membránové (přímé)

* Zjišťuje se molalita, převádí se na hodnotu osmotického tlaku

Viz též: Dastych M.: Instrumentální technika, Brno 2007



Výpočet osmotického tlaku

(přibližný výpočet, známe-li látkovou koncentraci roztoku)

$$\Pi = i \cdot c \cdot R \cdot T \quad (\text{kPa})$$

c - koncentrace mol.l⁻¹

R - universální plynová konstanta 8,314 J.mol⁻¹.K⁻¹

T - teplota (K)

Jaký význam má i

Neobjektolyty $i = 1$

Silné objektolyty: $n=2,3,\dots$

Slabé objektolyty $i = 1 + \alpha c(N - 1)$

i - koeficient, udávající počet částic vzniklých disociací objektolytů

α – stupeň disociace

N - počet iontů vzniklých disociací jedné molekuly

Hodnoty i pro silné elektrolyty



Koncentrace osmoticky aktivních částic

$$\Pi = i \cdot c \cdot R \cdot T \quad (\text{kPa})$$

Osmolalita (osmolální koncentrace)

$i \cdot c \dots \dots \dots \text{mol/kg}$

zjistí se měřením
(kryoskopicky,
ebulioskopicky)

Osmolarita (osmolární koncentrace)

$i \cdot c \dots \dots \dots \text{mol/l}$

vypočítá se z hodnot
molárních koncentrací

Vždy vyšší než
odpovídá reálným
vlastnostem roztoku

Příklad 1:

Jaký osmotický tlak vykazuje fyziologický roztok chloridu sodného ? (T = 298 K)

$$c(\text{NaCl}) = 0,154 \text{ mol.l}^{-1}$$



$$i = 2$$

$$\text{Osmolarita : } i \cdot c = 2 \times 0,154 = 0,308 \text{ mol/l}$$

$$\text{Osmotický tlak } \pi = 2 \cdot 0,154 \cdot 8,31 \cdot 298 = 762,7 \text{ kPa}$$

Příklad 2:

Jaký osmotický tlak vykazuje roztok glukosy o koncentraci 0,154 mol/l? ($T = 25^{\circ}\text{C}$)

glukosa je neelektrolyt

$i = 1$ osmolarita odpovídá molární koncentraci

$$\pi = 1 \cdot 0,154 \cdot 8,31 \cdot 298 = 381,4 \text{ kPa}$$

Roztok glukosy má poloviční osmotický tlak než roztok NaCl o stejné koncentraci .

Osmotický tlak v roztoku obsahujícím více látek

$$\Pi = R.T \Sigma i . c$$

$\Sigma i . c$ -suma koncentrací všech osmoticky aktivních částic

Osmotický tlak v živých organismech (příklady)

Osmóza je významná pro řízení rozložení vody v organismech.

Osmotický tlak krevní plazmy - přísná regulace

($\Pi \approx 795$ kPa) (aldosteron, vassopresin, ANP)

Osmolalita krevní plazmy 280–295 mmol.kg⁻¹

Závisí především na koncentraci Na⁺ a hlavních neelektrolytů

Nízká osmolalita – (až 230 mmol/kg): nedostatek sodíku nebo příliš mnoho vody

Vysoká osmolalita – (až 400 mmol/kg): hypernatremie, hyperglykemie, uremie, přítomnost cizích molekul

Vzájemný vztah dvou roztoků

Roztoky izotonické = mají stejný osmotický tlak

Hypotonický roztok – má nižší osmotický tlak ve srovnání s jiným roztokem

Hypertonický roztok – má vyšší osmotický tlak

V lékařství se pod pojmem izotonický rozumí roztok, který má stejný osmotický tlak jako krev.

Erytrocyty a „isotonické“ roztoky

Krevní plazma a cytosol erytrocytů (i všech dalších buněk) jsou izotonické

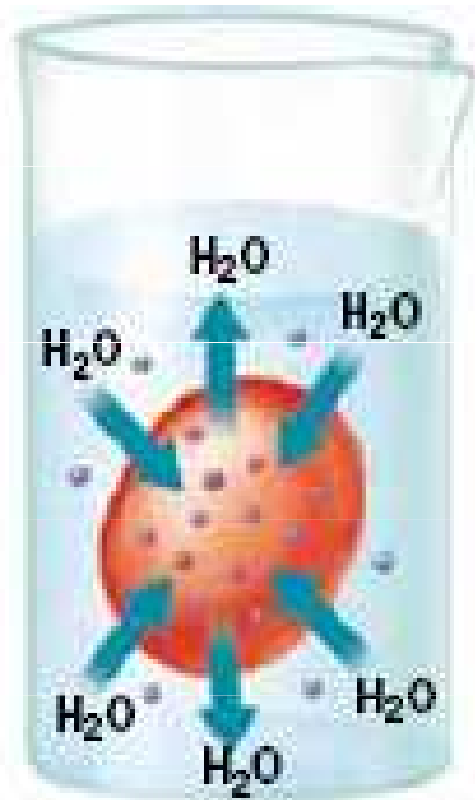
Roztoky izotonické s krevní plazmou:

155 mmol/l NaCl („fyziologický roztok“)

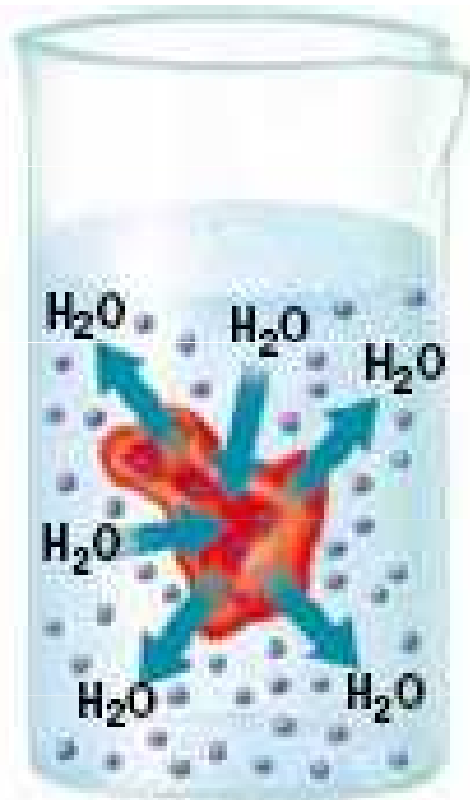
310 mmol/l glukosa

Erytrocyt v roztocích NaCl o různé koncentraci

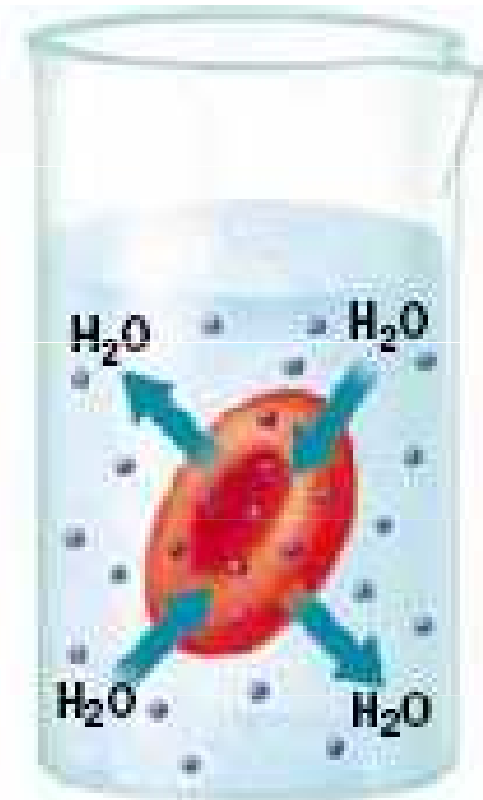
?.....



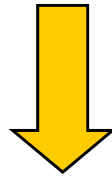
?.....



Isotonický roztok



Osmolarita a tonicita



Roztoky se stejnou osmolaritou oddělené membránou mají stejný osmotický tlak (jsou izotonické) **pokud osmoticky účinné látky membránou neprocházejí (membrána se chová jako semipermeabilní) .**

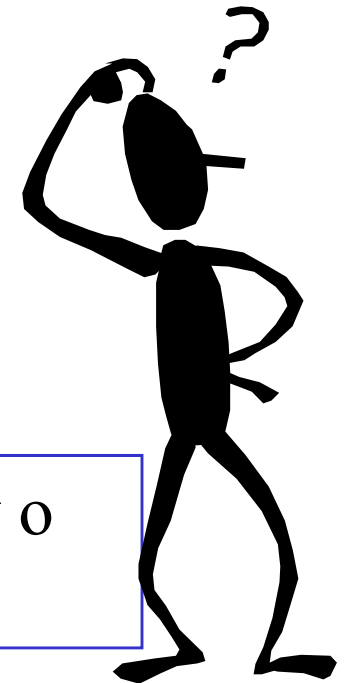
Jaká je koncentrace roztoku močoviny, která má stejnou osmolaritu jako fyziologický roztok NaCl ?

$$2 c_{(\text{NaCl})} = c_{\text{močovina}}$$

$$C_{\text{močovina}} = 310 \text{ mmol/l}$$

Jak se bude chovat erytrocyt v roztoku močoviny o koncentraci 310 mmol/l?

Erytrocyt po chvíli praskne (hemolýza). Proč ?



Močovina difundovala do buňky po koncentračním spádu
(membrána je pro močovinu propustná)

zvyšující se koncentrace močoviny uvnitř buňky
porušovala isotonicitu a „nasávala“ sebou vodu

Děj je příkladem toho, že pohyb osmoticky účinných
částic přes membránu vyvolává současně i tok vody



Osmotický gradient

Zjištění osmolality krevní plazmy

Osmolalita plazmy (mmol.kg⁻¹H₂O) - výpočet

$$\approx 2 [\text{Na}^+] + [\text{glukosa}] + [\text{močovina}]$$

$$\approx 1,86 [\text{Na}^+] + [\text{glukosa}] + [\text{močovina}] + 9$$

Osmolalita plazmy (mmol.kg⁻¹H₂O) -měření

osmometry

rozdíl mezi naměřenou a vypočtenou hodnotou (osmolární gap) může být vyvolán přítomností další látky ve vysoké koncentraci (ethanol, aceton, ethylenglykol)

Bílkoviny v krevní plazmě

koloidně osmotický tlak = onkotický tlak

($\approx 0,5\%$ z celkového tlaku plazmy)

podílí se hlavně albumin

při poklesu koncentrace bílkovin v krvi dochází k přesunům vody z plazmy do intersticia (edémy)

Polyurie při diabetes mellitus

Při vysoké hladině glukosy v krvi se glukosa v ledvinách nestačí resorbovat. Její koncentrace v moči vzrůstá, současně osmoticky poutá vodu.

Terapie mannitolem

Působí jako osmotické diuretikum (po intravenózním podání se filtruje v ledvinách, nevstřebává se a osmoticky poutá vodu) – terapie při edému mozku, snižování nitroočního tlaku, podpora eliminace toxických látek

| Roztok % | Mannitolum (g) | Aqua pro iniectione ad (ml) | Teoretická osmolarita mosmol/l |
|----------|----------------|-----------------------------|--------------------------------|
| 10 | 100 | 1000 | 549 |
| 20 | 200 | 1000 | 1098 |



Struktura chrupavky

Vysoký obsah glykosaminoglykanů (obsahují početné skupiny uronových kyselin, kys. sírové), vysoký obsah iontů Na, Mg, Ca

Ionty vážou velké množství extracelulární vody → vysoký osmotický tlak

Při zatížení → částečné vytlačení vody (tlak z vnějšku)

Uvolnění zátěže → návrat vody (osmóza)