

# Doporučená literatura

- Dostál, Paulová, Slanina, Táborská: Biochemie pro bakaláře (2005).
- Texty přednášek na <http://www.is.muni.cz/>
  - Student
  - Studijní materiály (e-learning)
- Otázky ke zkoušce na <http://www.is.muni.cz/>

# Základní pojmy

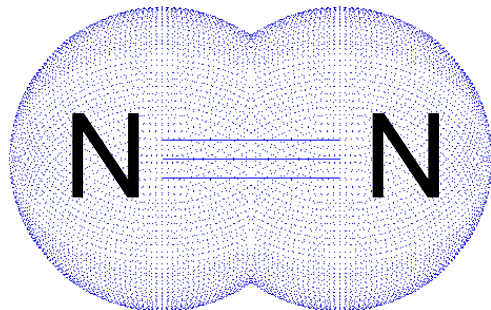
- Stavba látek
  - všechny látky jsou složeny z atomů
  - **atom** je nejmenší částice, která si zachovává chemické vlastnosti prvku
- Molekuly látek jsou tvořeny z atomů
- Látka složená z atomů stejného druhu - prvek
- Látka složená z atomů různých druhů - sloučenina

# Látka

prvek

(atomy stejného druhu)

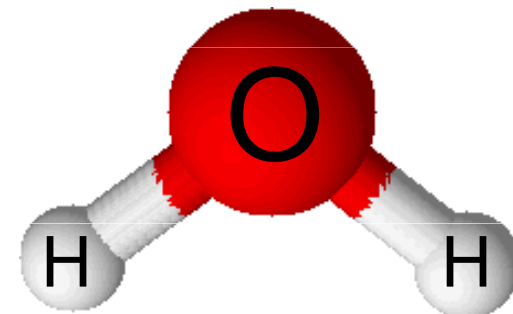
$O_2$ , He,  $N_2$



sloučenina

(atomy různého druhu)

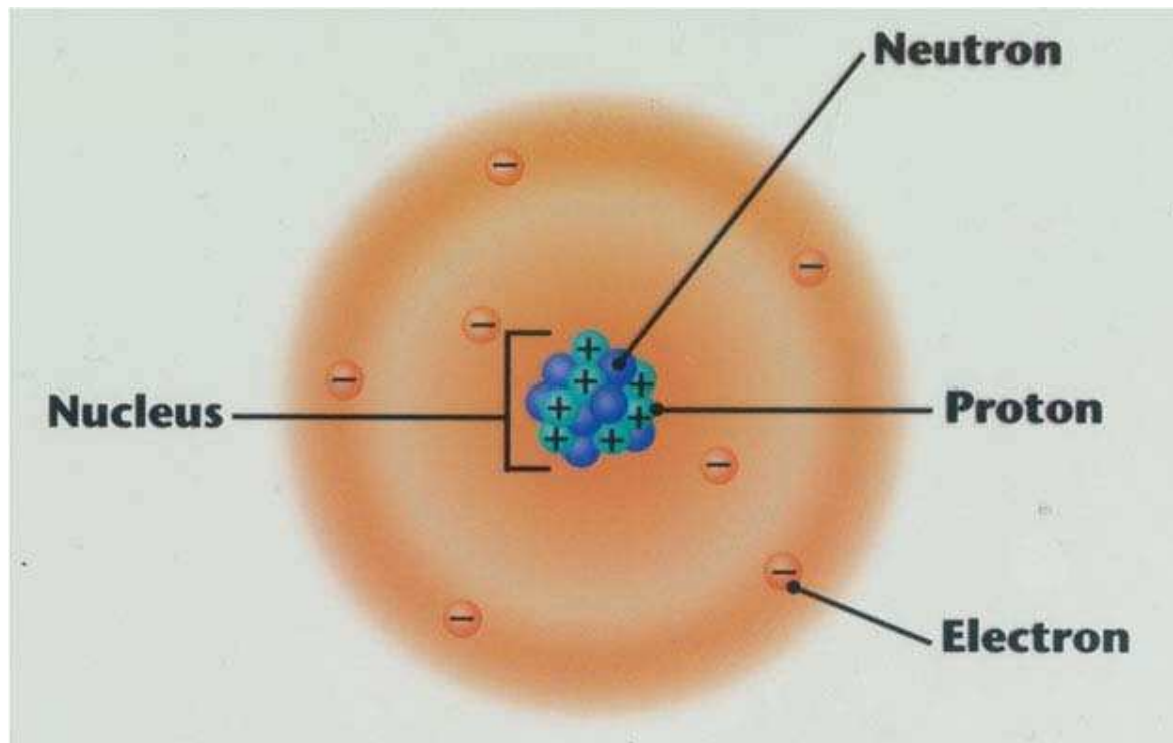
$CO_2$ ,  $H_2O$ , HCl



# Stavba atomu

Atom: **jádro** (obsahuje protony a neutrony)

**elektronový obal** (obsahuje elektrony)



# Stavba atomu

Atom: **jádro** (obsahuje protony a neutrony)

**elektronový obal** (obsahuje elektrony)

## Základní částice atomu

částice	symbol	hmotnost	náboj
<b>elektron</b>	$e^-$	$9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	$- 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
<b>proton</b>	$p$ ( $p^+$ )	$1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	$+ 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$
<b>neutron</b>	$n$	$1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	0

U atomů: počet protonů = počet elektronů

- Nuklid  ${}_6^{12}\text{C}$ 
  - nukleonové (hmotnostní) číslo**  
počet protonů + neutronů
  - protonové (atomové) číslo**  
počet protonů

Existují i isotopy  ${}_6^{11}\text{C}$ ,  ${}_6^{13}\text{C}$ ,  ${}_6^{14}\text{C}$

# Hmotnost atomů

$$\text{Hmotnost: } m({}_1^1\text{H}) = 1,674 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$m({}_6^{12}\text{C}) = 1,392 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Absolutní hmotnosti atomů jsou *velmi malá čísla*

# Relativní atomová hmotnost

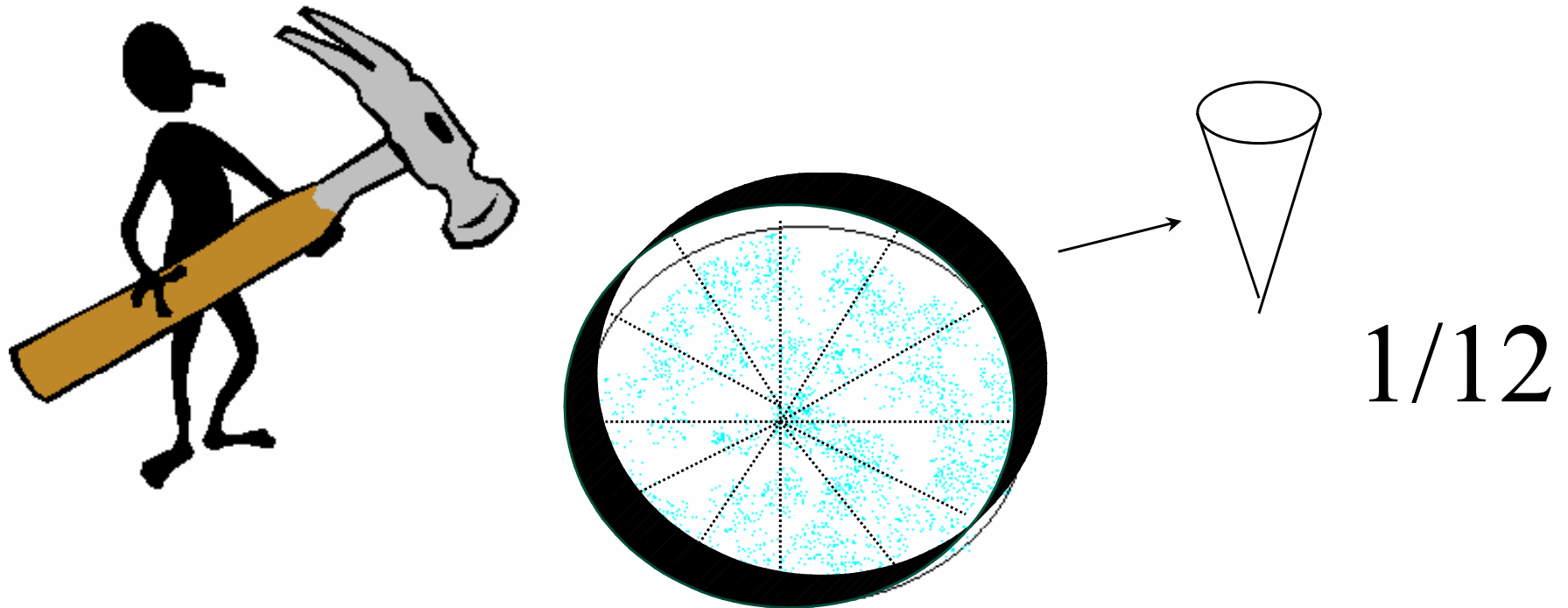
- zavádí se místo absolutních hmotností
- udává kolikrát je atom těžší než

**Atomová hmotnostní jednotka**  $m_u$

$$m_u = 1/12 m({}_6^{12}\text{C}) = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

Odpovídá hmotnosti 1/12 atomu uhlíku s nukleonovým číslem 12 (izotop  ${}_6^{12}\text{C}$ ).





Jeden atom  $^{12}\text{C}$  je hypoteticky rozdělen na 12 stejných dílů. Hmotnost jednoho dílu odpovídá atomové hmotnostní jednotce  $m_u$  ( $1,66 \cdot 10^{-24}$  g ).

# Relativní atomová hmotnost $A_r$

$$A_r(X) = m(x) / m_u$$

*udává kolikrát je atom těžší než  $m_u$*

např. pro vodík  ${}_1^1\text{H}$ :

**absolutní hmotnost:**  $m({}_1^1\text{H}) = 1,674 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

**relativní hmotnost:**

$$A_r({}_1^1\text{H}) = 1,674 \cdot 10^{-24} \text{ g} / 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,0078$$

# Relativní atomová hmotnost ( $A_r$ )

*Zapamatovat si*

Prvek      převládající izotop       $A_r$  (přibližně)

Vodík	${}_1^1\text{H}$	1
Uhlík	${}_6^{12}\text{C}$	12
Dusík	${}_7^{14}\text{N}$	14
Kyslík	${}_8^{16}\text{O}$	16

# Relativní molekulová hmotnost

$$M_r(XY) = m(xy) / m_u$$

- $M_r$  udává kolikrát je molekula těžší než  $m_u$
- $M_r$  je součet relativních atomových hmotností atomů vázaných v molekule

$A_r, M_r$  - bezrozměrné veličiny !

Př.: Jaká je relativní hmotnost kys. dusičné?

$$\begin{aligned}M_r(\text{HNO}_3) &= A_r(\text{H}) + A_r(\text{N}) + 3 \cdot A_r(\text{O}) = \\ &= 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 1 + 14 + 48 = \underline{63}\end{aligned}$$

# Chemické reakce

Při chemické reakci reagují atomy nebo molekuly a vznikají, či zanikají sloučeniny. Atomy či molekuly spolu reagují vždy *v určitém poměru*

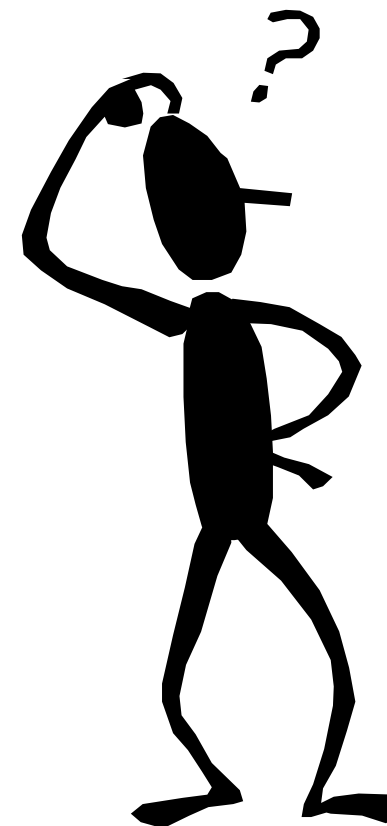


Množství látky, které vstupuje do reakce se dá vyjádřit

**hmotností**

**objemem**

**počtem částic**



**Který údaj nejlépe vystihuje poměr mezi množstvím reagujících látek ?**

# Látkové množství

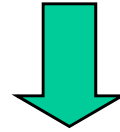
Jednotkou je **mol**

jednotka vztahující se *k počtu částic*

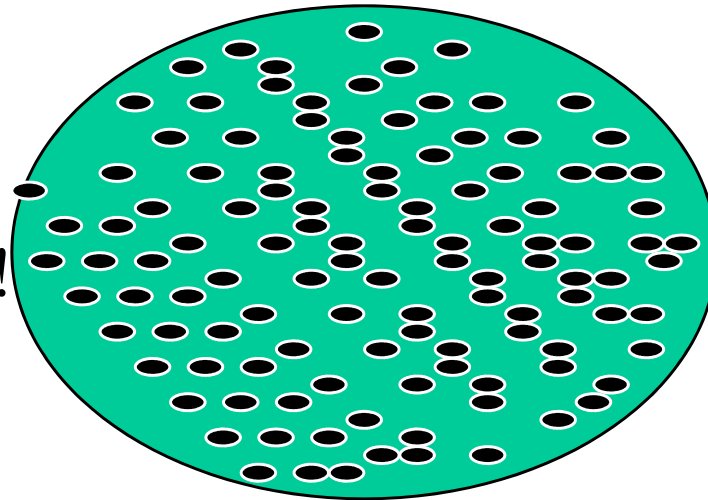
Jeden **mol** je takové množství látky, které obsahuje tolik základních částic (molekuly, atomy, ionty), kolik je atomů ve 12 g izotopu  $^{12}\text{C}$



12 g uhlíku nuklidu  $^{12}\text{C}$



Spočítejte počet atomů !!!!!!!



Nelze !

Přibližná hodnota  $6,022 \cdot 10^{23}$  atomů

Jestliže každá jiná látka obsahuje  
právě tolik atomů (molekul, iontů ...)  
jako 12 g uhlíku nuklidu  $^{12}\text{C}$

jedná se o **1 mol** látky

Co mají společného 1 mol železa

1 mol  $\text{Na}^+$

1 mol glukosy

Hmotnost ? Objem ?

Obsahují stejný počet částic

# Částice musí být specifikovány

1 mol železa - 1 mol **atomů**

1 mol  $\text{Na}^+$  - 1 mol **iontů**  $\text{Na}^+$

1 mol glukosy - 1 mol **molekul** glc

# Avogadrova konstanta

přibližný počet částic obsažených  
v 1 molu látky

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$$

Počet molů látky  $n$

$$n = N/N_A$$

$N$  - počet  
částic v  
látce

## **Molová hmotnost (M)**

je absolutní hmotnost  $6,022 \cdot 10^{23}$   
částic, tj. 1 molu látky

Jednotkou je g/mol

**je číselně rovna relativní atomové  
nebo molekulové hmotnosti**

Hmotnost jednoho molu  
látky je pro praxi velmi  
důležitý údaj



# Jak zjistíme hmotnost 1 molu ?

$$A_r(\text{Na}) = 23$$

hmotnost 1 molu Na = 23 g/mol

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$$

hmotnost 1 molu H<sub>2</sub>O = 18 g/mol



Jaká je hmotnost 1 molu  
glukosy ?

$$M_r(\text{glukosa}) = 180$$

1 mol glukosy má hmotnost:

.....

# Objem 1 molu plynu (Avogadrův zákon)

Objem 1 mol ideálního plynu za STP je 22,4 litrů

**platí pouze pro plyny!**

*Pro orientační výpočty považujeme  
plynné látky za ideálně se chovající*

Člověk denně vydýchá cca 20 molů  
CO<sub>2</sub>. Jaký je to objem ?

$$20 \times 22,4 = 448 \text{ l CO}_2$$

# Chemická vazba

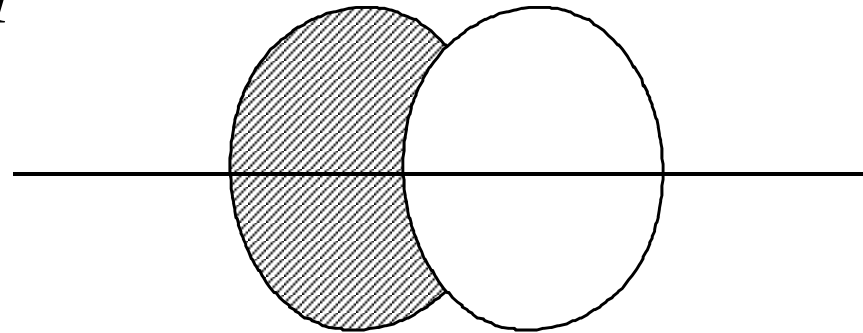
- Téměř všechny atomy jsou navzájem spojeny chemickými vazbami
- Výjimka: vzácné plyny (He, Ne, Ar ...)
- Základní typy - **kovalentní**  
iontové

# Kovalentní vazba

- Společné sdílení elektronového páru
- Vzniká překryvem dvou orbitalů  
(každý obsahuje 1 elektron)
- Možnosti: jednoduchá  
násobná vazba

# Jednoduchá vazba ( $\sigma$ )

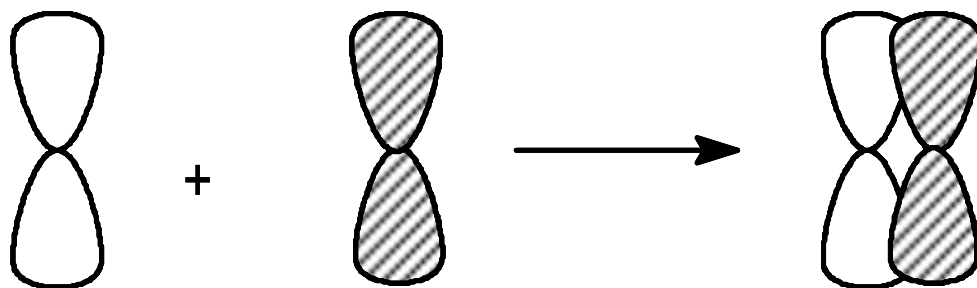
- K překryvu dochází **na spojnici** jader atomů
- Vazba se nazývá  $\sigma$  (sigma)



*překryv s-s na spojnici jader*

# Násobná vazba

- Skládá se z jedné vazby  $\sigma$  a jedné nebo 2 vazeb  $\pi$  (pí)
- U vazby  $\pi$  dochází k překryvu **nad a pod spojnicí** jader atomů



*Vznik  $\pi$  vazby překryvem p-p mimo spojnicí jader*

# Roztoky a jejich koncentrace

Roztoky:           pravé,  
                          koloidní,  
                          hrubé disperse

**Pravý roztok je homogenní  
směs dvou nebo více látek**

Kapalné roztoky:   rozpouštědlo (je v nadbytku)  
                          rozpuštěná látka

# Koncentrace roztoků

Jedn.

Látková koncentrace	$c = n_B/V$	(mol/l)
Hmotnostní koncentrace	$c_m = m_B/V$	(g/l)
Hmotnostní zlomek	$w = m_B/m$	bezrozměr.
Hmotnostní procenta	$= m_B/m \times 100$	(%)
Promile	$= m_B/m \times 1000$	(‰)
Parts per milion (ppm)	$= m_B/m \times 10^6$	(ppm)



# Látková koncentrace:

- udává počet molů látky v litru roztoku

Vypočtete látkovou koncentraci roztoku glukosy, jestliže obsahuje ve 100 ml roztoku 36 g glukosy ( $M_R(\text{glukosa}) = 180$

Nápověda:

uvažujte postupně

jaká je hmotnost 1 molu glukosy

kolika molům odpovídá 36 g glukosy

kolik gramů /molů) glukosy je v 1 litru ?

# Hmotnostní koncentrace:

- Udává počet gramů rozp. Látky v 1 litru roztoku

Ve 100 ml roztoku je 36 mg glukosy.

Jaká je hmotnostní koncentrace ? Jaká je látková koncentrace ?

(Mr (glukosa) = 180)

Nápověda:

kolik mg (g) látky je v 1 litru ? (hmotnostní konc.)

známe-li hmotnost látky v 1 l - kolik je to molů ? (látková konc.)

# Hmotnostní zlomek (%)

- udává podíl hmotnosti látky na celé hmotnosti roztoku

Ve 200 g roztoku je obsaženo 5 g látky.

Jaký je hmotnostní zlomek látky v roztoku.

Kolik % látky roztok obsahuje ?

Jak připravíte 250 g 5% roztoku KCl  
ve vodě ?

# Zředování a směšování roztoků

při zředování roztoku čistým rozpouštědlem klesá koncentrace rozpuštěné látky, zvětšuje se objem a hmotnost roztoku, ale hmotnost a látkové množství (počet molů) se nemění

$$m_b = w_1 m_1 = w_2 m_2$$

$$n_b = V_1 c_1 = V_2 c_2$$

Číslo zředění - udává kolikrát je hmotnost či objem zředěného roztoku větší než roztoku původního

1 díl roztoku + 2 díly vody

číslo zředění 3

roztok je zředěn 3x

roztok je zředěn 1:2

Při mísení dvou roztoků téže látky o různé koncentraci je celková hmotnost látky (nebo celkový počet molů) dán součtem hmotností této látky v obou roztocích (nebo součtem počtu molů v obou roztocích)



$$n_3 = n_1 + n_2$$

$$c_3(V_1 + V_2) = c_1 V_1 + c_2 V_2$$

$$m_3 = m_1 + m_2$$

$$w_3(m_1 + m_2) = w_1 m_1 + w_2 m_2$$

Bylo smícháno 200 ml roztoku NaCl o koncentraci 0,5 mol /l a 400 ml roztoku o koncentraci 0,1 mol/l.

Jaká je nová koncentrace roztoku ?

Bylo smícháno 150 g 5% roztoku a 200 g 1%. Jaká je nová koncentrace ?

Podobné příklady : seminární skripta Lékařská chemie, str.9-11

# Rozpouštění látek ve vodě

látky rozpustné

látky nerozpustné

při rozpouštění  
se nemění



neelektrolyty

při rozpouštění se  
štěpí na ionty



elektrolyty

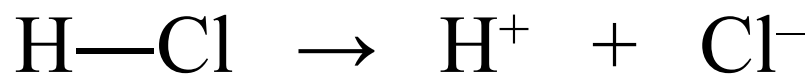
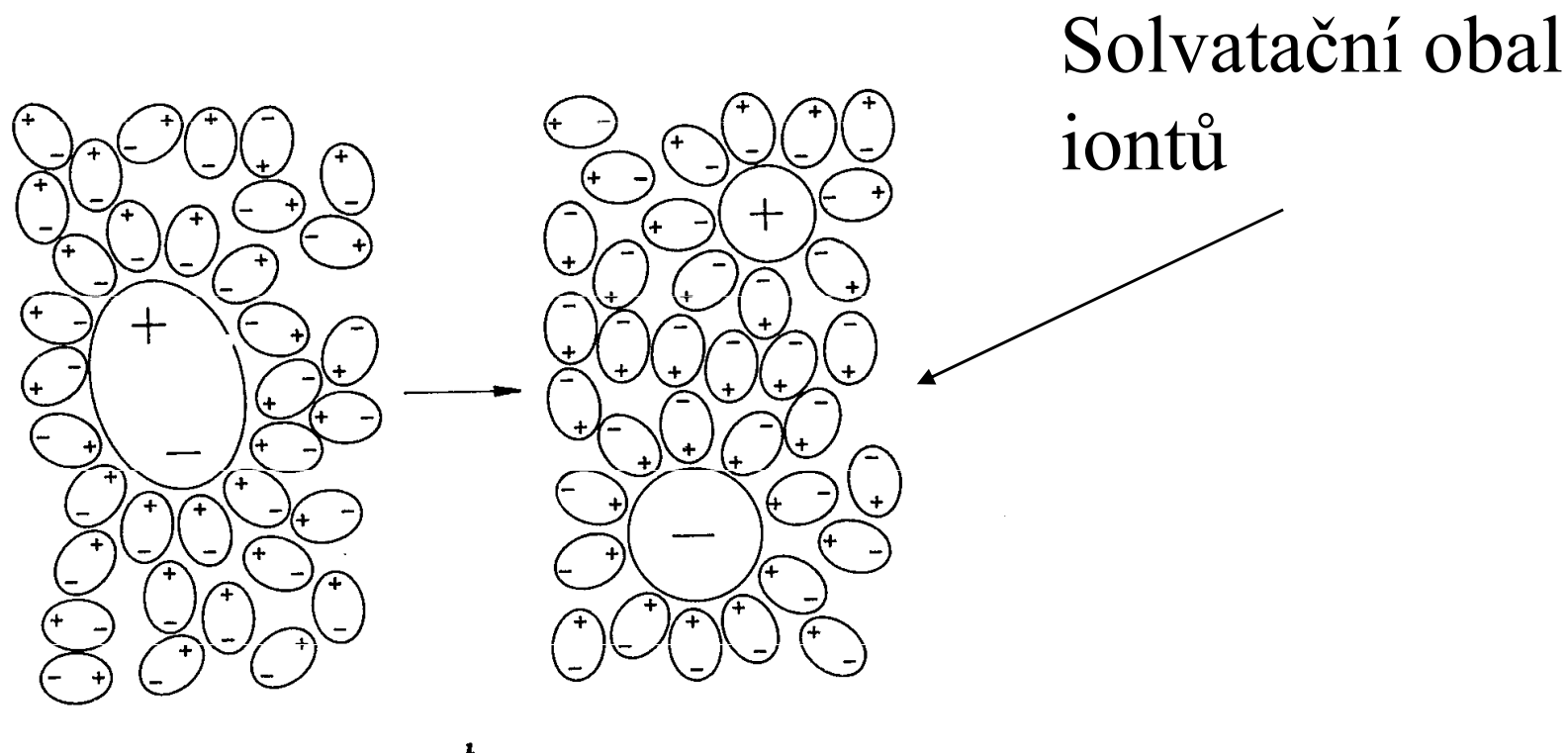
# Elektrolyty

látky, které se ve vodném roztoku štěpí na ionty

(roztoky těchto látek vedou elektrický proud - vodiče II.třídy)

= elektrolytická disociace

# ELEKTROLYTICKÁ DISOCIACE



při interakci s molekulami polárního rozpouštědla se elektrolyty štěpí (**disociují**) na ionty

# Které látky patří mezi elektrolyty ?

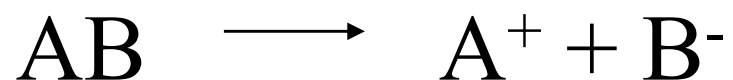
**sloučeniny iontového charakteru** ( např. NaCl, KOH,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$  atd.)

látky, v jejichž molekulách se nachází **velmi polární kovalentní vazba** (např. HCl,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$  atd.).

# Dělení elektrolytů podle míry disociace

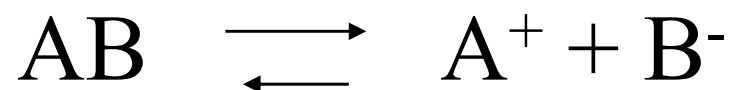
**silné**

Štěpení na  
ionty je úplné



**slabé**

Část molekul zůstává  
nedisociována

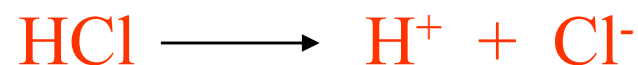


# Příklady silných elektrolytů

## Silné kyseliny



$\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  - halogenovodíkové kyseliny  
kromě fluorovodíkové

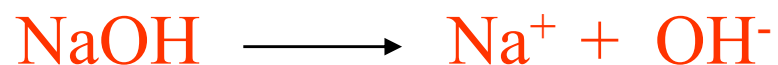




# Příklady silných elektrolytů

## Silné zásady

NaOH - hydroxid sodný



KOH- hydroxid draselný

Mg(OH)<sub>2</sub>- hydroxid hořečnatý



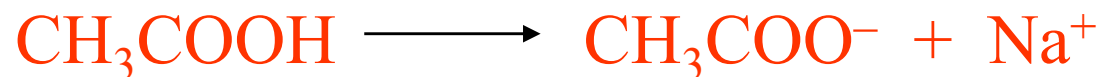
Ca(OH)<sub>2</sub>- hydroxid vápenatý

Ba(OH)<sub>2</sub>- hydroxid barnatý

# Příklady silných elektrolytů

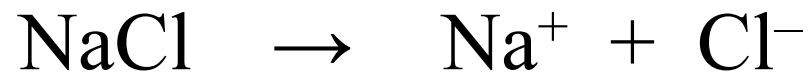
Prakticky všechny soli:

KCl, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>COONa



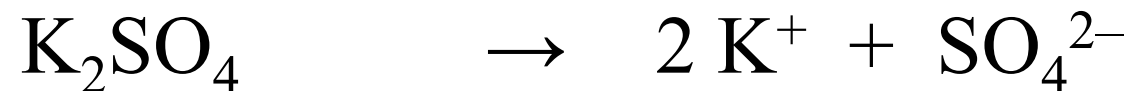
# Silné elektrolyty

*Př.: V roztoku je obsažen chlorid sodný o koncentraci 0,1 mol/l. Jaká je koncentrace iontů  $\text{Na}^+$  v roztoku ?*



Koncentrace  $\text{Na}^+$  v roztoku je **0,1 mol/l**

*Př.: Jaká je koncentrace iontů  $\text{K}^+$  v roztoku  $\text{K}_2\text{SO}_4$  o koncentraci 0,2 mol/l ?*



$c(\text{K}^+) = 2 c(\text{K}_2\text{SO}_4) = 2 * 0,2 \text{ mol/l} = \mathbf{0,4 \text{ mol/l}}$

# Příklady slabých elektrolytů

Slabé kyseliny (většina kyselin):

$\text{HNO}_2$  - kyselina dusitá

$\text{H}_2\text{CO}_3$  - kyselina uhličitá

$\text{H}_2\text{S}$  – sulfan (kyselina sirovodíková)

většina organických kyselin ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  
kys. mléčná ....)

# Příklady slabých elektrolytů

## Slabé zásady:

$\text{NH}_3$  - amoniak

$\text{CH}_3\text{NH}_2$  - methylamin

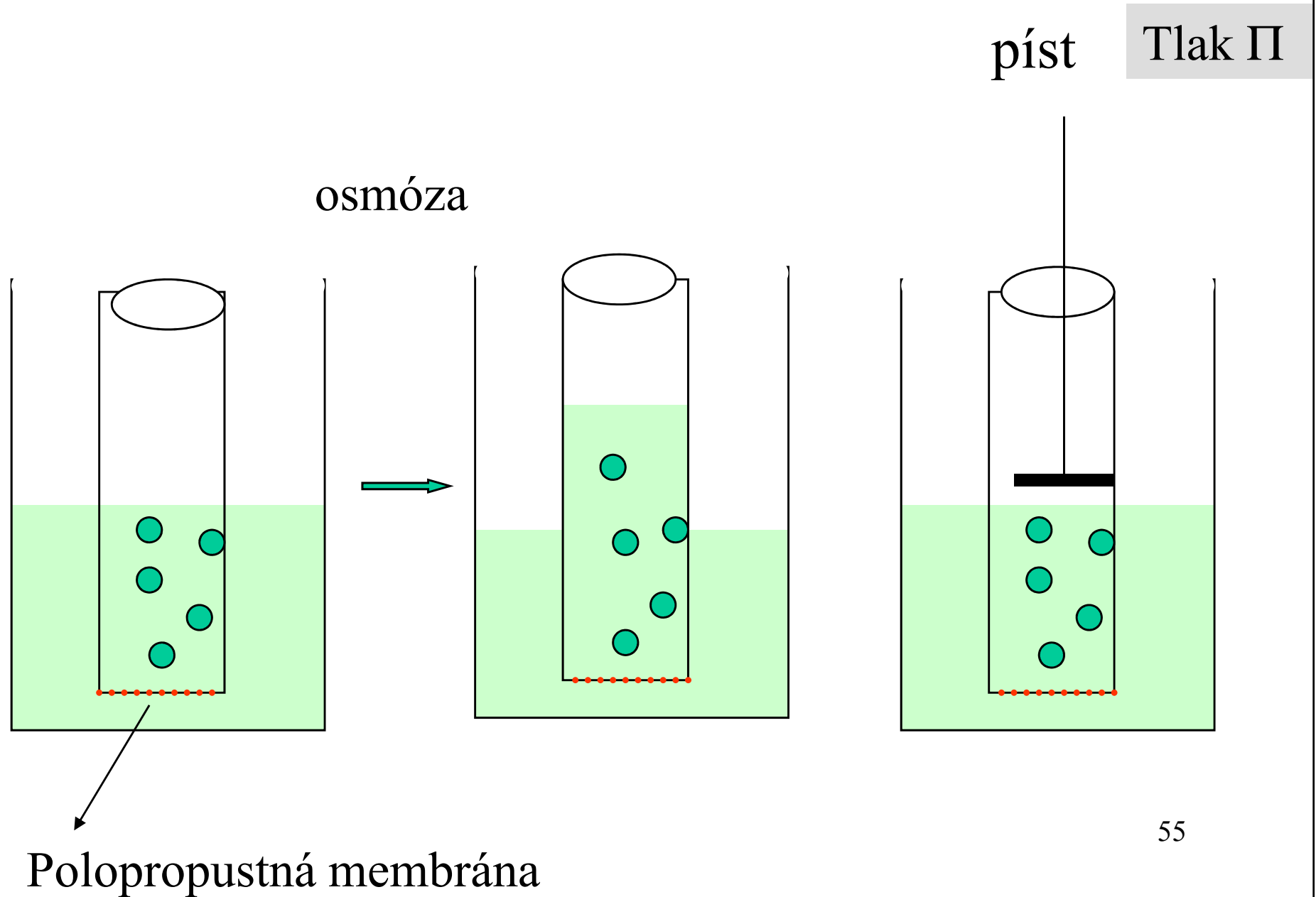
# Neelektrolyty

Všechny látky, které ve vodě nevytvářejí ionty (nedisociují)

Pouze se hydratují („obalují molekulami vody“)

**příklady:** glukosa, močovina, ethanol, methanol, acetaldehyd ad.

# Osmotický tlak roztoku



# Zjištění osmotického tlaku

- měření
- výpočet



# Osmotický tlak (přibližný výpočet)

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

$c$  - koncentrace mol.l<sup>-1</sup>

*Platí pro zředěné  
roztoky:  $c \rightarrow a$*

$i$  .....koeficient, udávající počet částic vzniklých disociací

Slabé elektrolyty

Silné elektrolyty:  $i = 2, 3, \dots$

$$i = 1 + \alpha_c$$

R - universální plynová konstanta  $8,341 \text{ J.mol}^{-1}.\text{K}^{-1}$

T - teplota (K)

pro roztok obsahující více látek

$\Pi = R.T \sum i . c$  suma koncentrací všech osmoticky  
aktivních částic

# Koncentrace osmoticky aktivních částic

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

## Osmolalita

$i \cdot c \dots \dots \dots \text{mmol/kg}$   
(rozpouštědla)

zjistí se kryoskopicky,  
ebulioskopicky

## Osmolarita

$i \cdot c \dots \dots \dots \text{mmol/l}$   
(roztoku)

vypočítá se z hodnot  
molárních koncentrací

**Osmol** -zkr. Osm

jednotka osmoticky  
účinného množství  
látky

Vždy vyšší než  
odpovídá reálným  
vlastnostem roztoku

Příklad 1:

Jaký osmotický tlak vykazuje fyziologický roztok chloridu sodného ? ( $T = 25^{\circ}\text{C}$ )

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



$$i = 2$$

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

Příklad 2:

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

glukosa je neelektrolyt

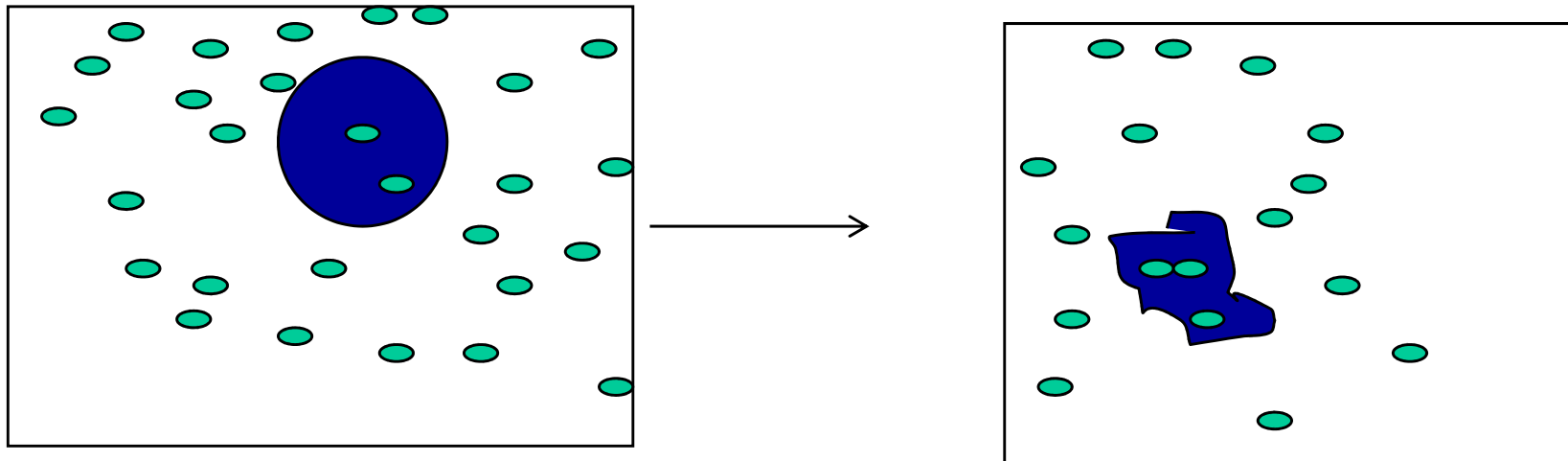
$$i = 1$$

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

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

# Existence buněk

podmínka izotonicity



**Hypertonické prostředí** - smršťování buněk

**Hypotonické prostředí** - lýza

Osmotický tlak krevní plazmy - přísná regulace  
( $\approx 795$  kPa)

**Osmolalita krevní plazmy 280–295 mmol.kg<sup>-1</sup> H<sub>2</sub>O**

Roztoky izotonické s krevní plazmou:

155 mmol/l NaCl (0,9 %)

310 mmol/l glukosa

## osmolalita plazmy ( $\text{mmol.kg}^{-1}\text{H}_2\text{O}$ ) - výpočet

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

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



# Bílkoviny v krevní plazmě

koloidně osmotický tlak ( $\approx 0,5\%$  z celkového tlaku)

podílí se hlavně albumin

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

# Struktura chrupavky

vysoký obsah glykosaminoglykanů (obsahují početné skupiny uronových kyselin, kys. sírové), vysoký obsah iontů  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Ca}^{2+}$

váže velké množství vody - vysoký osmotický tlak

při zatížení → vytlačení vody

uvolnění zátěže → návrat vody