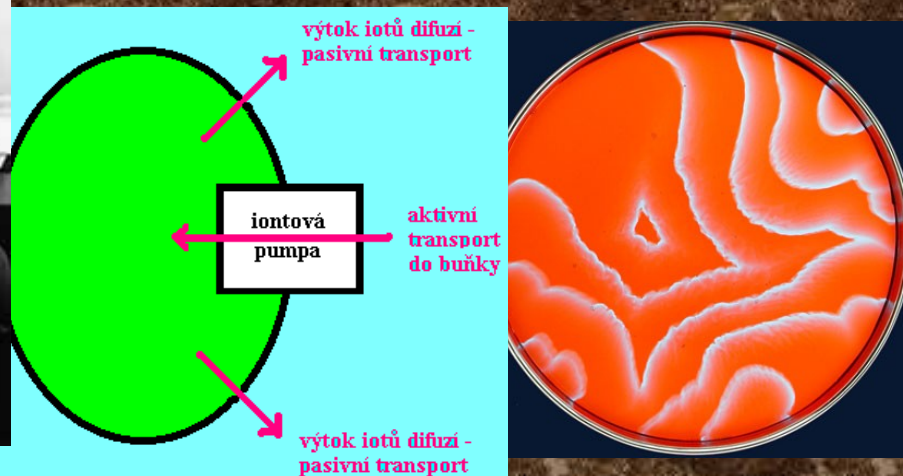


# Přednášky z lékařské biofyziky

Masarykova univerzita v Brně - Biofyzikální centrum

Ilya  
Prigogine

1917 -  
2003




## Termodynamika a život

# Obsah přednášky

- Základní pojmy nerovnovážné termodynamiky ve vztahu k živým systémům
- Difuze
- Osmóza a osmotický tlak

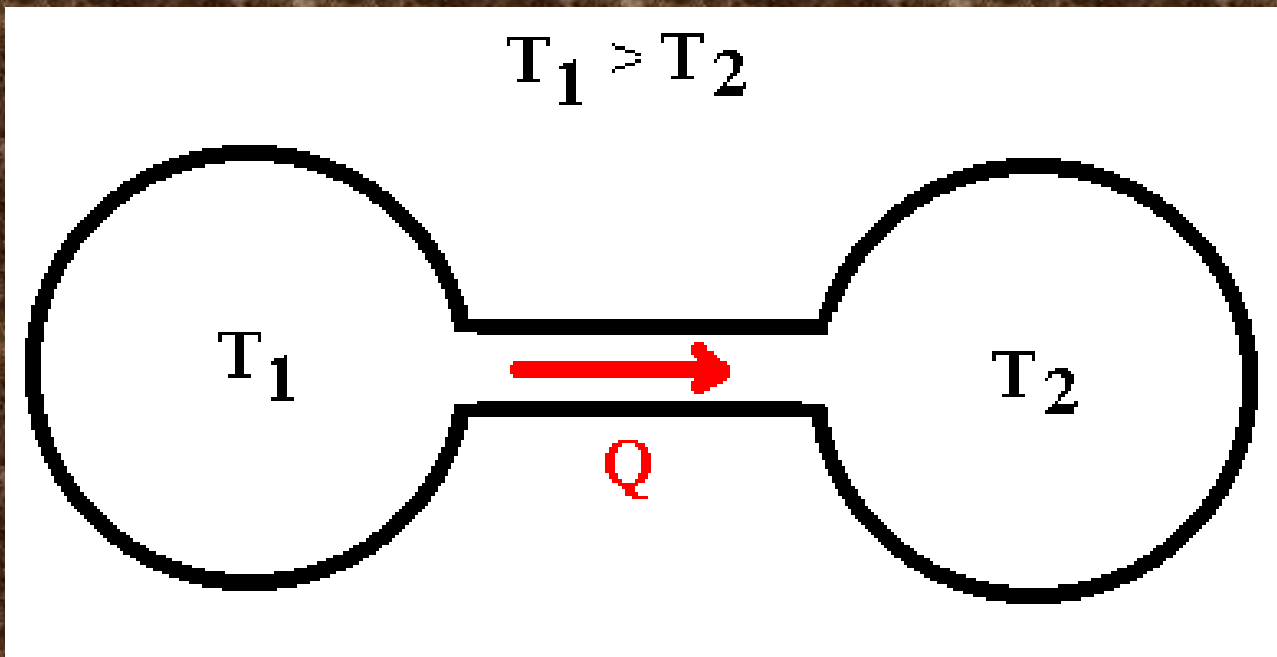
# Základní pojmy nerovnovážné termodynamiky živých systémů

- V nerovnovážných systémech existuje vnitřní zdroj entropie.
- Množství entropie vyprodukované v jednotkovém objemu za jednotku času se nazývá produkce entropie .

# Prigoginův princip

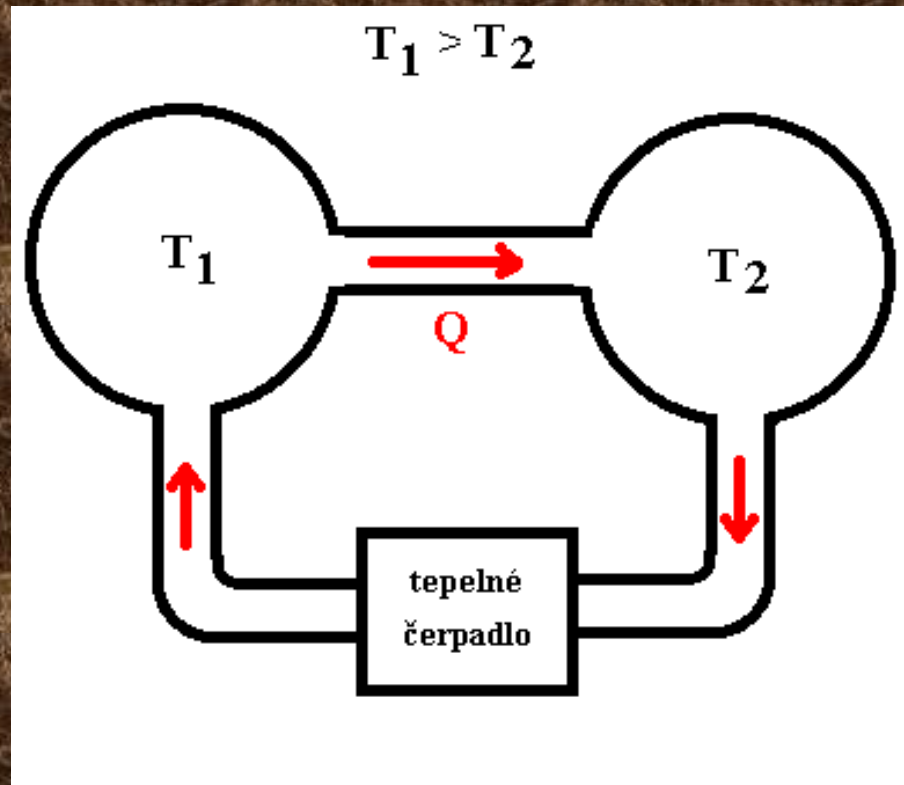
- Pro stavy nepříliš vzdálené od tmd. rovnováhy platí Prigoginův princip:
- *Při neměnicích se vnějších podmínkách otevřený systém spontánně spěje do stavu s minimální produkcí entropie.*
- Tento stav se nazývá stacionární stav (stav dynamické rovnováhy, resp. homeostáza v biologii).

# Rozdíl mezi rovnovážným a stacionárním stavem



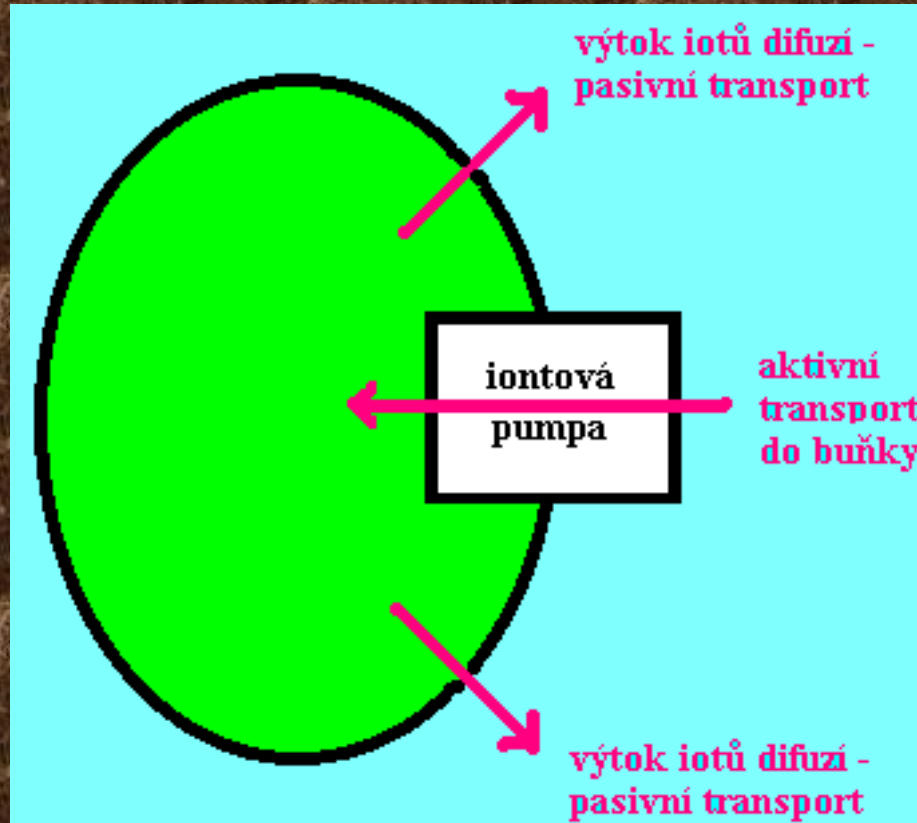
Lze udržet stav s rozdílnými teplotami v izolovaném systému?

# Rozdíl mezi rovnovážným a stacionárním stavem



Rozdíl teplot lze udržet pouze v otevřeném systému s tepelnou pumpou, která spotřebovává energii.

# Rozdíl mezi rovnovážným a stacionárním stavem



Iontová pumpa udržuje konstantní rozdíl v koncentracích iontů a spotřebovává energii.

# Fluktuace a poruchové síly

## Zobecněný Le Chatelierův princip

- **Fluktuace** - malé odchylky od rovnovážného nebo stacionárního stavu – mají vnitřní příčinu v náhodných procesech. Podobně se projevují následky působení poruchových sil – malých zásahů do systému z vnějšku.
- **Zobecněný le Chatelierův princip:**
- *V blízkosti stacionárního stavu vyvolávají fluktuace či poruchové síly takové toky látky a energie, že se jimi tyto fluktuace (účinky poruchových sil) likvidují.*
- Kritický neboli bifurkační bod



# Disipativní struktury

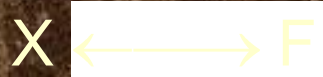
- Uspořádané nerovnovážné časově-prostorové struktury se nazývají disipativní struktury. Na disipativní struktury nelze aplikovat Boltzmannův vztah. Podle *Prigogina* vznikají jako důsledek fluktuace a jsou stabilizovány výměnou energie s okolím. Disipativní struktury patří k problémům řešeným nelineární nerovnovážnou termodynamikou. Mohou vzniknout pouze v podmínkách dostatečně vzdálených od rovnováhy při dostatečném toku energie a látky. („Bénardova nestabilita“)

# Autokatalytické reakce

- Autokatalytickou reakci lze zapsat pomocí chemické rovnice:

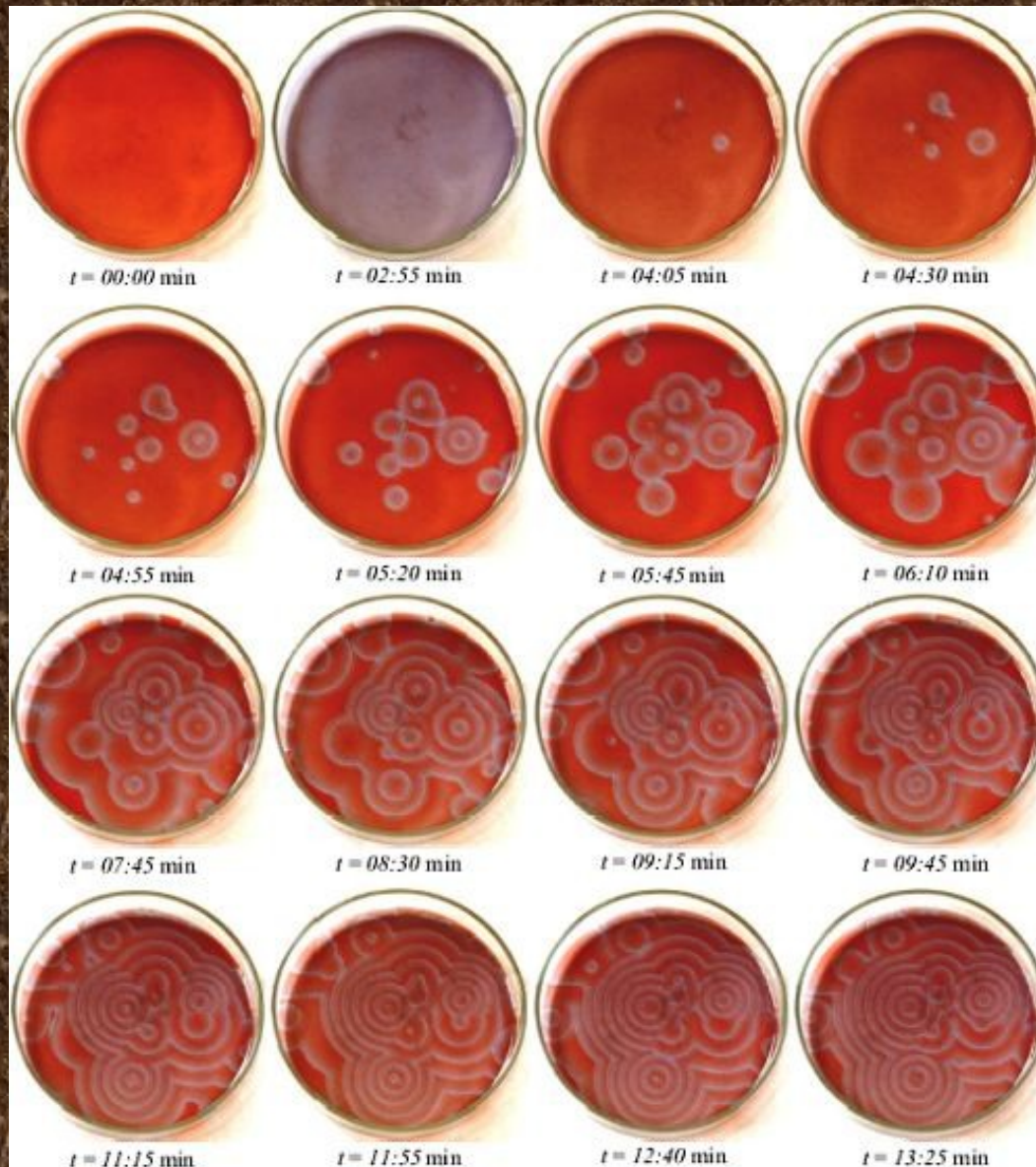


přičemž může následovat reakce:



- V autokatalytické reakci vzniká z látky A za přítomnosti látky X opět látka X. Látka X působí jako katalyzátor při svém vzniku. Při dostatečné zásobě látky A roste množství látky X exponenciálně. F může být produktem vznikajícím z látky X.
- Autokatalytickou reakcí svého druhu je i replikace DNA. Ke stejnému výsledku totiž může vést komplex “obyčejných” chemických reakcí.
- Komplex normálních chemických reakcí se může vnějškově projevat jako jedna nebo několik (spřažených) autokatalytických reakcí.* Replikace DNA je komplex metabolických pochodů, jehož výsledkem je vznik kopie molekuly, nesoucí genetickou informaci.

# Reakce Bělousova-Žabotinského



[http://www.jkrieger.de/bzr/2\\_4\\_versuch\\_r\\_aeuml.html#2\\_4](http://www.jkrieger.de/bzr/2_4_versuch_r_aeuml.html#2_4)

Příklady termodynamického  
přístupu k řešení problémů:

Rovnovážná termodynamika:

**Osmóza a osmotický tlak**

Nerovnovážná termodynamika:

**Difuze**

# Difuze jako nevratný proces

- Transportní děj - projev snahy termodynamického systému o dosažení rovnovážného stavu, v němž jsou v jeho objemu vyrovnány koncentrace všech jeho složek.
- Tok difundující látky je konstantní, když se nemění výrazně její koncentrace na obou stranách membrány (zajištěno pomalostí procesu, velkým objemem nebo aktivním transportem).
- Hustota difuzního toku  $J$  (tok látky) - množství látky, které projde za časovou jednotku jednotkovou plochou rozhraní. Platí:

$$J = \frac{dn}{dt} \cdot \frac{1}{S}$$

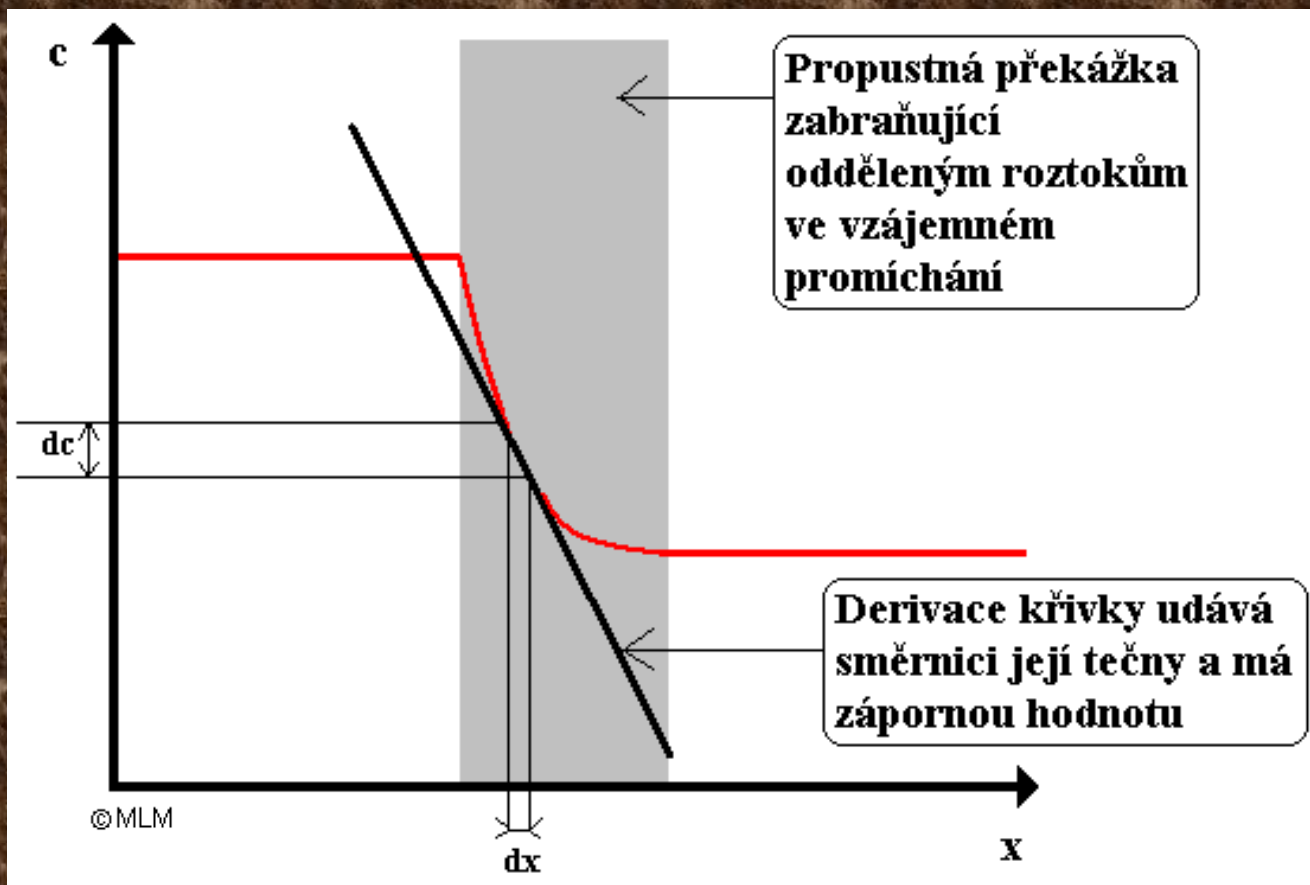
$S$  je celková plocha rozhraní, kterým látka difunduje,  $dt$  je čas, během kterého projde rozhraním množství látky  $dn$ .

# I. Fickův zákon

A.E. Fick (1885):

(pohyb látky ve směru osy x, jednorozměrný případ difuze). I. Fickův zákon:

$$J = -D \frac{dc}{dx}$$



$D$  - difuzní  
koeficient [ $\text{m}^2 \cdot \text{s}^{-1}$ ]  
Typické hodnoty  $D$ :  
od  $1 \cdot 10^{-9}$  pro  
nízkomolekulární  
látky po  $1 \cdot 10^{-12}$  pro  
velké  
makromolekuly

# Difuzní koeficient

- Přibližný vztah pro velikost difuzního koeficientu odvodil *A. Einstein*:

$$D = \frac{k \cdot T}{6\pi \cdot \eta \cdot r}$$

$k$  je Boltzmannova konstanta

$T$  je absolutní teplota

$\eta$  je koeficient dynamické viskozity

$r$  je poloměr částice.

Výraz  $6\pi \cdot \eta \cdot r$  se označuje jako frikční nebo hydrodynamický koeficient  $f$ .

## II. Fickův zákon

1. Fickův zákon platí pro ustálenou (stacionární) difuzi, při které se koncentrační gradient látky nemění v čase. Pro většinu reálných difuzních procesů však tato podmínka splněna není a pro popis difuze je nutno použít 2. Fickův zákon:

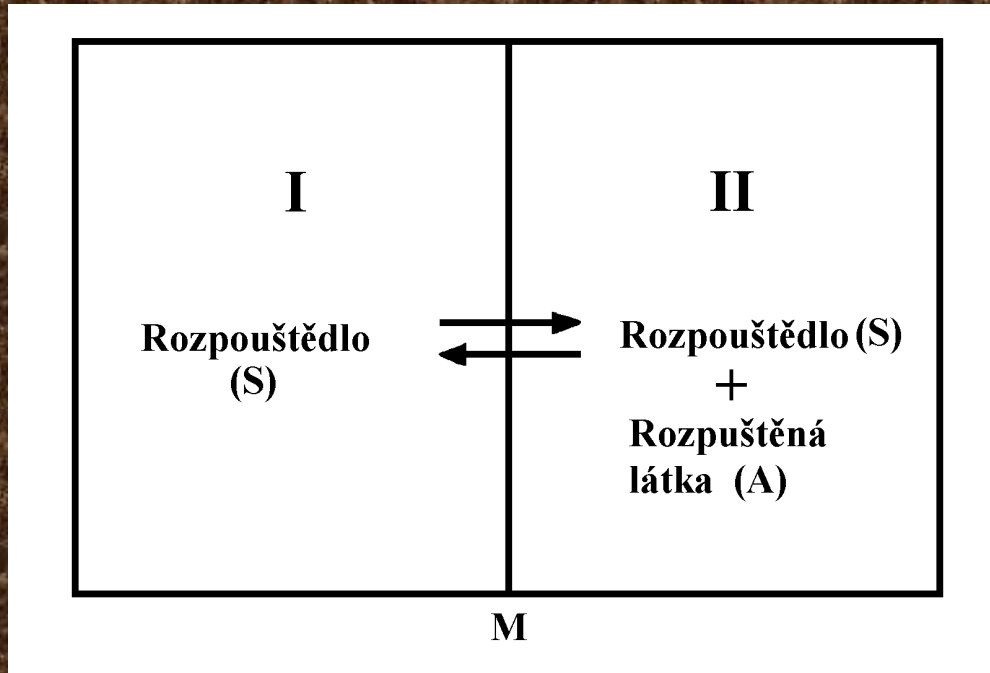
$$\frac{dc}{dt} = D \cdot \frac{d^2 c}{dx^2}$$

Výraz  $d^2c/dx^2$  (druhá derivace koncentrace  $c$  podle polohy  $x$ ,  $d(dc/dx)/dx$ , čili infinitezimální změna koncentračního gradientu podél osy  $x$ . Čteme: Časová změna koncentrace látky v daném místě je úměrná prostorové změně gradientu koncentrace, konstantou úměrnosti je difuzní koeficient.

2. Fickův zákon je formálně shodný s rovnicí pro vedení tepla - koncentrace  $c$  je ovšem nahrazena absolutní teplotou  $T$ .



# Osmóza a osmotický tlak

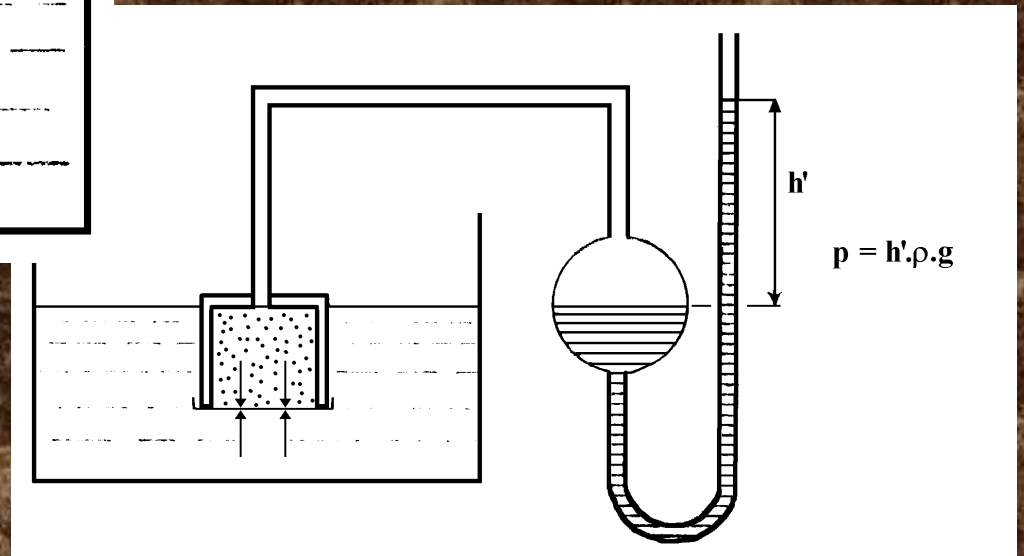
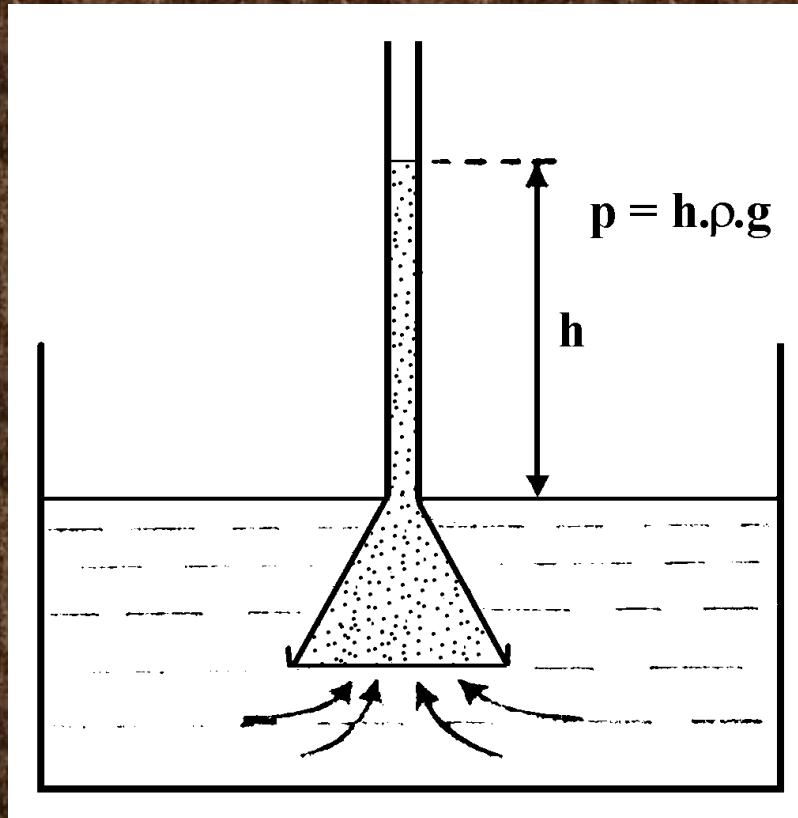


System se snaží dostat do termodynamické rovnováhy vyrovnáním koncentrací látek v celém objemu, který je rozdělen na části I a II, oddělené membránou propouštějící pouze rozpouštědlo. Rozpouštědlo proto difunduje do prostoru II, ve kterém je rozpuštěná látka.

Výsledkem je nárůst tlaku v prostoru II.

Proces probíhá za konstantní teploty a při konstantních látkových množstvích. Membrána je tuhá.

# Pfefferův pokus



# van't Hoffův vzorec (zákon)

$$\Pi = c \cdot R \cdot T$$

$\Pi$  je osmotický tlak [Pa]

$c$  koncentrace rozpuštěné látky ( $n/V$ )

$R$  univerzální plynová konstanta

$T$  absolutní teplota

- Přesněji popisuje osmotický tlak analogický vzorec:

$$\Pi = m' \cdot R \cdot T$$

$m'$  je objemová molalita (látkové množství rozpuštěné látky dělené objemem rozpouštědla).

- Odchytky od tlaku dle van't Hoffova zákona se zvyšují s rostoucí molekulovou hmotností rozpuštěné látky.

# van't Hoffův vzorec (zákon)

- Pro elektrolyty:

$$\Pi = i \cdot c \cdot R \cdot T$$

$i$  je bezrozměrný van't Hoffův opravný faktor, který udává kolikrát více je v roztoku částic, než byl původní počet částic nedisociovaných.

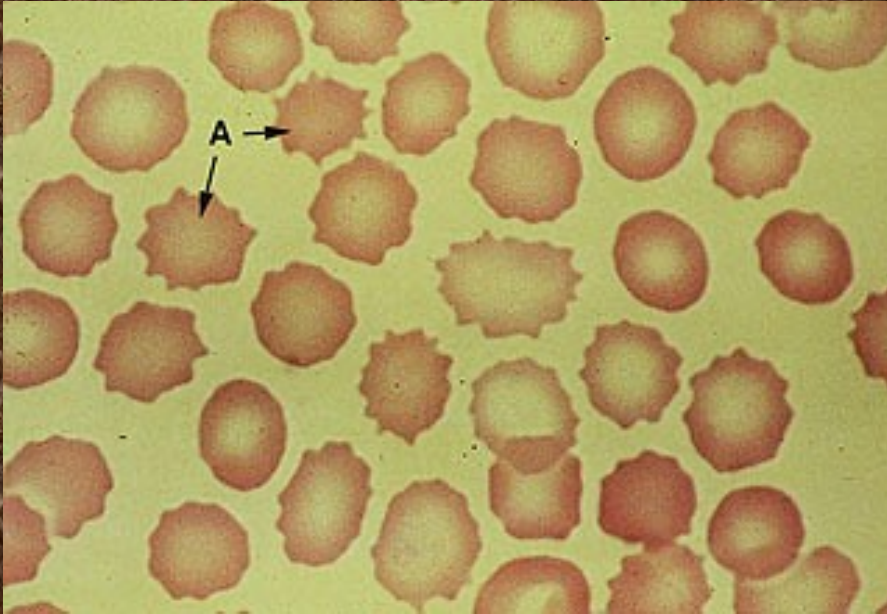
Součin  $i \cdot c$  se někdy označuje jako osmolární koncentrace či osmolarita s jednotkou  $\text{osmol.l}^{-1}$ .

- Silný elektrolyt o konc.  $1 \text{ mol.l}^{-1}$ , disociující na dva ionty, má osmolární koncentraci  $2 \text{ osmol.l}^{-1}$  a dvojnásobný osmotický tlak ve srovnání se stejně koncentrovanou nedisociující látkou.
- Osmotický tlak krevní plazmy a nitrobuněčné tekutiny je asi  $770 \text{ kPa}$ . ( $1 \text{ M}$  roztok nedisociující látky má při stejné teplotě osmotický tlak asi  $2,58 \text{ MPa}$ ).
- tlak onkotický ( $3,3 \text{ kPa}$ )

# Tonicita roztoků

- Roztoky o osmotickém tlaku nižším než má krevní plazma se označují jako hypotonické, o stejném tlaku jako izotonické a o vyšším tlaku jako hypertonické.
- endoosmóza: hemolýza, plazmoptýza
- Rozmezí hodnot koncentrací hypotonického roztoku, při kterých dochází k částečné a úplné hemolýze = osmotická odolnost (resistence) erytrocytů.
- exoosmóza: plazmorhyza (u rostlin - plazmolýza)
- receptory (volumoreceptory v ledvinách a osmoreceptory v hypotalamu)

# Jak to vypadá?



Echinocyty – erythrocyty  
vystavené hypertonickému  
roztoku.

[http://webteach.mccs.uky.edu/COM/pat823/online\\_materials/diglectures/rbcs/imgshtml/image36.html](http://webteach.mccs.uky.edu/COM/pat823/online_materials/diglectures/rbcs/imgshtml/image36.html)



Plazmolýza buněk epidermis  
cibule hypertonickém  
prostředí.

[http://www.pgjr.alpine.k12.ut.us/science/whitaker/Cell\\_Chemistry/Plasmolysis.html](http://www.pgjr.alpine.k12.ut.us/science/whitaker/Cell_Chemistry/Plasmolysis.html)

Autor:  
**Vojtěch Mornstein**

Grafika:

- - -

Poslední revize: Červen 2009