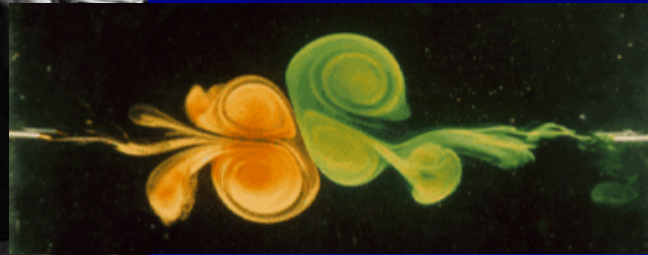


# Přednášky z lékařské biofyziky pro obor: **Nutriční terapeut**

Ilya  
Prigogine  
\* 1917



## Aplikace termodynamiky

# Příklady termodynamického přístupu k řešení problémů:

Rovnovážná termodynamika:  
**Osmóza a osmotický tlak**

Nerovnovážná termodynamika:  
**Difuze**

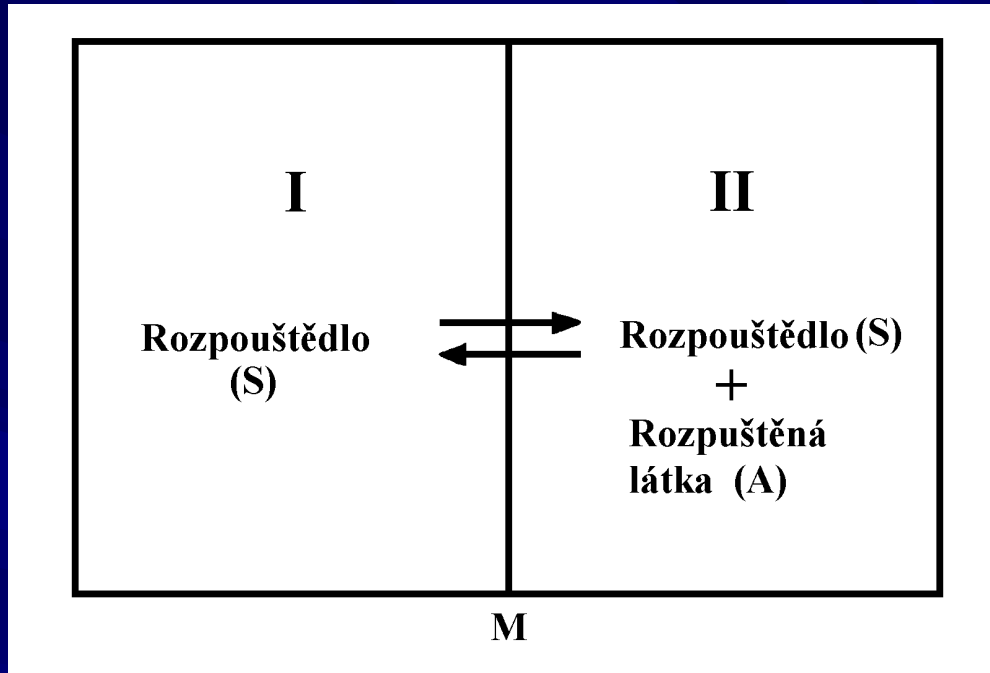
# Osmóza a osmotický tlak

■ Patří mezi tzv. **koligativní vlastnosti** termodynamických systémů

**(vlastnosti závislé na počtu částic složek systému)**

+ jevy popsané.....Raoultovým a Henryovým zákonem, kryoskopie, ebulioskopie,.....

# 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 polopr. membránou propouštějící pouze rozpouštědlo. Rozpouštědlo proto difunduje do prostoru II, ve kterém je rozpuštěná látka. Látka A membránou nemůže procházet.

Výsledkem je nárůst tlaku v prostoru II.

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

# Osmóza a osmotický tlak

- Osmotické jevy popsány v 18.stol.

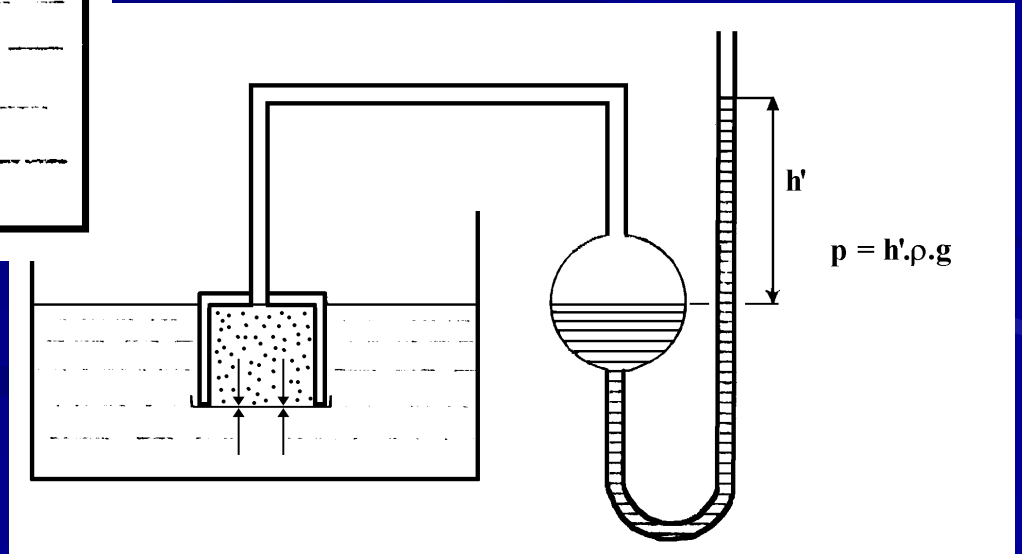
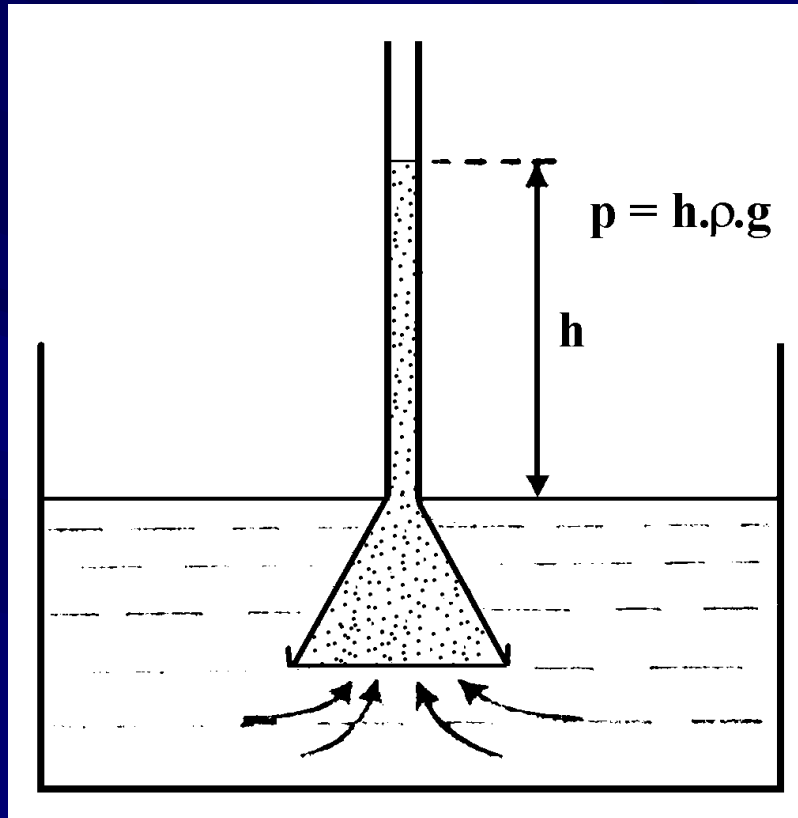
- W.F.P. Pfeffer – německý botanik

→ **Pfefferův pokus: (1887)**

Celofánová membrána, která propouští vodu, ale ne sacharozu nebo jiný cukr, zvyšování hladiny v prostoru roztoku s cukrem, až do kompenzace hydrostatickým tlakem sloupce kapaliny.

....význam osmozy pro transport vody v rostlinách,  
nasávání vody kořeny

# Pfefferův pokus



# van't Hoffův vzorec (zákon)

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

$\Pi$  je osmotický tlak [Pa]

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

$R$  univerzální plynová konstanta

$T$  absolutní teplota

■ Přesněji popisuje osmotický tlak analogický vzorec:

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

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

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

■ **Formální shoda se stavovou rovnicí ideálního plynu.**

# van't Hoffův vzorec (zákon)

- Pro elektrolyty:

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

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

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

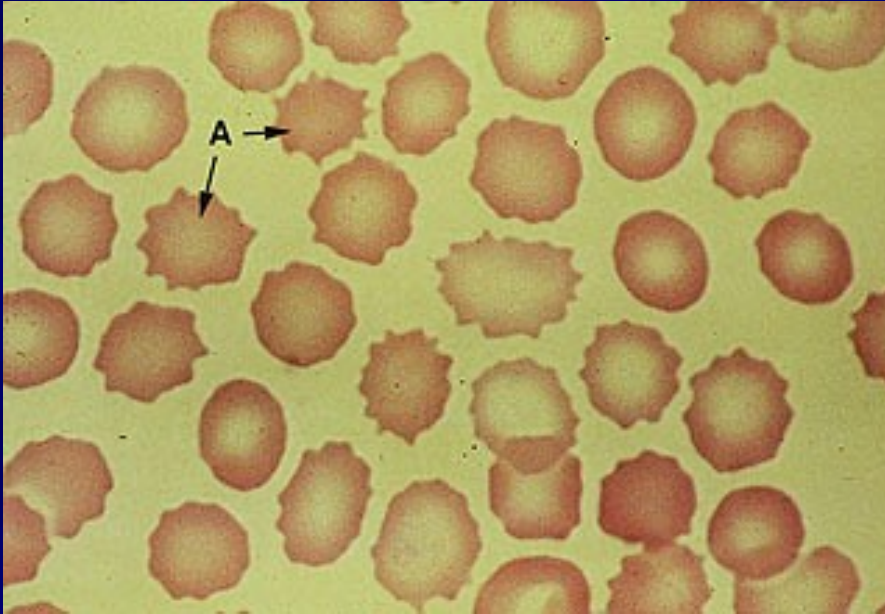
- Silný elektrolyt o konc.  $1 \text{ mol.l}^{-1}$ , disociující na dva ionty, má osmolární koncentraci  $2 \text{ osmol.l}^{-1}$  a dvojnásobný osmotický tlak ve srovnání se stejně koncentrovanou nedisociující látkou.
- Osmotický tlak krevní plazmy a nitrobuněčné tekutiny je asi 770 kPa. (1 M roztok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

# Příklady osmotických procesů

- Proto třešně, které obsahují mnoho cukru, za vydatného deště popraskají. (cukerný roztok uvnitř třešňových buněk vtahuje okolní čistou vodu dovnitř buňky; třešně byly v takzvaném hypotonickém prostředí)
- Proto naopak uschnou rostliny, které jsou pomočeny naším domácím mazlíčkem. (Moč obsahuje velice koncentrovaný roztok soli, který vytahuje vláhu z potřísněných rostlin; Moč představuje pro ony rostliny tzv. hypertonické prostředí)
- Proto také nemůže být pacientovi podána nitrožilně čistá voda, ale tzv. fyziologický roztok, který má obdobnou koncentraci rozpuštěných látek jako je v krvi. (z osmotického hlediska jde o isotonický roztok). Jakožto fyziologický roztok se používá 0,9% roztok NaCl.
- Tohoto principu bývá využíváno při určitých způsobech konzervace potravin. Cukerný sirup a slanečci jsou sterilizováni tím, že patogeny nemohou přežít hypertonickou koncentrací cukru/soli.

# 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:

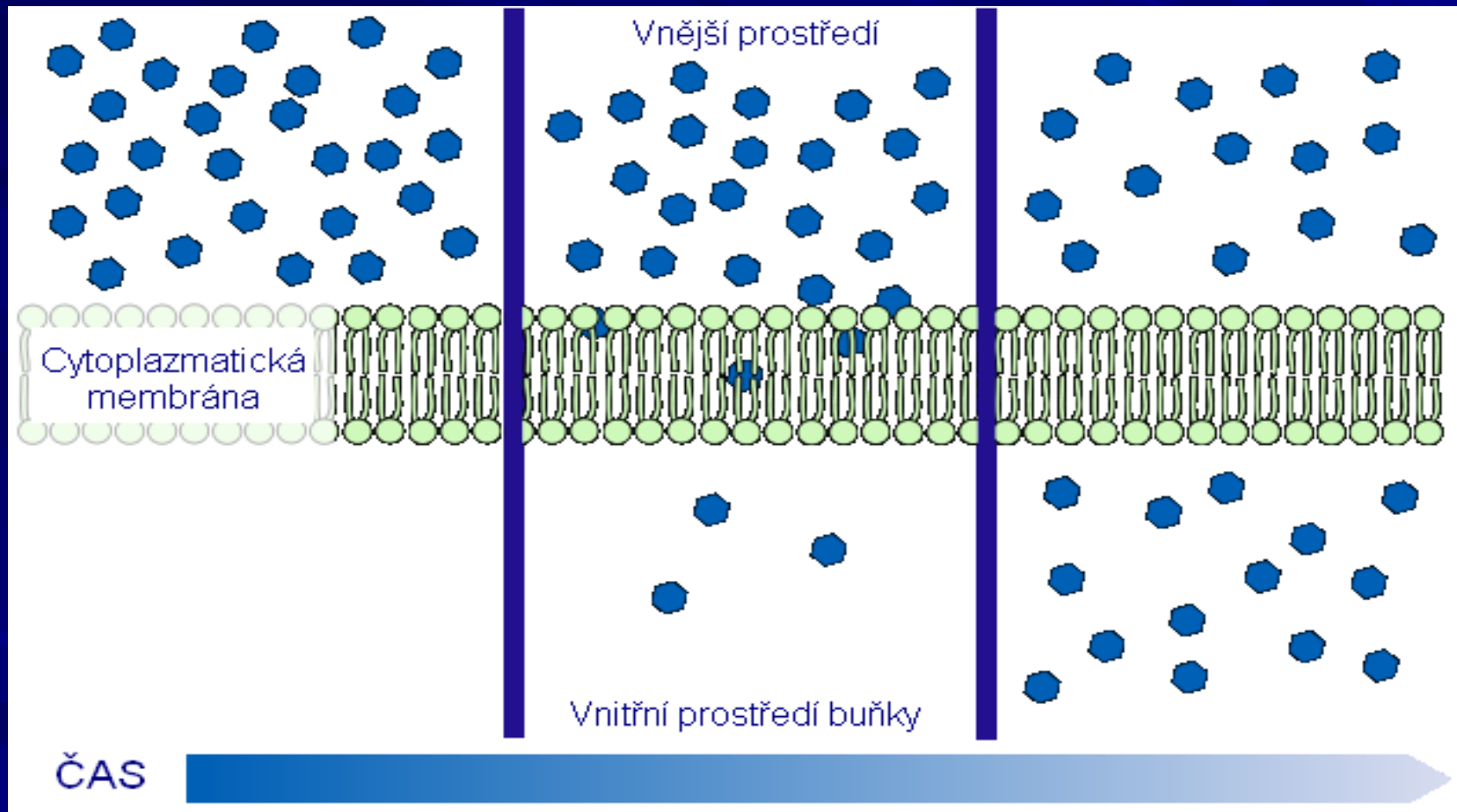
$$J = \frac{dn}{dt} \cdot \frac{1}{S}$$

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

# Difuze jako nevratný proces

- Veškeré látky mají tendenci přecházet z prostředí se svou vyšší koncentrací do prostředí s nižší koncentrací.
- Chemickou podstatou, podle druhého termodynamického zákona je, že chemický systém vždy zvyšuje svou entropii neboli míru neuspořádanosti svého systému, čímž dospěje ke stavu s nejnižší vnitřní energií.

# Difuze jako nevratný proces



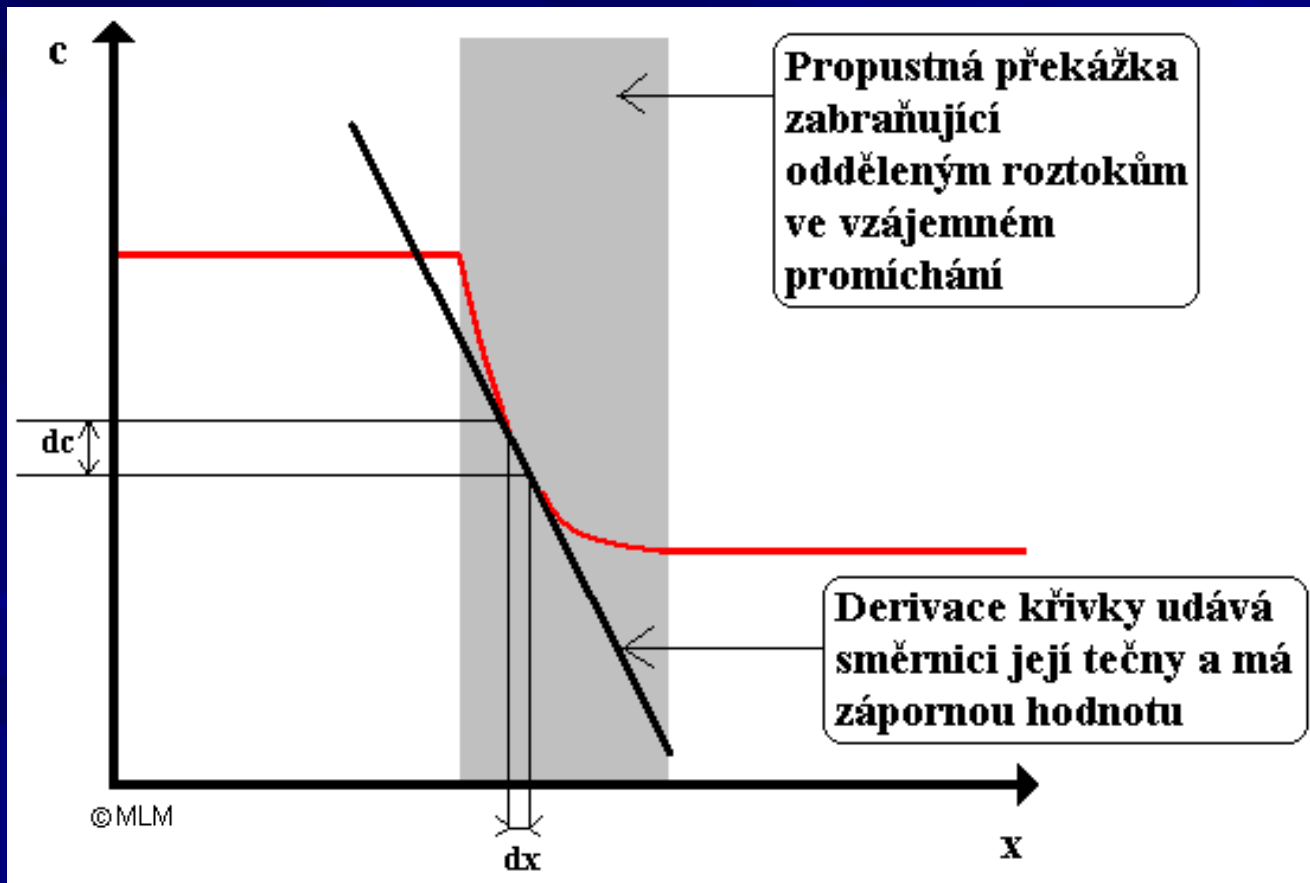


# I. Fickův zákon

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  $f$  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  $T$ .