

Experimentální ověření osmotických jevů

Laboratorní úloha

doc. Ing. Karel Roubík, Ph.D.

*ČVUT Fakulta biomedicínského inženýrství
12. 1. 2008*

1 Úvod

Osmóza a osmotické jevy hrají velmi důležitou roli v živých organismech. Osmózu lze stručně charakterizovat prostupem molekul rozpouštědla (nejčastěji vody) skrz polopropustnou membránu, přičemž hnací silou tohoto děje je rozdíl osmotických tlaků roztoků na obou stranách membrány. Principu osmózy se využívá také v mnoha lékařských přístrojích, mezi které patří i dialýza.

Cílem tohoto laboratorního cvičení je seznámit se s osmózou a s pojmy osmotický tlak a osmoticky aktivní částice. Dále je cílem naučit se experimentálně stanovit osmotický tlak a poznat úlohu osmotických procesů v živých organismech.

2 Teorie

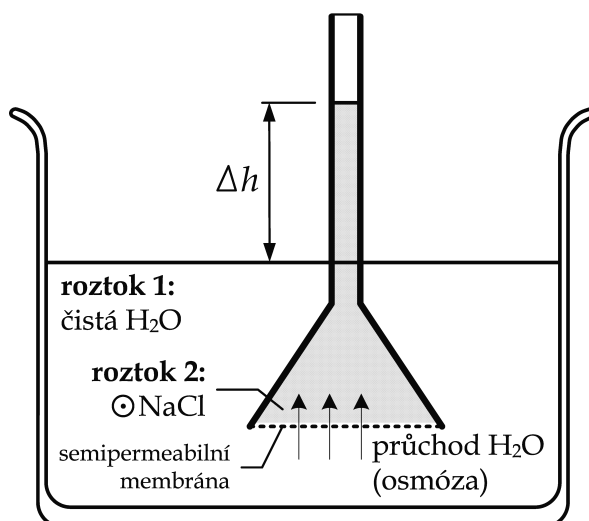
2.1 Semipermeabilní membrány

Semipermeabilní membrány, jinak také **polopropustné membrány**, propouští pouze některé látky, a to buď některé molekuly, nebo jen některé ionty. Semipermeabilní membrány můžeme rozdělit na dva základní typy, které pro nás mají důležitý význam: membrány osmoticky aktivní a membrány iontově selektivní.

2.2 Osmoticky aktivní membrány a osmotický tlak roztoku

Osmoticky aktivní membrány jsou charakteristické tím, že přes membránu prochází celé molekuly vody. Pro molekuly ostatních látek a také pro všechny ionty je membrána nepropustná. Přechod molekul vody přes membránu je řízen rozdílem osmotických tlaků na obou stranách membrány. Osmoticky aktivní jsou například téměř všechny buněčné membrány, a to jak u rostlin, tak i u živočichů. Jako příklad umělé osmoticky aktivní membrány můžeme uvést například celofán.

Na obrázku 1 je naznačen experiment, který nám umožní pochopit osmotické jevy a navíc se pomocí tohoto experimentu může rozdíl osmotických tlaků dvou roztoků změřit.



Obrázek 1: Experiment pro demonstraci rozdílů osmotických tlaků dvou roztoků s využitím semipermeabilní membrány.

Při experimentu využijeme právě osmoticky aktivní membránu. Použijeme dva roztoky, které jsou odděleny osmoticky aktivní membránou. V začátku experimentu mají hladiny obou roztoků stejnou výšku. Ve velké nádobě je čistá voda (roztok 1), v menší nádobě je například silný roztok kuchyňské soli (NaCl) nebo cukru (roztok 2). Vlivem rozdílu osmotických tlaků mají molekuly vody tendenci přecházet z čisté vody z roztoku 1 přes membránu do roztoku 2 obsahujícího nějakou rozpuštěnou látku. Průchodem molekul vody přes membránu jich však v prvním roztoku ubývá a ve druhém přibývá. Tím hladina prvního roztoku klesá a hladina druhého roztoku stoupá.

Proces přechodu molekul vody přes membránu se zastaví v okamžiku, kdy se vyrovná rozdíl osmotických tlaků obou roztoků s hydrostatickým tlakem, který se zvětšuje se vzrůstajícím rozdílem výšek hladin obou roztoků Δh . Hydrostatický tlak tak kompenzuje rozdíl osmotických tlaků, a proto z velikosti rozdílu hladin obou roztoků a z hustoty roztoku můžeme osmotický tlak vypočítat jako tlak hydrostatický.

Nyní již můžeme definovat osmózu a osmotický tlak.

Osmóza je samovolné zředování roztoku přestupem molekul rozpouštědla přes semipermeabilní membránu. Mírou mohutnosti osmózy je osmotický tlak roztoku.

Osmotický tlak roztoku je takový tlak, který by mělo látkové množství částic rozpuštěné látky, kdyby bylo přítomno v témže objemu v podobě ideálního plynu.

Výše uvedený princip určování osmotického tlaku vyjadřuje **van't Hoffův zákon**, který byl odvozen na základě analogie se stavovou rovnicí ideálního plynu. Pro osmotický tlak π roztoku platí:

$$\pi = \mathbf{R} \cdot T \cdot c \cdot i, \quad (1)$$

kde \mathbf{R} je univerzální plynová konstanta, T je termodynamická teplota v kelvinech, c je molární koncentrace rozpuštěné látky v $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$ a i je **van't Hoffův opravný koeficient**, který zohledňuje osmotický účinek disocujících se látek. Pro neelektrolyty platí $i = 1$, zatímco pro silné elektrolyty, u kterých se předpokládá úplná disociace, je van't Hoffův opravný koeficient i roven počtu vzniklých iontů (např. pro NaCl je $i = 2$, pro CaCl_2 je $i = 3$ apod.). V případě slabých elektrolytů s neúplnou disociací je van't Hoffův opravný koeficient i silně závislý na koncentraci roztoku. Můžeme jej spočítat z disociační konstanty elektrolytu, nebo jej můžeme vyhledat v tabulkách.

V medicíně se často používá tzv. **osmoticky účinná koncentrace** c_0 , nazývaná též **koncentrace osmolární**, nebo zkráceně jen **osmolarita**, která je reprezentována součinem molární koncentrace rozpuštěné látky c a van't Hoffova opravného koeficientu i :

$$c_0 = c \cdot i. \quad (2)$$

Osmoticky účinná koncentrace je v podstatě molární koncentrace osmoticky aktivních částic přítomných v roztoku, tedy částic po případné disociaci rozpuštěných molekul. Jednotkou osmoticky účinné koncentrace je $\text{mol} \cdot \text{m}^{-3}$, případně častěji užívaná jednotka $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$. V medicíně se používají jednotky $\text{osmol} \cdot \text{l}^{-1}$ či $\text{mosmol} \cdot \text{l}^{-1}$, které jsou totožné s jednotkami $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$ a $\text{mmol} \cdot \text{l}^{-1}$, ale zdůrazňují, že se jedná o osmoticky účinnou koncentraci.

V medicíně se můžeme setkat i s **koncentrací osmolální**, tj. **osmolalitou**, kde látkové množství osmoticky aktivních částic je vztaženo na hmotnost rozpouštědla (obdobně jako u molální koncentrace či molality). Jednotkami jsou potom $\text{osmol}\cdot\text{kg}^{-1}$ nebo $\text{mosmol}\cdot\text{kg}^{-1}$.

Osmotický tlak je velmi důležitý při udržování homeostázy. Osmóza a osmotický tlak mají zásadní význam pro hospodaření těla s vodou. I jednotlivé buňky a tělní kompartmenty jsou za normálních podmínek v **osmotické rovnováze**.

Jsou-li osmotické tlaky dvou roztoků stejné, říkáme, že roztoky jsou **izotonické**. Ve fyziologii jsou pojmem **izotonické roztoky** označovány takové roztoky, které mají stejný osmotický tlak, jako je osmotický tlak krevní plazmy, který je zhruba $300\text{ mmol}\cdot\text{l}^{-1}$. Takové roztoky se nazývají **fyziologické roztoky**. Roztoky s nižším osmotickým tlakem se označují jako **hypotonické roztoky**. Roztoky s vyšší hodnotou osmotického tlaku než osmotický tlak fyziologického roztoku se označují jako **roztoky hypertonické**.

Při injekčním podávání léčiv a infúzích je nutné používat fyziologické roztoky. Při vpravení většího množství hypotonického roztoku (například vody) do krve může dojít vlivem osmózy (prostupu vody do intracelulárního prostoru) k porušení buněčné membrány červených krvinek a k následnému vyplavení hemoglobinu, tj. může dojít k tzv. hemolýze.

3 Popis laboratorní úlohy

Laboratorní úloha se skládá ze dvou částí: (1) z úlohy na měření osmotického tlaku a (2) demonstračního experimentu pro pozorování efektu osmotických jevů.

3.1 měření osmotických tlaků

3.1.1 Popis měření osmotických tlaků

K měření osmotických tlaků použijeme Dutrochetův osmometr, který využívá semipermeabilní membránu, kterou je buď celofán, nebo nějaká membrána biologického původu. V našem případě se jedná o blánu z vepřového měchýře. Použitý osmometr DM555-1A je vyobrazen na obrázku 2.

Pozor! Blána je křehká a tenká.

Při manipulaci s ní v suchém i mokřém stavu buďte opatrní!



Obrázek 2: Konstrukce osmometru DM555-1A použitého při experimentu.

Do skleněné baňky, která je součástí Dutrochetova osmometru a ze které vychází skleněná trubice, umístíme přibližně jednu lžičku chloridu sodného (kuchyňské soli). Blána z vepřového měchýře sehraje roli polopropustné membrány. Uzavírá dno baňky a odděluje její obsah od rozpouštědla (čisté vody), do kterého je baňka osmometru ponořena.

Stoupající hladina ve skleněné trubici svědčí o zvětšování objemu roztoku uvnitř osmometru. Zvětšování výšky hladiny pokračuje, dokud se neustálí na určité hodnotě rozdílu hydrostatického tlaku v obou částech systému. Tento rozdíl tlaků odpovídá osmotickému tlaku roztoku.

3.1.2 Postup měření

1. Do baňky osmometru vložte přibližně jednu lžičku krystalického chloridu sodného (kuchyňské soli, NaCl).
2. Lehce namočenou blánu napněte přes dno baňky osmometru a přichyťte ho pomocí několika gumiček. Gumička má zajistit těsnost systému, kterou důkladně ověřte.
3. Zasuňte skleněnou trubici do zátky.
4. Nalijte do baňky čistou vodu až 2–3 mm od kraje.
5. Hrdlo baňky uzavřete zátkou se skleněnou trubicí.
6. Opatrně všim krouživými pohyby zatřeste. Pokračujte, dokud se chlorid sodný nerozpustí.
7. Naplňte krystalizační misku nebo velkou kádinku čistou vodou.
8. Ponořte do ní osmometr a zafixujte ho pomocí stojanu tak, aby obě hladiny byly ve stejné výšce.
9. Označte si hladinu roztoku v trubici popisovačem.
10. Sledujte stoupání roztoku v trubici.

3.2 Demonstrace efektů osmotických jevů: „korálový útes“

3.2.1 Popis experimentu

Tento experiment efektním způsobem demonstruje funkci semipermeabilní membrány. V roztoku velmi rychle rostou různobarevné tvary podobné rostlinám nebo mořským řasám či korálům.

K experimentu potřebujeme vodní sklo, různé barevné soli těžkých kovů (chlorid železitý, chlorid železnatý, chlorid měďnatý, síran nikelnatý, chlorid kobaltnatý apod.) a skleněnou kádinku či jinou nádobu s naředěným roztokem vodního skla. Na dno kádinky vhodíme několik krystalů od každé soli. Již po malé chvíli se z krystalů začnou tvořit nitkovité výběžky a větévky, připomínající keříky rostlin či mořských řas.

Každá sůl vytváří charakteristické tvary, které jsou navíc specificky zabarvené. Vodní sklo je křemičitan sodný Na_2SiO_3 , který je ve vodě rozpustný.

Po vhození krystalů solí do roztoku se krystaly začnou rozpouštět a na povrchu krystalů vznikne vodný roztok příslušné soli. Tento roztok vytváří na styku s roztokem křemičitanu sodného pevnou látku ve formě tenké membrány, která krystal i s jeho roztokem zapouzdří do jakési skleněné bubliny. Křemičitan sodný totiž reaguje s ionty těžkých kovů (Cu^{2+} , Fe^{3+} , Fe^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} apod.) za vzniku nerozpustných křemičitanů (křemičitanu měďnatého CuSiO_3 , železitého $\text{Fe}_2(\text{SiO}_3)_3$ atd.), které tvoří onu pevnou membránu. Membrána má tu vlastnost, že propouští molekuly vody, ale ne molekuly jiných látek. Je tedy osmoticky aktivní. Protože je uvnitř „bubliny“ vysoká koncentrace soli, voda z okolního prostředí prostupuje vlivem rozdílných osmotických tlaků skrz membránu dovnitř bubliny, kde rychle roste tlak. Skrz membránu ven se nemohou dostat žádné látky, které by mohly svým únikem vznikající přetlak kompenzovat. Po krátké době dojde k prasknutí křemičitanové membrány. Roztok zevnitř „bubliny“ se tak vylije mimo původní objem, avšak okamžitě dojde k reakci křemičitanu sodného s ionty těžkých kovů za vzniku nové nerozpustné křemičitanové membrány, která zapouzdří nově vzniklou kapku uniklého roztoku soli. Tím náš „korál“ povyroste. Tento proces se stále opakuje.

Podobný proces nastává v přírodě. Semipermeabilní membránou propustnou pro vodu jsou např. slupky plodů. Když prší, proniká voda přes slupky třešní dovnitř plodů. Tím rostou „intratřešňové“ tlaky, až dojde k popraskání slupek.

3.2.2 Postup práce

1. Vodní sklo naředíme v kádince vodou v poměru 1:1 až 1:2.
2. Na dno vhodíme několik krystalů od každé soli (chlorid železitý, chlorid železnatý, chlorid měďnatý, síran nikelnatý, chlorid kobaltnatý apod.).
3. Pozorujeme, jak v roztoku velmi rychle rostou různobarevné tvary podobné rostlinám nebo mořským řasám či korálům.

4 Závěrečné otázky a úkoly

1. Najděte alespoň šest příkladů z přírody či v souvislosti s živými organismy, kde se setkáváme s osmotickými jevy.
2. Co je principem dialýzy a jak funguje?
3. Kde je semipermeabilní osmoticky aktivní membrána při mimotělní dialýze a kde při peritoneální dialýze?

5 Literatura

- [1] Roubík, K.: Fyzikální chemie pro biomedicínské inženýrství. Vydavatelství ČVUT, Praha, 2007, 145 s. ISBN: 978-80-01-03788-1.
- [2] Katalogový list „Dutrochetův osmometr“, list č. NT13623 cz. PIERRON Praha, Velvarská 31, Praha 6, <http://www.pierron.cz>.

Datum:	Podpis:
--------	---------

