

Chemické děje.

Teorie

Praktická cvičení z chemie a biochemie

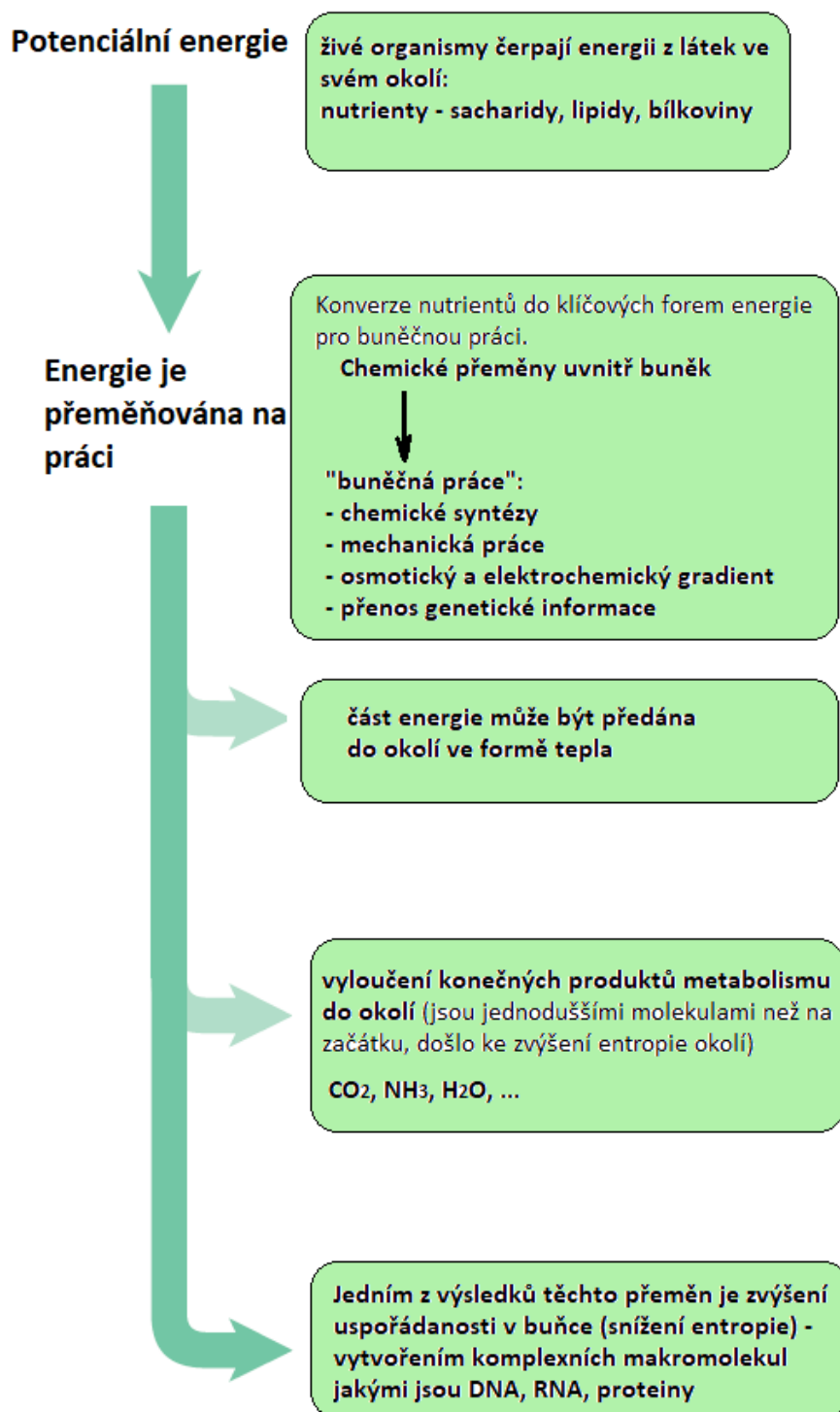
Všeobecné lékařství

2026/2027

Libuše Nosková

Buňky a vlastně celé živé organismy, si vyvinuly velmi efektivní mechanismy, jak pracovat s energií a řídit jednotlivé procesy.

Malé molekuly i makromolekuly (jako například proteiny, polysacharidy) jsou neustále syntetizovány a odbourávány během (bio)chemických dějů. I v buňkách platí zákony termodynamiky. Buňky lze považovat za otevřený systém (mohou s okolím vyměňovat energii i „hmotu“). Základní zjednodušený přehled, jak to v buňkách a organismu funguje je na obr. 1.



Obrázek 1, upraveno podle Lehninger Principles of Biochemistry, 4th edition

Biochemické (metabolické) děje jsou regulovány tak, aby dosáhly rovnováhy a zároveň vše bylo dostatečně ekonomické z pohledu využití energie. V organismu existuje celá řada regulačních mechanismů od jednoduchého ovlivnění rovnováhy na základě koncentrace, až po několikastupňové komplexní signální kaskády. Některé základní principy jsou předmětem tohoto praktika.

Hnací silou chemických dějů je Gibbsova energie - G, která je úzce spjatá s rovnovážnou konstantou - K.

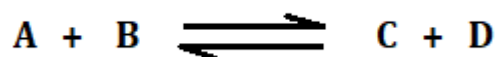
$$\Delta G^{\circ} = - R \cdot T \cdot \ln K$$

R – univerzální plynová konst.

T – teplota (uvedená v kelvinech)

Rovnovážná konstanta je veličina popisující chemický děj (vyjádřený chemickou rovnicí). Obecné vyjádření je následující:

pro reakci

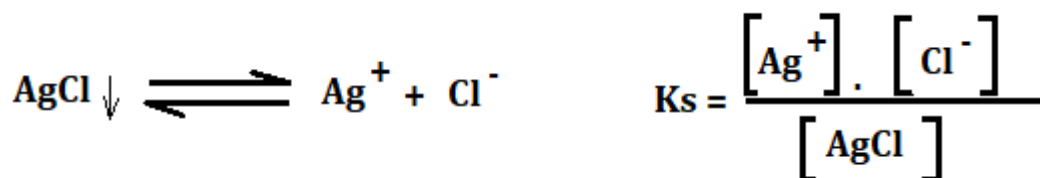


bude rovnovážná konstanta K vypadat takto:

$$K = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$$

V této rovnici pracujeme s koncentrací (respektive aktivitou) jednotlivých molekul účastnících se reakce.

Různé děje mohou mít různé názvy rovnovážných konstant – například disociační konstanta K_A kyseliny octové je rovnovážná konstanta disociace této kyseliny, podobně součin rozpustnosti chloridu stříbrného je rovnovážnou konstantou této reakce:



Le Chatelierův princip

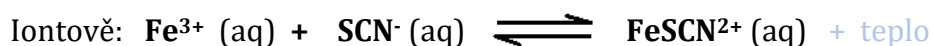
Tento fenomén platí pro reversibilní reakce. Podle tohoto principu platí, že pokud systém v rovnováze vystavíme určité změně, pak systém zareaguje takovým typem reakce, která povede k obnovení rovnováhy v systému.

Typickými příklady jsou změna koncentrace reaktantů/produktů nebo teploty (platí i pro tlak).

Pokud zvýším koncentraci reaktantů (změna), pak systém se bude snažit toto zvýšení kompenzovat změnou rovnováhy směrem k tvorbě produktů – tvorba produktu reakce je kompenzačním mechanismem, výsledkem bude vyšší koncentrace produktů. Takto fungují například pufrы.

Analogicky, pokud zvýším teplotu, systém se bude snažit tuto změnu kompenzovat (snížit teplotu) a provede to endotermní reakcí.

V našem modelovém pokusu použijeme následující systém pro sledování rovnovážných změn v systému. Díky různé barvě sloučenin, lze změny pozorovat.



exotermní reakce, $\Delta H < 0$ (záporná změna enthalpie, systém ztrácí energii)

Rychlost chemické reakce

Rychlost chemické reakce je definována jako změna koncentrace reaktantů nebo produktů za jednotku času. Koncentrace je tak klíčovým faktorem pro chemické děje.

Pro obecnou reakci



Platí:

$$v = -\frac{\Delta[A]}{a \cdot \Delta t} = -\frac{\Delta[B]}{b \cdot \Delta t} = \frac{\Delta[C]}{c \cdot \Delta t} = \frac{\Delta[D]}{d \cdot \Delta t}$$

Cílem tohoto praktika je pochopení vybraných základních zákonitostí, které se podílejí na fungování buněk a celého organismu. Kromě pokročilých možností regulace například prostřednictvím hormonů, kterými se dále budeme zabývat v biochemii, se uplatňují tyto základní principy.

Vybrané důkazové reakce

Především v analytické chemii se uplatňují jednoduché kvalitativní (důkazové) reakce pro celou řadu sloučenin a zejména iontů. Některé reakce se používaly nebo stále používají i v biochemických laboratořích (typicky analýza moči). Tyto reakce neslouží k určení koncentrace, ale pouze jako důkaz určité sloučeniny/iontu. Typické jsou srážecí reakce pro anionty nebo kationty. Pozitivní výsledek důkazové reakce se projeví jako sraženina, obvykle s typickým zabarvením.

- **Důkaz chloridů:**

Chloridové ionty prokážeme reakcí s AgNO_3 , kdy dochází k rychlému vysrážení bílého AgCl .

- **Důkaz vápníku:**

Vápenaté ionty obsažené v roztoku mohou být vysráženy kyselinou šťavelovou nebo její soli za vzniku šťavelanu (oxalátu) vápenatého.

- **Důkaz redukujících sacharidů (glukosy):**

Glukosu můžeme prokázat pomocí Fehlingovy reakce, která je založena redoxních vlastnostech sacharidů. Aldehydová skupina glukosy se může oxidovat a současně tak dochází k redukci Cu^{2+} (modré zbarvení roztoku), která je součástí Fehlingova činidla, na Cu^+ a v případě pozitivní reakce vidíme oranžovo-hnědou sraženinu Cu_2O na dně zkumavky.

- **Důkaz bílkovin:**

Bílkoviny prokážeme tzv. biuretovou reakcí. Bílkoviny obsahují velké množství peptidových vazeb. Právě atomy sousedních peptidových vazeb vytvářejí v alkalickém prostředí fialově zbarvený komplex s ionty mědi Cu^{2+} .

- **Plamenové zkoušky:**

Plamenové zkoušky slouží jako rychlý důkaz některých prvků (převážně kovů). Během zahřívání získávají některé elektrony energii a mohou přeskočit na vyšší energetickou hladinu. Takové uspořádání ale obvykle není stabilní a elektrony mají snahu se vrátit zpět na svoji základní hladinu a přebytečnou energii uvolnit – například ve formě světla.

Rozdíly mezi jednotlivými energetickými hladinami se liší a jsou charakteristické pro každý prvek – barva emitovaného světla se liší (různé prvky = různé zbarvení plamene).

V klinicko-biochemických laboratořích se běžně používá metoda nazývaná atomová absorpční spektroskopie – AAS. Tato metoda umožňuje stanovit s vysokou citlivostí a přesností například vápník v moči, měď nebo další prvky v biologických tekutinách. Pomocí AAS měříme množství absorbovaného světla (z externího zdroje) atomy v základním stavu, které jsou obsaženy v analyzovaném vzorku.

Doplňující úkoly:

- Zkuste vysvětlit podle Le Chatelierova principu, co se stane po přidání HCl/NaOH k fosfátovému pufru $\text{HPO}_4^{2-}/\text{H}_2\text{PO}_4^-$.
- Rovnovážná konstanta rozštěpení ATP na ADP a fosfát (Pi) je 2×10^5 mol/l. V lidském erytrocytu jsme naměřili následující koncentrace: 0,25 mM ADP, 1,65 mM fosfátu (Pi) a 2,25 mM ATP. Jaký bude reakční kvocient této reakce? Bude systém v rovnováze?

Poznámka – reakční kvocient se počítá podle stejné rovnice jako rovnovážná konstanta. Srovnajte obě hodnoty.

Použité zdroje:

- 1) Lehninger Principles of Biochemistry (4th Ed.); Nelson, D., and Cox, M.; W.H. Freeman and Company, New York, 2005, 1216 pp., ISBN 0-7167-4339-6
- 2) Koolman, Jan, and Klaus-Heinrich Roehm. Color Atlas of Biochemistry. 2nd ed., Georg Thieme Verlag, 2005.
- 3) Malijevský, A. a kol. Breviář z fyzikální chemie. Praha: VŠCHT, 2001. ISBN 8070804033