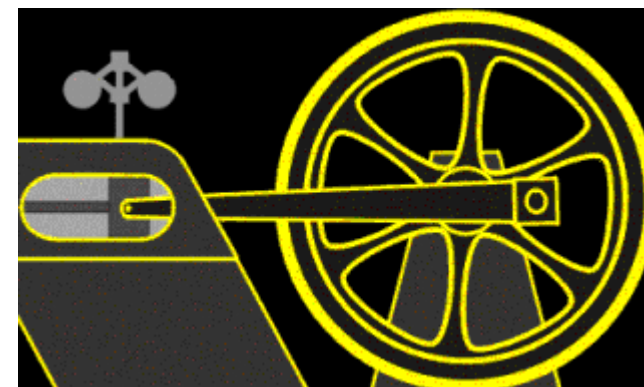


JAMES WATT
19.1.1736 - 19.8.1819

Přednášky z lékařské biofyziky

Termodynamika – principy, které vládou přírodě



Obsah přednášky

Vysvětlení základních pojmů termodynamiky, práce a teplo

1. a 2. termodynamický zákon

Vysvětlení vztahu mezi entropií a neuspořádaností termodynamického systému, Boltzmannův princip

Termodynamika - fyzikální obor, zabývající se přeměnami energie v makroskopických systémech.

Rozvoj: 18. až 19. století - parní stroje, výbušné motory, turbíny.

Konec 19. a začátek 20. století - základ fyzikální chemie

Polovina 20. století - nerovnovážná termodynamika, mj. klíč k pochopení zvláštností života

TERMODYNAMICKÝ SYSTÉM

TERMODYNAMICKÝ SYSTÉM je jakékoliv makroskopické těleso (statistický soubor částic, ještě v 19. stol. však uvažováno spojitě prostředí - kontinuum)

Izolovaný systém nemůže se svým okolím vyměňovat energii a částice.

Uzavřený systém nemůže vyměňovat částice, energii ano.

Otevřený systém vyměňuje částice i energii.

Izolovaný termodynamický systém musí dospět do **rovnovážného stavu**, v němž se makroskopicky nemění.

Existence živých systémů je neslučitelná se stavem termodynamické rovnováhy.

ŽIVÉ SYSTÉMY JSOU SYSTÉMY OTEVŘENÉ

Základní pojmy

Veličiny, které popisují termodynamický systém v rovnovážném stavu, se nazývají stavové.

K úplnému popisu stavu termodynamického systému je nutný určitý soubor stavových veličin.

Tyto veličiny jsou uváděny do vzájemného vztahu ve stavových rovnicích.

Nejjednodušší tmd. systém: ideální plyn.

Stavová rovnice ideálního plynu:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$[\text{Pa}, \text{m}^3, \text{mol}, \text{J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}, \text{K}]$$

Reverzibilní (vratný) děj

Prochází-li systém posloupností rovnovážných stavů, které se od sebe liší pouze nekonečně malými rozdíly hodnot stavových veličin, hovoříme o reverzibilním (vratném) ději, protože při “změně znaménka” těchto rozdílů se může posloupnost těchto rovnovážných stavů realizovat v opačném sledu.

Ireverzibilní (nevratný) děj

Kruhový děj: počáteční a konečný stav systému jsou totožné.

Znaménková konvence: Teplo i práci přijímanou systémem považujeme za veličiny kladné, teplo systémem odevzdávané a práci systémem konanou považujeme za veličiny záporné.

Práce termodynamického systému

Objemová, též mechanická práce tmd. systému (“práce pístu”):

$$W = p \cdot \Delta V$$

Elektrická práce:

$$W = Q \cdot U$$

- Práce nutná pro přenos elektrického náboje Q mezi místy o potenciálovém rozdílu U

Chemická práce:

$$W = \mu \cdot \Delta n$$

- Práce potřebná k tomu, aby se zvětšilo nebo zmenšilo množství chemické látky o Δn při chemické reakci. μ je chemický potenciál.

Další důležité veličiny:

Termodynamická (Kelvinova, absolutní) **teplota** je veličina úměrná střední kinetické energii jediné částice ideálního *jednoatomového* plynu, definovaná vztahem:

pak ale též platí:

Vnitřní energie systému je součet kinetických energií všech částic, které tvoří systém, a potenciálních energií vzájemných interakcí těchto částic.

Teplo (tepelná energie) je ta část vnitřní energie systému, kterou si mohou vyměnit tmd. systémy s různými teplotami a která se přitom nemění v práci.

1. TERMODYNAMICKÝ ZÁKON

Je formulací zákona zachování energie užívanou v termodynamice:

$$\Delta U = W + Q \quad dU = dW + dQ$$

Čteme např.: Vnitřní energie systému se zvýší o práci, kterou vykonalo okolí na systému, a o teplo, které systém z okolí přijal.

Vnitřní energie je stavovou veličinou, teplo a práce nejsou

2. TERMODYNAMICKÝ ZÁKON

Jedna z mnoha definic tohoto zákona je současně definicí **entropie S**:

2. Termodynamický zákon:

Lze ukázat, že pro systémy, vyměňující teplo se svým okolím, platí:

$$dS \geq dQ/T \quad (T \text{ je teplota})$$

*Celková entropie jakéhokoliv **izolovaného** termodynamického systému ($dQ = 0$) má tendenci růst v čase, dokud nedosáhne maxima, tj. platí:*

$$dS \geq 0.$$

Tento zákon určuje “směr” procesů probíhajících v přírodě a je jedním z nejdůležitějších přírodních zákonů.

Pouze pro vratné procesy (rovnovážné stavy) platí:

$$dS = 0$$

Entropie a neuspořádanost

Entropie S termodynamického systému závisí na počtu různých možných *mikroskopických* uspořádání částic (mikrostavů), které vedou k těmuž pozorovanému makroskopickému stavu termodynamického systému. Entropie systému je vyšší, je-li mikroskopické uspořádání systému více neuspořádané a nepravidelné.

Ludwig Boltzmann odvodil tuto skutečnost vyjadřující vzorec (Boltzmannův princip):

$$S = k \ln W$$

Kde W je počet mikrostavů, které mohou vytvořit daný makrostav

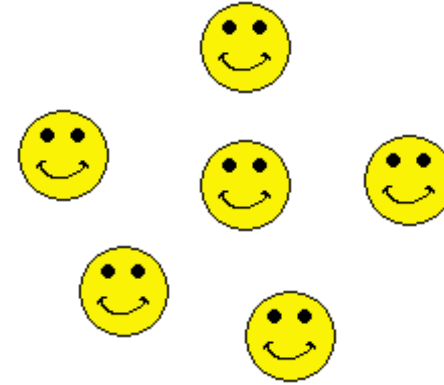
k je Boltzmannova konstanta ($k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$, N_A je Avogadrova konstanta)

S je stavovou funkcí.

Odvození výše uvedeného vzorce je relativně obtížné. Dále bude podáno poněkud zjednodušené kvalitativní vysvětlení.


Předpoklad dalších úvah: **celková energie částic a jejich počet v systému se nemění.**

„Pokus s kuličkami“

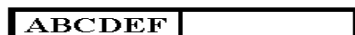



- Kuličky mohou být rozlišeny pomocí písmen nebo zůstat nerozlišeny.
- V krabici od bot narýsuje čáru, rozdělující její dno na dvě stejné poloviny.
- Krabici zatřepeme, a pak zaznamenáme rozmístění kuliček.
- Zjednodušení je v tom, že se zabýváme pouze polohami kuliček, jejich hybnost nebo energii nebereme v úvahu.*

Makrostavy a mikrostavý

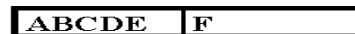
MAKROSTAV 1: 

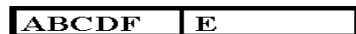
Počer mikrostavů: 1

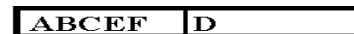


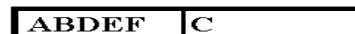
MAKROSTAV 2: 


Počer mikrostavů: 6



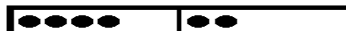






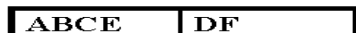




MAKROSTAV 3: 

Počer mikrostavů: 15



































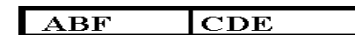
MAKROSTAV 4: 

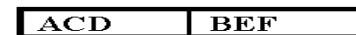
Počer mikrostavů: 20

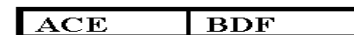





















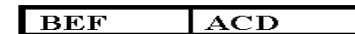


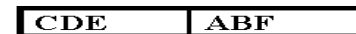


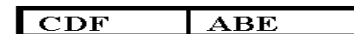




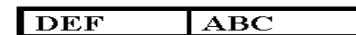













MAKROSTAV 5: 

Počer mikrostavů: 15

MAKROSTAV 6: 

Počer mikrostavů: 6

MAKROSTAV 7: 

Počer mikrostavů: 1

Několik termínů ze statistické fyziky:

fázový prostor („dno krabice“ 😊)

buňka fázového prostoru („polovina dna krabice“ 😊)

obsazovací čísla („počty kuliček v jedné nebo druhé polovině“ 😊)

rozdělovací funkce

mikrostav a makrostav

Věty, jejichž pravdivost je předpokládána a ověřená praxí:

Pravděpodobnost vzniku kteréhokoliv ze všech možných mikrostavů je stejná.

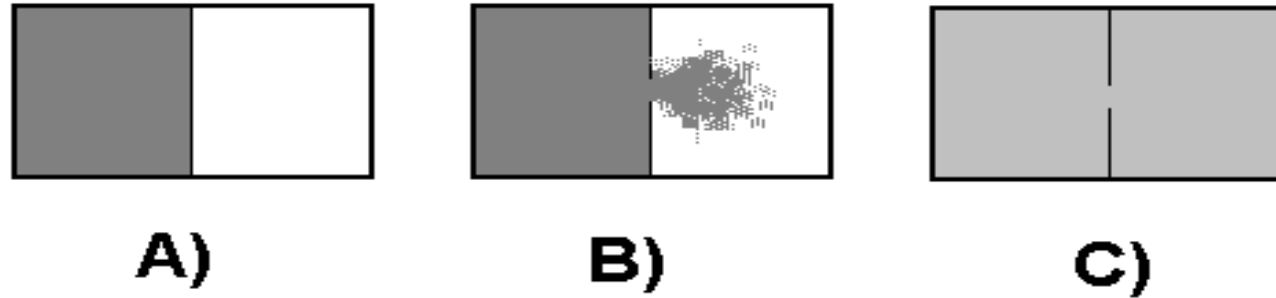
V izolovaných systémech se s největší pravděpodobností realizuje makrostav, který je tvořen největším počtem mikrostavů.

Počet mikrostavů, které realizují tentýž makrostav, se nazývá **statistická pravděpodobnost (P či W)**.

Makrostavy se od sebe liší svými obsazovacími čísly.

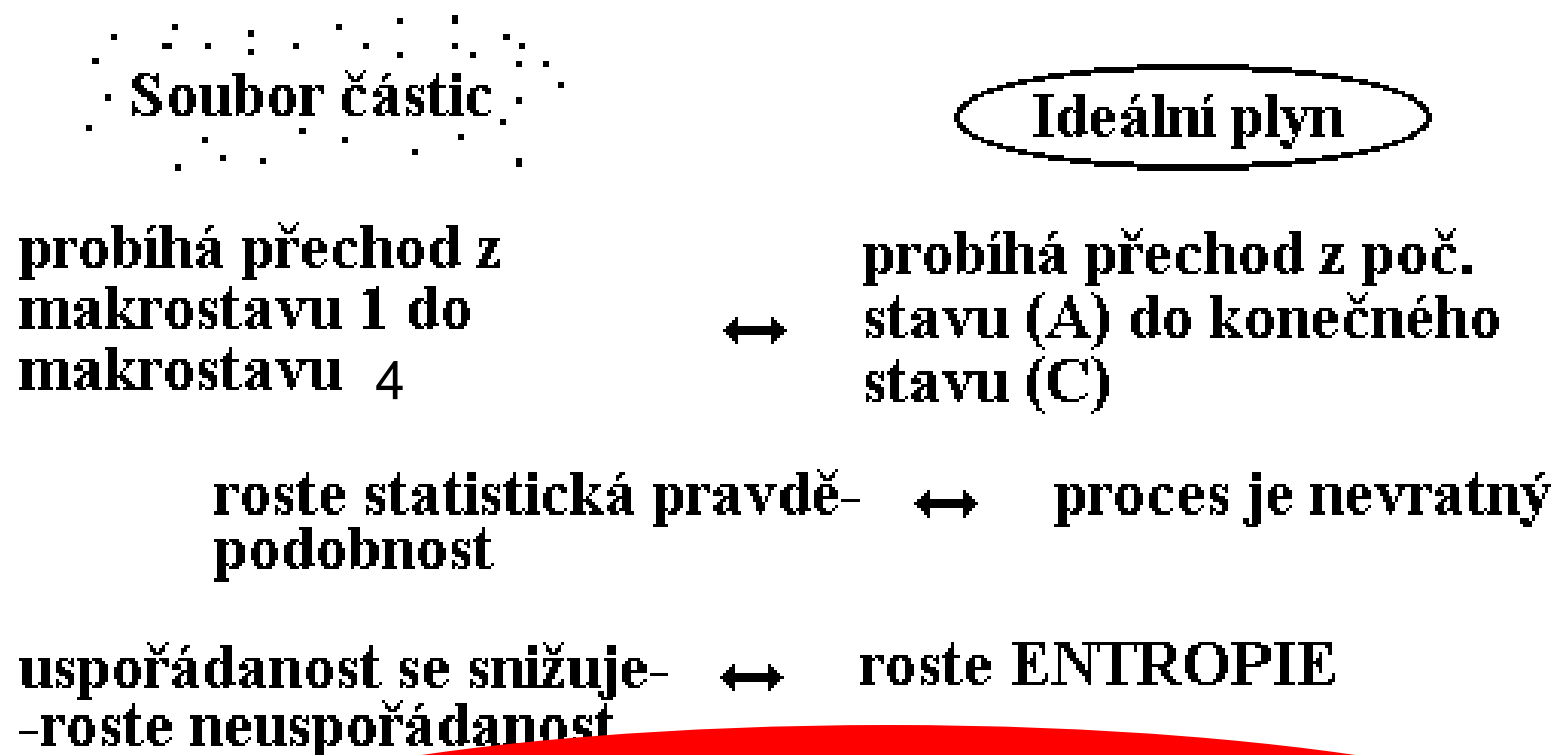
Gay-Lussacův pokus:

(průběh nevratného děje v ideálním plynu)



- A) Nádoba je rozdělena na dvě části. V jedné z nich se nachází stlačený ideální plyn v rovnovážném stavu.
- B) Do přepážky uděláme otvor, plyn expanduje do druhé části nádoby - probíhá nevratný děj.
- C) Po uplynutí (relaxačního) času se v obou částech nádoby ustaluje tmd. rovnováha.

Mezi oběma myšlenými pokusy existuje analogie:



M U N I
M E D

Autor:

Vojtěch Mornstein

Poslední revize: září 2024