



Centrum pro výzkum
toxických látek
v prostředí

Stabilita a chaos v ekologii

**Inovace a rozšíření výuky zaměřené
na problematiku životního prostředí na PŘF
MU (CZ.1.07/2.2.00/15.0213) spolufinancován
Evropským sociálním fondem a státním
rozpočtem
České republiky**

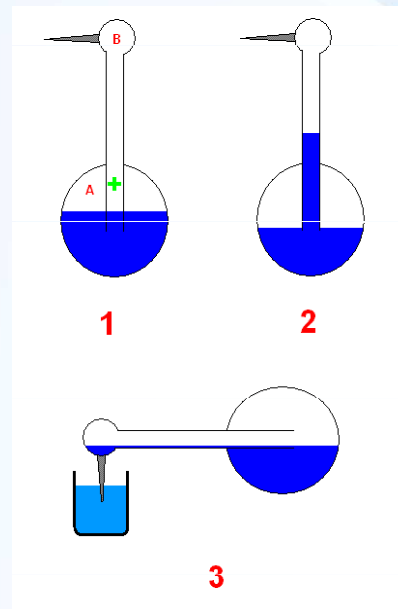


INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ



Centrum pro výzkum
toxických látek
v prostředí

Základy termodynamického popisu ekosystémů

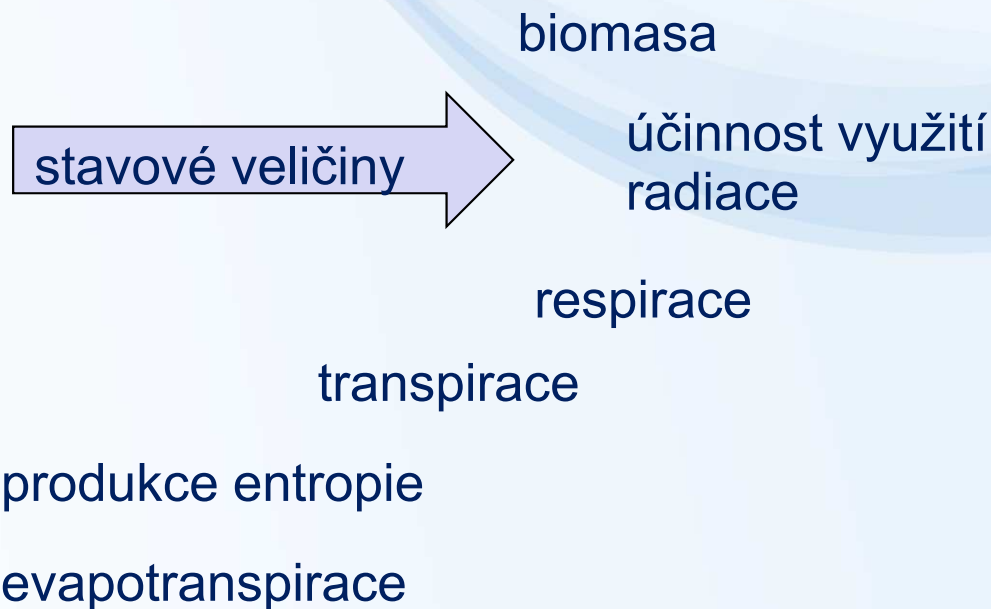


INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Proč termodynamika?

Termodynamika je věda, která hledá vztahy mezi jednotlivými veličinami popisujícími stav systému, tzv. stavovými veličinami

Termodynamika popisuje vývoj těchto stavových veličin v čase.



Základní uvedení do termodynamiky je plné definic...

V termodynamice se setkáváme s jistými (stanovými) veličinami, sloužícími k popisu stavu systému. Tyto veličiny někdy bývají označovány také pojmem parametry.

Parametry systému jsou makroskopické veličiny, které charakterizují vlastnosti termodynamického systému a jeho vztah k okolí.

Stav termodynamického systému je minimální soubor informací (stavových veličin) umožňující predikovat další chování systému v jistém směru.

Stav systému shrnuje paměť systému a historii působení okolí na systém.

... potřebujeme jasně definovat pojmy

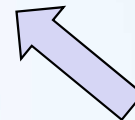
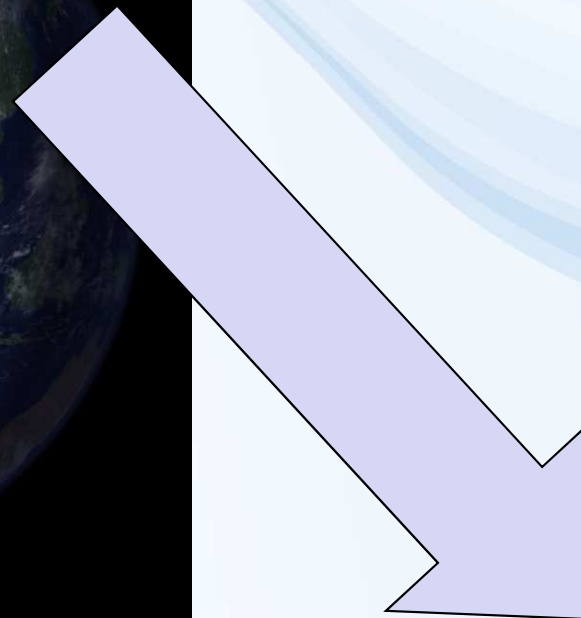
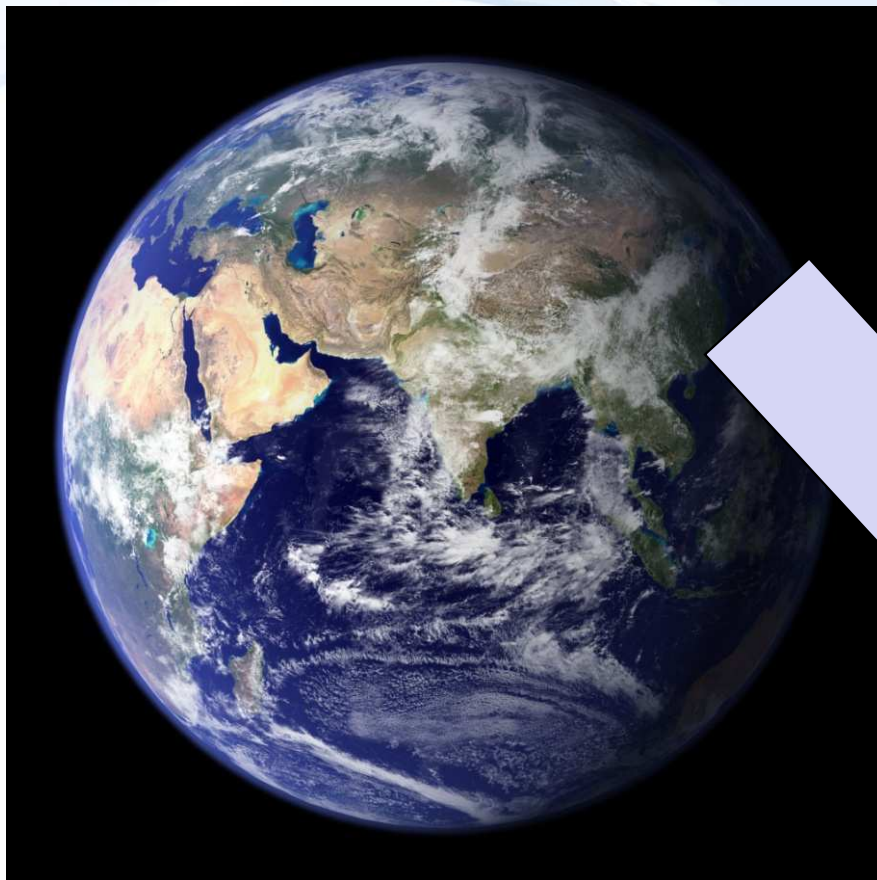


Áááale s pomocí nerovnovážné termodynamiky se dokážeme lépe uchopit následující otázky:

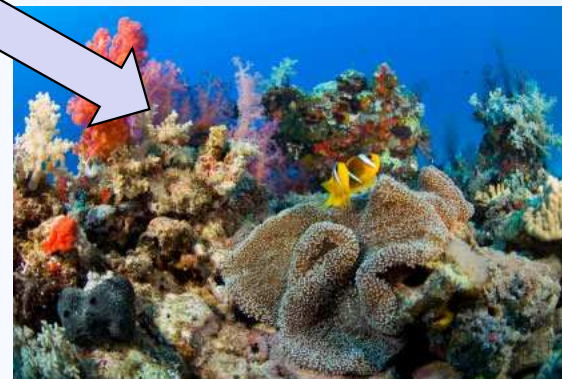
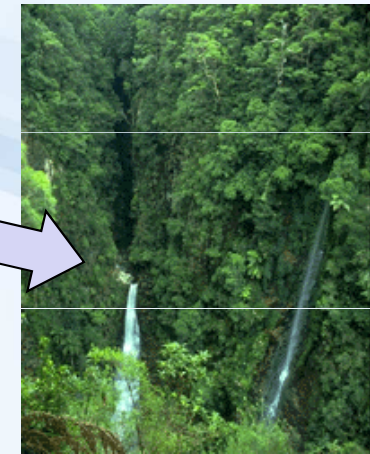
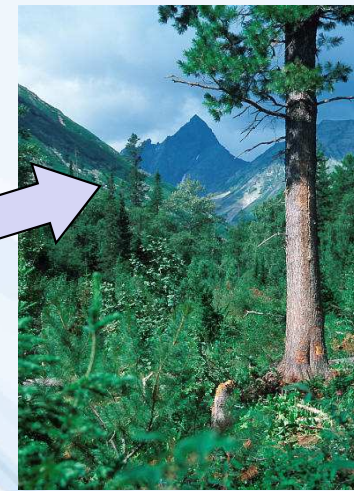
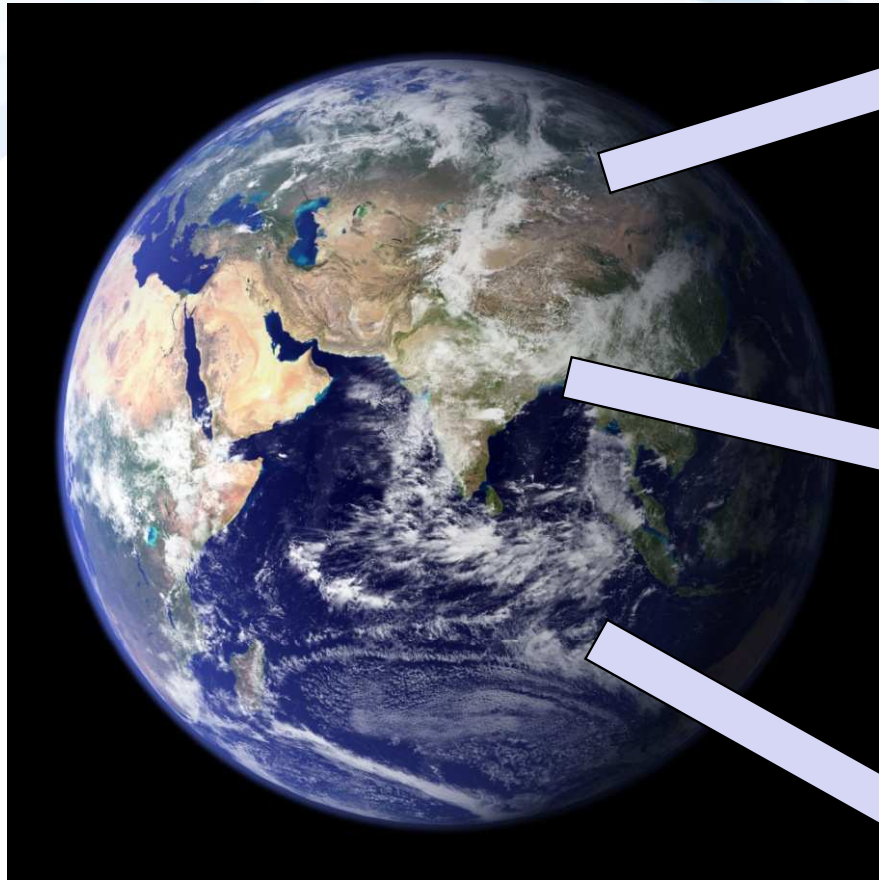
- Jak je možné, že existuje život?
- Co zodpovídá za stabilitu živých systémů v určitém časovém měřítku???

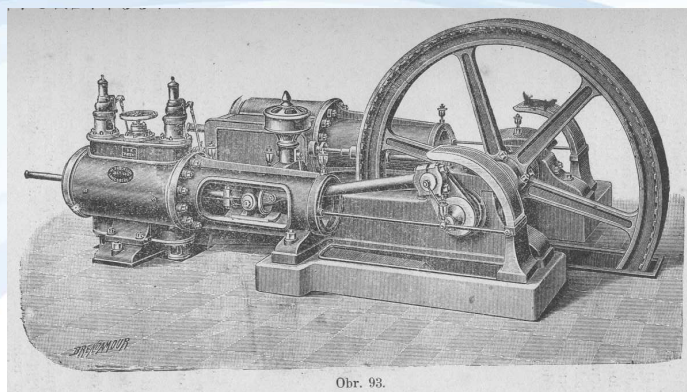


Asymetrie vztahu systém-prostředí v ekologii



Dělení systému na subsystémy



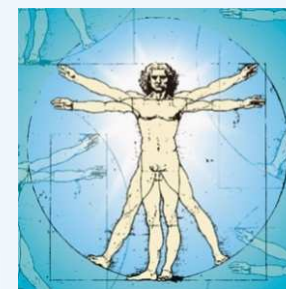


Klasická (rovnovážná) termodynamika se začala rozvíjet až po rozšíření parního stroje na začátku devatenáctého století.

Pro popis živých systémů však potřebuje popisný rámec **nerovnovážné termodynamiky**.



V termodynamice rozlišujeme na základě interakce s okolím tři druhy systémů.



Veličiny popisující systém dělíme na *extenzivní* a *intenzivní*.

Toto rozdělení není pouze formální a je stěžejní pro pochopení řady termodynamických modelů a přístupů.



extenzivní veličiny (nazývané také globální) se vztahují k systému jako celku.

Mezi extenzivní parametry tedy patří například hmotnost systému m , jeho objem V , celková energie E , celkový počet částic v systému N , entropie S , teplo obsažené v systému Q (nikoliv teplota!), celkový náboj v systému Q atd.

Extenzivní parametry jsou tedy aditivní:

$$m = m_1 + m_2 + m_3 \dots + m_{15}$$



system popsat i pomocí veličin, které nejsou aditivní, například celkovou teplotu daného systému nezískáme součtem teplot jeho subsystémů



takové veličiny nazýváme lokálními
– *intenzivními parametry*

vztah hustoty a hmotnosti jako modelový příklad vztahu mezi intenzivními a extenzivními parametry:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad \rho_1 = \frac{N_1}{V_1} \quad \rho = \frac{N_1 + N_2}{V_1 + V_2} \quad \rho = \frac{\rho_1 V_1 + \rho_2 V_2}{V_1 + V_2}$$

hustota tedy vyjadřuje kolik „hmoty“ je obsaženo v daném objemovém elementu systému



další intenzivní parametr, teplota T , vyjadřuje kolik tepla je v daném místě systému obsaženo



mimo hustoty a teploty jsou dalšími intenzivními parametry systému například chemický potenciál μ , tlak p , elektrické napětí U

ostatní intenzivní veličiny, mají k odpovídajícím extenzivním veličinám stejný vztah jako teplota k teplu, tzn., vždy se jedná o hmotnostní hustoty příslušné (párové) extenzivní veličiny v daném místě:

tak elektrické napětí souvisí s elektrickým nábojem, chemický potenciál s molaritou příslušné chemické sloučeniny, tlak s objemem



intenzivní parametry bývají většinou snáze změřitelné, zvláště pro větší systémy



*velikost
populace –
populační
hustota*

studium vztahů mezi extenzivními a intenzivními veličinami tvoří základ pro formulaci termodynamických zákonů

pro popis energetických změn v systému zavádí termodynamika různé veličiny, pro nás jsou důležité především:

celková energie systému E

vnitřní energie systému U

práce, kterou systém vykoná na svém okolí A

práce, kterou vykoná okolí na systému A'

teplo obdržené systémem od jeho okolí Q

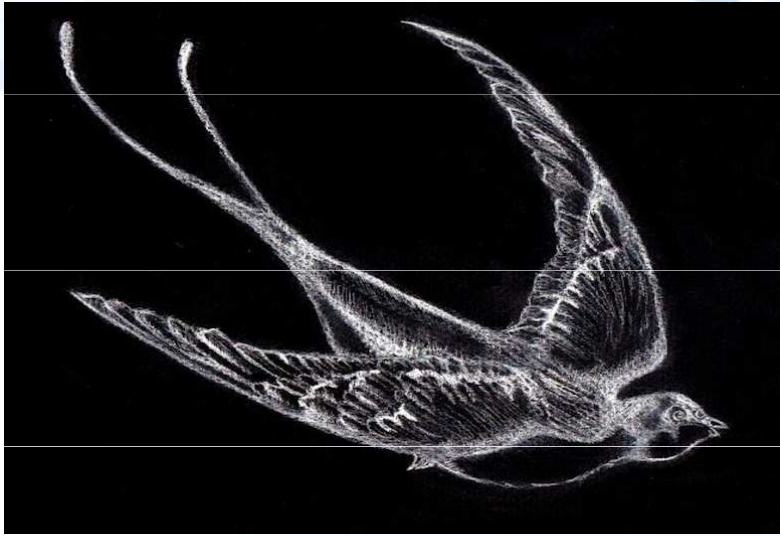
entropie systému S

enthalpie systému H

Gibsova energie systému G



celková energie systému E , zahrnuje všechny formy energie, které u daného systému nalézáme

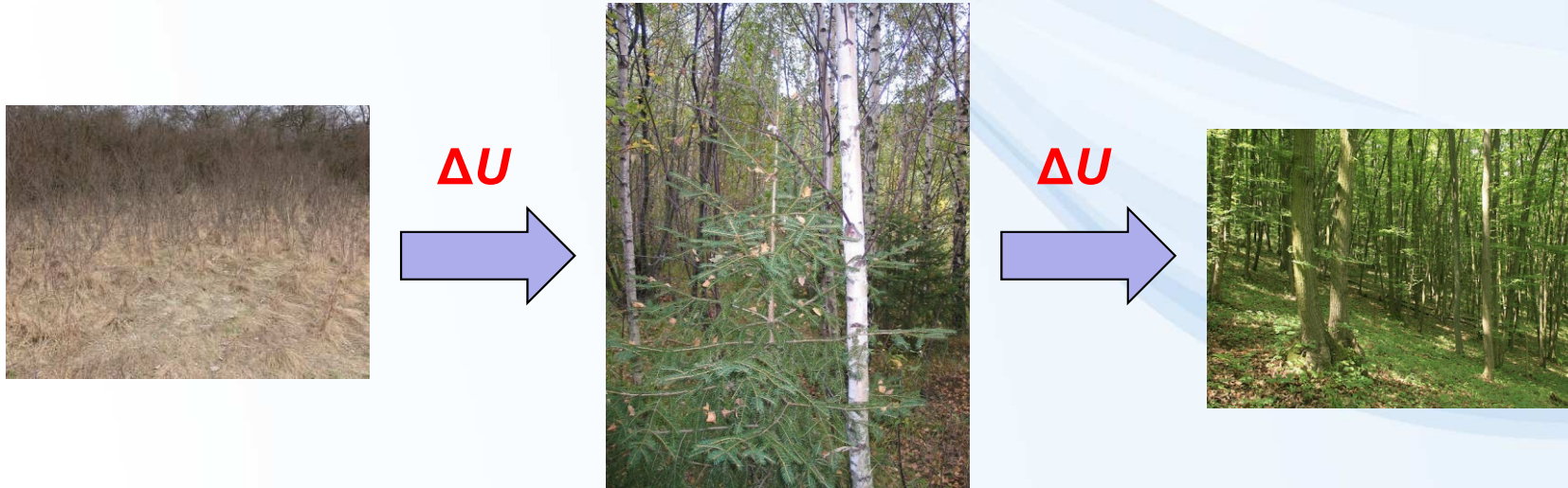


vnitřní energie U , je extenzivní stavovou veličinou, tedy veličinou popisující stav systému

$$E = U + E_{kin} + E_{pot}$$



pokud chceme kvantitativně zkoumat vztah mezi ekosystémem (organismem) a jeho prostředím, představuje pro nás vnitřní energie důležitý bilanční nástroj



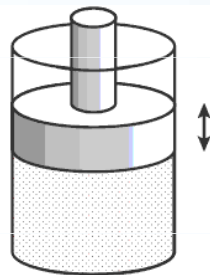
první zákon termodynamiky, nazývaný také první princip termodynamicky a zákon zachování hmoty jsou zákony bilančními

vnitřní energie izolovaného systému je konstantní

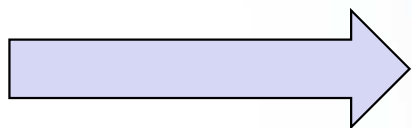


Celková energetická bilance daného systému se tedy může měnit pouze tehdy, jeli systém otevřený, což každý živý systém je.

Vnitřní energie otevřeného systému tedy může být zvýšena působením prostředí na tento systém:



pokud má síla zvýšit vnitřní energii systému, musí působit v dynamickém módu

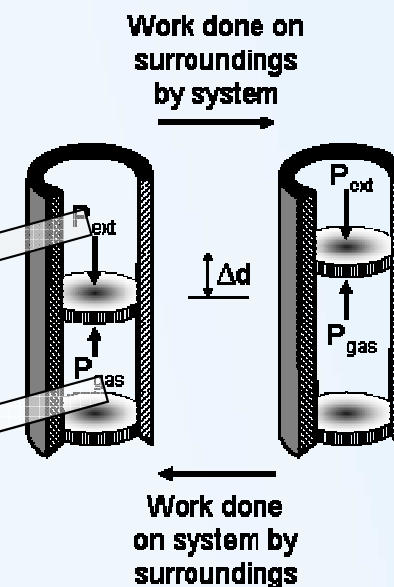


klasický příklad s pístem

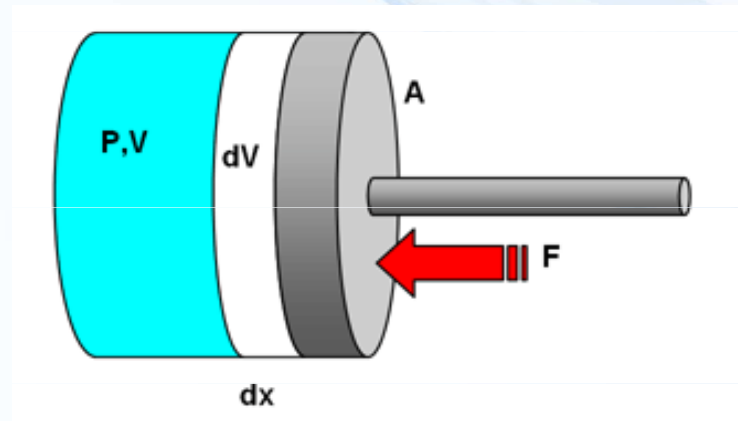
$$F = sp$$

p

p'



pokud platí $p > p'$, potom se píst začne posouvat, externí síla působí na systém v dynamickém módu, vnitřní energie systému U roste



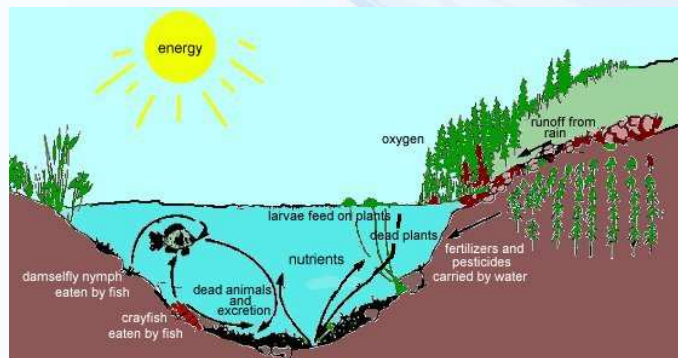
síla působící v dynamickém módu koná práci:

$$dA = Fdx = p.s.dx$$

to znamená, že zvýšení vnitřní energie systému se děje na základě toho, že **prostředí koná na systému práci dA**



Pokud tedy prostředí vykoná na systému určitou práci dA , zvýší vnitřní energii systému, tato práce může být využita ke změně kinetické a potenciální energie systému, ke změně chemického složení systému atd.



všechny energetické výměny mezi prostředím a okolím lze vyjádřit formou práce, s výjimkou tepla Q :

$$dU = dQ + dA$$



ovšem rovněž systém může konat práci na prostředí...



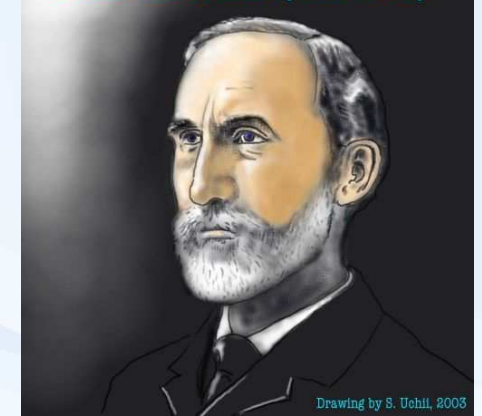
pro jednoduchost použijeme opět příklad s pístem:

$$dA = F \cdot dx = p \cdot s \cdot dx$$

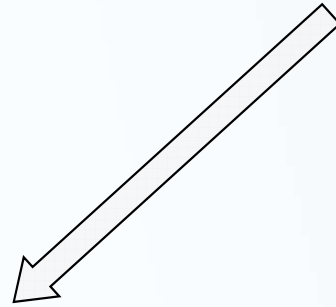
$$dA = p \cdot dV$$



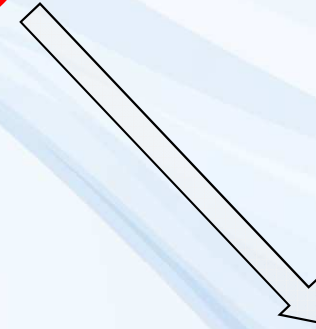
Josiah Willard Gibbs (1839-1903)



$$dA = p \, dV$$



intenzivní parametr



extenzivní parametr

tento vztah zobecnil Gibbs:

každý druh energie je možné vyjádřit jako součin
intenzivního (např. μ_i – chem. potenciál) a odpovídajícího
extenzivního (Δn_i – přírůstek molů dané složky i) parametru



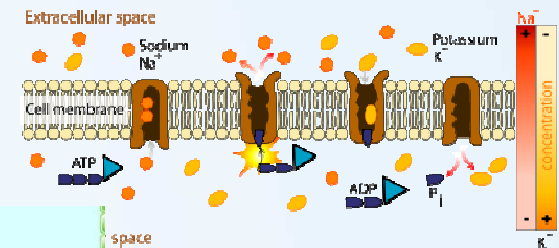
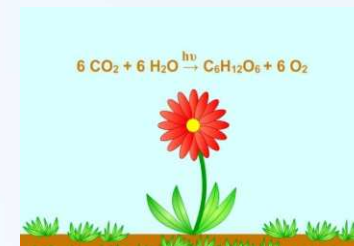
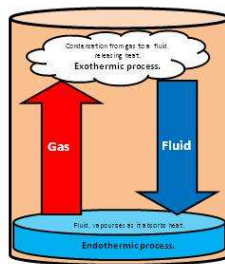
toto zobecněné tvrzení je hlavní myšlenkou slavné Gibbsovy rovnice pro změnu vnitřní energie systému, tak často používané pro energetickou bilanci fyzikálních, chemických a **biochemických dějů**

odpovídajícím extenzivním parametrem k teplotě T je entropie S , veličina, které budeme věnovat obzvláštní pozornost později, platí tedy

$$dQ = TdS$$

dU = tepelná výměna + mechanická práce + chemická práce:

$$dU = Q - pdV + \sum \mu_m dn_m$$



pokud chceme změnit hodnotu některé intenzivní veličiny, musíme vždy změnit veličinu extenzivní, například změnit objem, náboj, počet molů, hmotnost atd.

následná změna odpovídajících intenzivních parametrů nám poté prozradí, do jaké míry jsme vlastnosti systému ovlivnili

Forma energie	Extenzivní veličina	Intenzivní veličina
teplo	entropie S (J/K)	teplota T (K)
expanze	objem V (m ³)	tlak p (Pa = kg/s ² m)
chemická	molarita M (mol)	chemický potenciál μ (J/mol)
elektrická	náboj Q (e)	napětí (V)
potenciální	hmotnost m (kg)	$\frac{1}{2} v^2$ (m ² /s ²)
kinetická	hmotnost m (kg)	$\frac{1}{2} v^2$ (m ² /s ²)



Entalpie

Entalpie systému je rovna energii potřebné k vytvoření systému (vnitřní energie) a udělaní místa pro něj (objemová práce):

$$H = U + pV$$

Uvažujeme-li například o exotermické chemické reakci probíhající za konstantního tlaku, pak nemá případná expanze (komprese) systému vůči okolí na bilanci enthalpie vliv a tato bilance je zcela určena členem dQ :

$$dH = TdS - pdV + d(pV) \longrightarrow dH = dQ$$

dU



znamena to, že pokud příslušná chemická reakce probíhá za konstantního tlaku, nemá případně probíhající expanze (komprese) systému na bilanci enthalpie vliv a tato bilance je zcela určena členem dQ

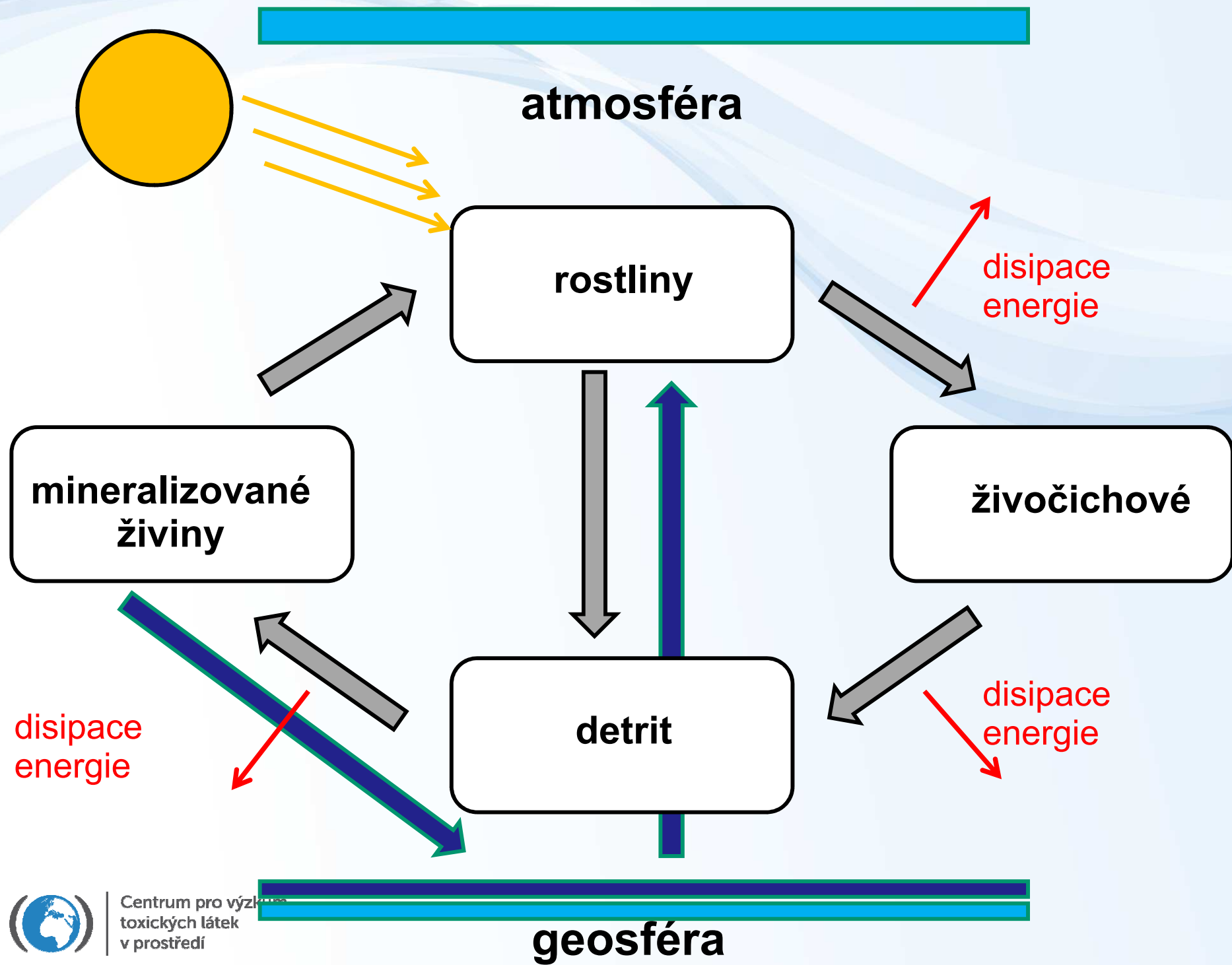
energetická bilance chemické reakce probíhající za konstantního tlaku a teploty je rovná rozdílu enthalpií reaktantů a produktů



proto se zavádí standardní enthalpie sloučeniny, která je definována jako teplo reakce při kterém vzniká příslušná sloučenina ze svých prvků za standardních podmínek



Ireverzibilita a struktura ekosystému



Ireverzibilita

práce primárních producentů na herbivorech:

$$dA = dQ_1 + dA_1$$

práce herbivorů na predátorech:

$$dA_1 = dQ_2 + dA_2$$

práce predátorů na vrcholových predátorech:

$$dA_2 = dQ_3 + dA_3$$

platí: $dA > dA_1 > dA_2 > dA_3$

Pokud jeden subsystem koná na druhém práci, platí obecně:

$$dA = dAu + dAir$$

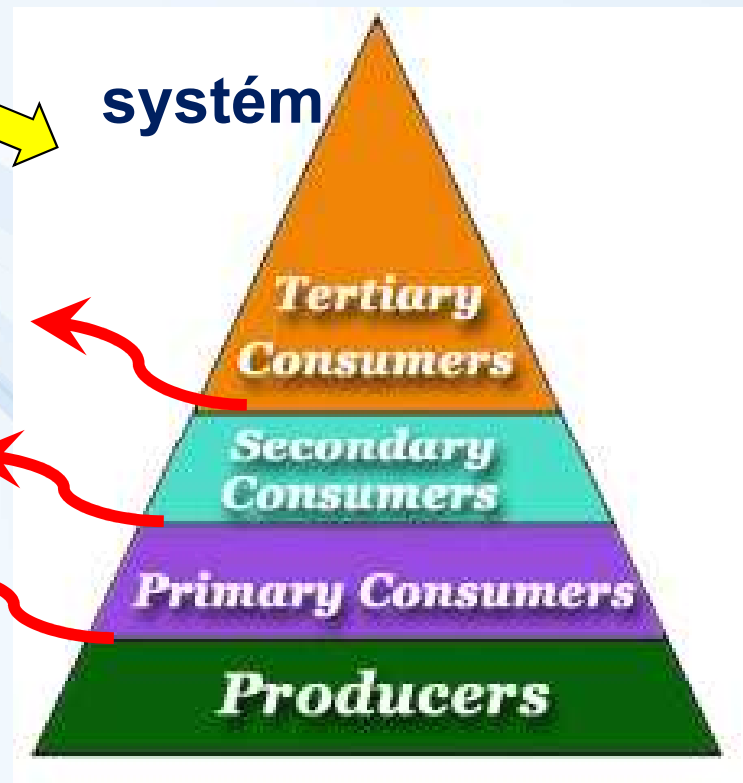
člen dA_{ir} nazýváme ireverzibilní práci, tedy práci, která je znehodnocena.

prostředí

Q

E_{in}

system



Při konání práce v reálných systémech platí vždy:

$$dA_{ir} > 0$$

Ireverzibilní práce je často spjata s uvolňováním tepla:

$$dA_{ir} = d_i Q$$

jelikož víme, že teplo lze vyjádřit jako TS , platí pro nevratné procesy

$$dQ = TdS > 0$$

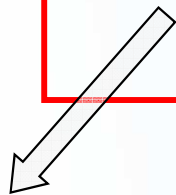
$$dS = dQ/T > 0$$

tato rovnice je matematickou formulací druhého zákona termodynamiky

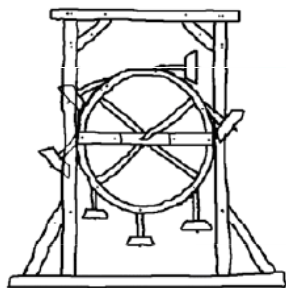
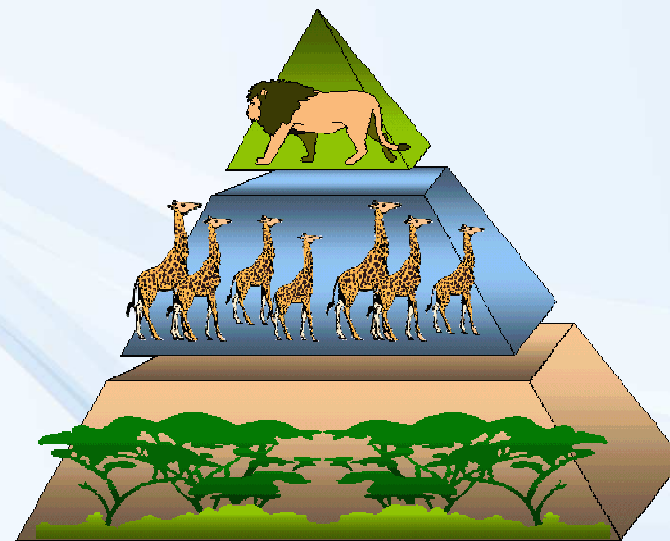
$$dS = \frac{dQ}{T} \geq 0$$



$$dS = \frac{dQ}{T} \geq 0$$



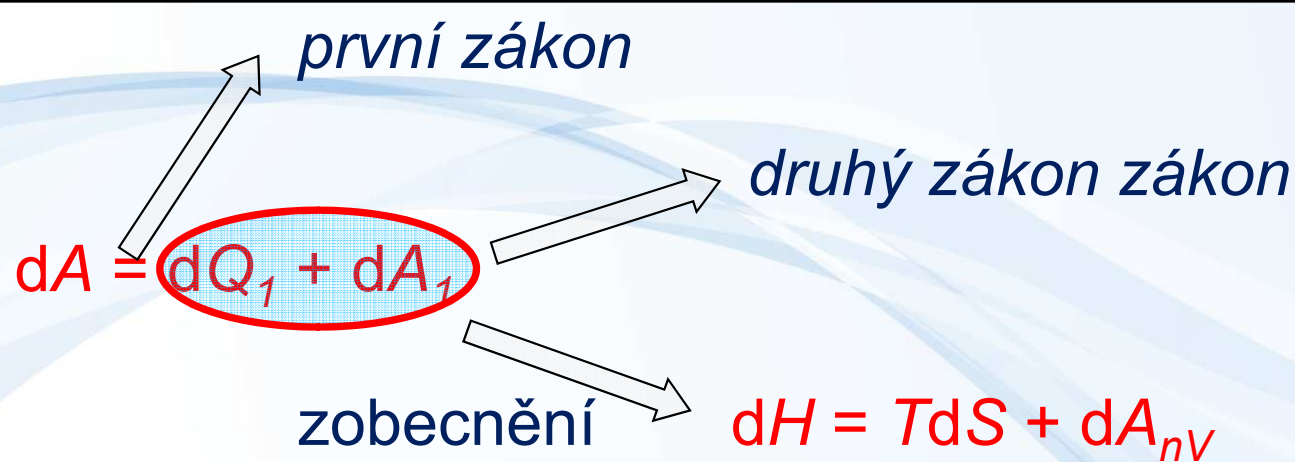
klíč k pochopení nevratnosti a
role tepla jako formy energie



*je nemožné sestrojít stroj pracující se 100%
účinností (perpetuum mobile 2. druhu)*

všechny děje probíhající v přírodě jsou nevratné, v přírodě
pozorujeme něco, co bývá označováno jako šipka času





potřebovali bychom veličinu, která dokáže vyčíslit schopnost systému konat užitečnou práci, vyčíslit energii, která je „volně“ k dispozici pro konání práce:

můžeme vyjít z entalpie, která je vhodná pro popis procesů za konstantního tlaku a odečíst od ní energii způsobující, že daný systém má jistou teplotu T ,

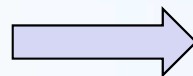
za konstantního tlaku a teploty pak můžeme psát:

$$G = H - TS$$

tato veličina se nazývá Gibbsova volná energie



Gibbsova energie musí dosahovat v termodynamické rovnováze minima, jelikož systém již nemá žádný potenciál konat práci.



tedy v termodynamické rovnováze je změna Gibbovy energie systému buď nulová, a nebo v systému probíhají fluktuace Gibbovy energie způsobené interakcí mezi prostředím a systémem a ty mohou být pouze kladné

$$\delta G_0 \geq 0$$



Gibsova energie má několik synonym: volná enthalpie, Gibbsova volná energie, Gibbsův potenciál nebo Gibbsova funkce

Pro děje v přírodě, které probíhají zpravidla za konstantního tlaku a aproximativně konstantní teploty je tato funkce častým nástrojem jejich popisu.

Podobně jako definujeme standardní změnu entalpie, definujeme i standardní změnu Gibbsovy energie ΔG_0 , definovanou pro teplotu 25 st. C a podmínky, kdy koncentrace (aktivity) reaktantů a produktů jsou rovny jedné.



chemický potenciál μ :

$$\mu = \frac{\delta G}{\delta n}$$

chemický potenciál tedy odráží energetickou míru změn při změně látkového množství jisté sloučeniny

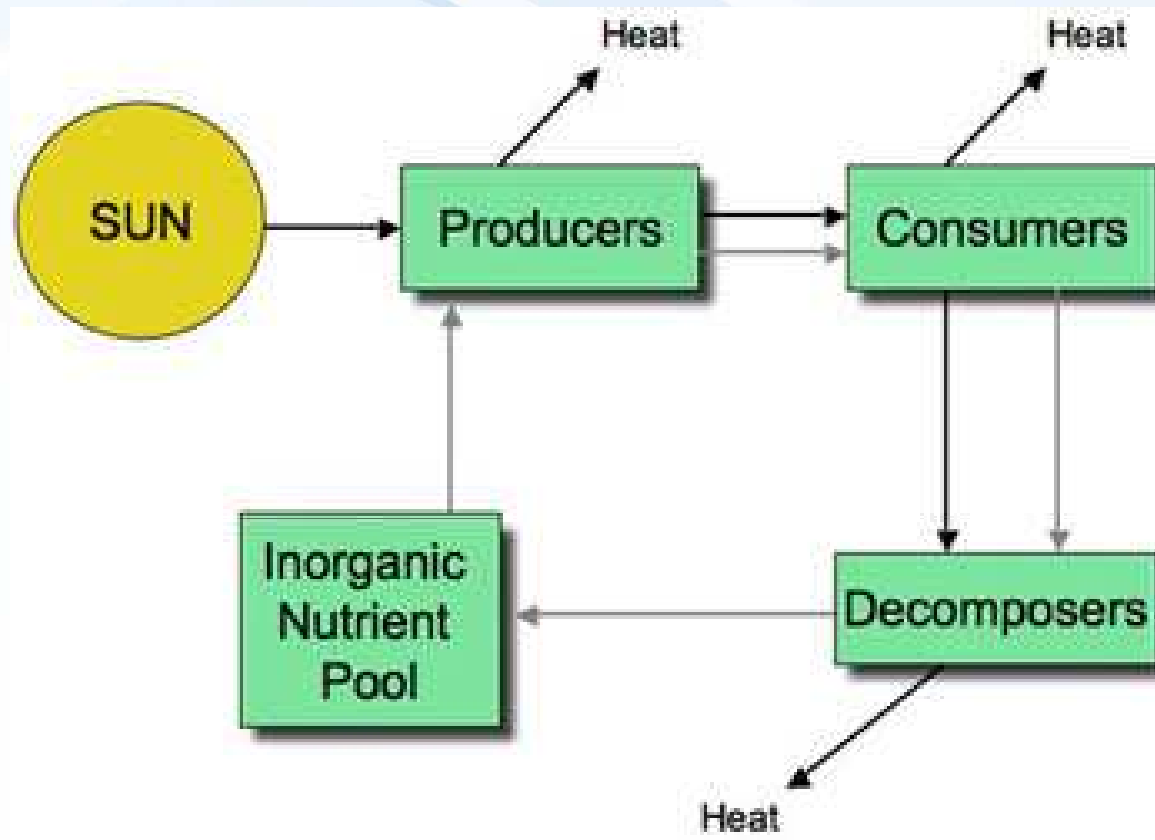
čím je chemický potenciál vyšší, tím je daná reakce energeticky bohatší

pokud uvažujeme změnu Gibbsovy energie jednoho molu chemicky čisté látky, pak je tato hodnota rovna právě hodnotě chemického potenciálu:

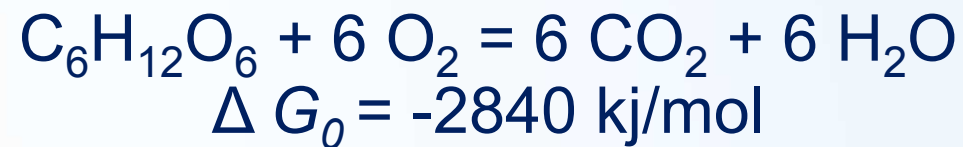
$$\mu = G_m$$



Tok energie a struktura ekosystému



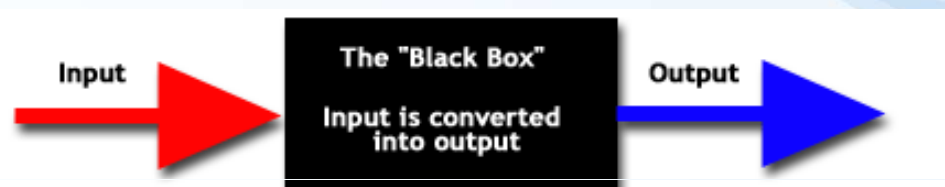
maximální úroveň respirace je dána změnou Gibbsovy energie reakce:



Bilanční rovnice v ekosystému

Pro děje v ekosystémech platí zákony zachování popisující interakci ekosystému s prostředím a změny uvnitř ekosystému, základní tvar těchto zákonů lze vystihnout obecnými rovnicemi.

Tyto bilanční rovnice dokáží popsat celkovou bilanci exportu energie a důležitých minerálních živin v ekosystému a například uzavřenost důležitých minerálních cyklů.

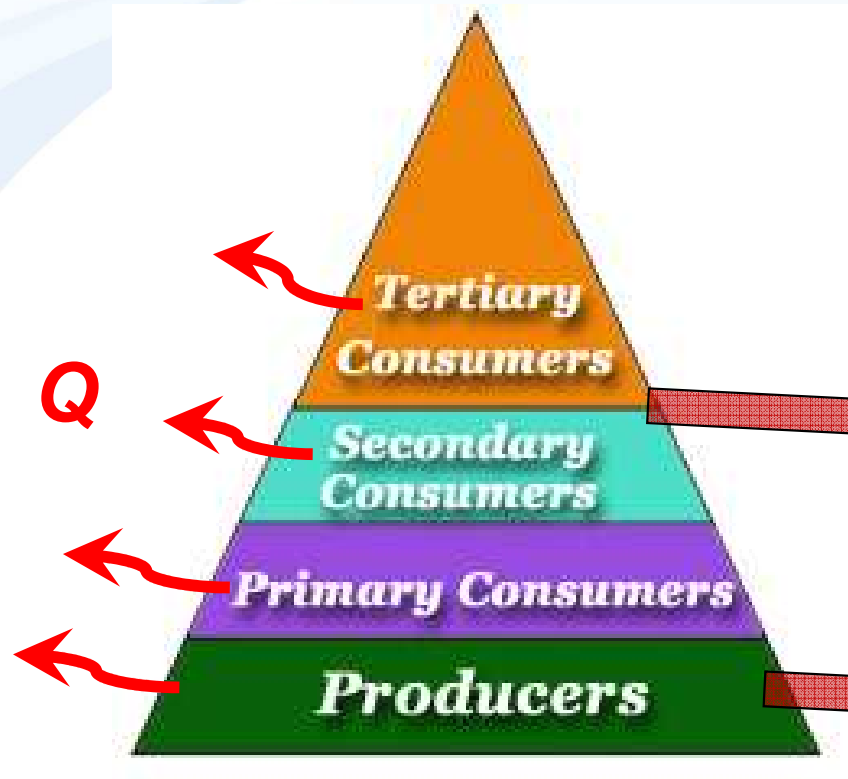


Dokážou podat odpověď na řadu důležitých otázek majících úzký vztah k ekologické stabilitě...

$$A(dm/dt) = \text{vstupy} - \text{výstupy} + \text{vznik} - \text{přeměna}$$



Energetická bilance ekosystému



z energetického hlediska jsou výhodnější kratší potravní řetězce

$$F = A_s + UD = Gr + Re + UD$$

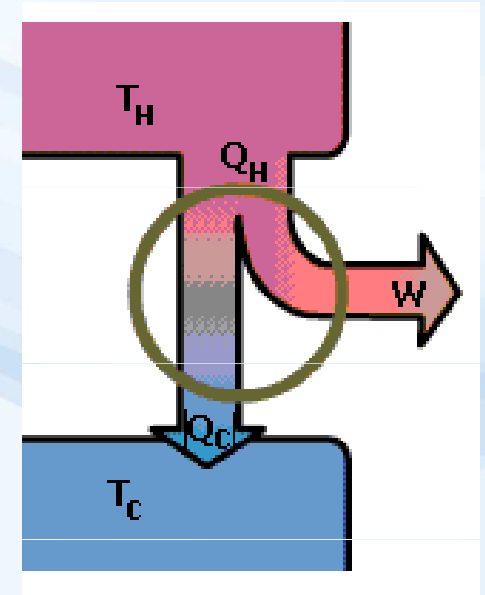
sluneční energie asimilovaná rostlinami = chemická energie růstu rostlinných pletiv + teplo uvolněné respirací



Ekosystém lze z pohledu termodynamiky chápat jako systém konající práci, který odebírá teplo horkému rezervoáru (slunce, sluneční záření) a předává jej chladnému rezervoáru.



ztráty v rámci
každé úrovně
potravního řetězce
70 – 80% !!!

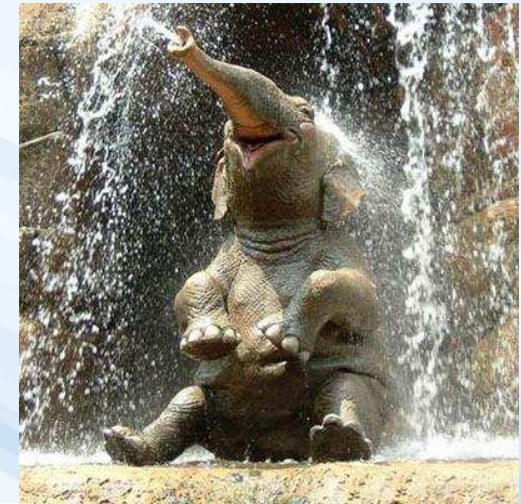
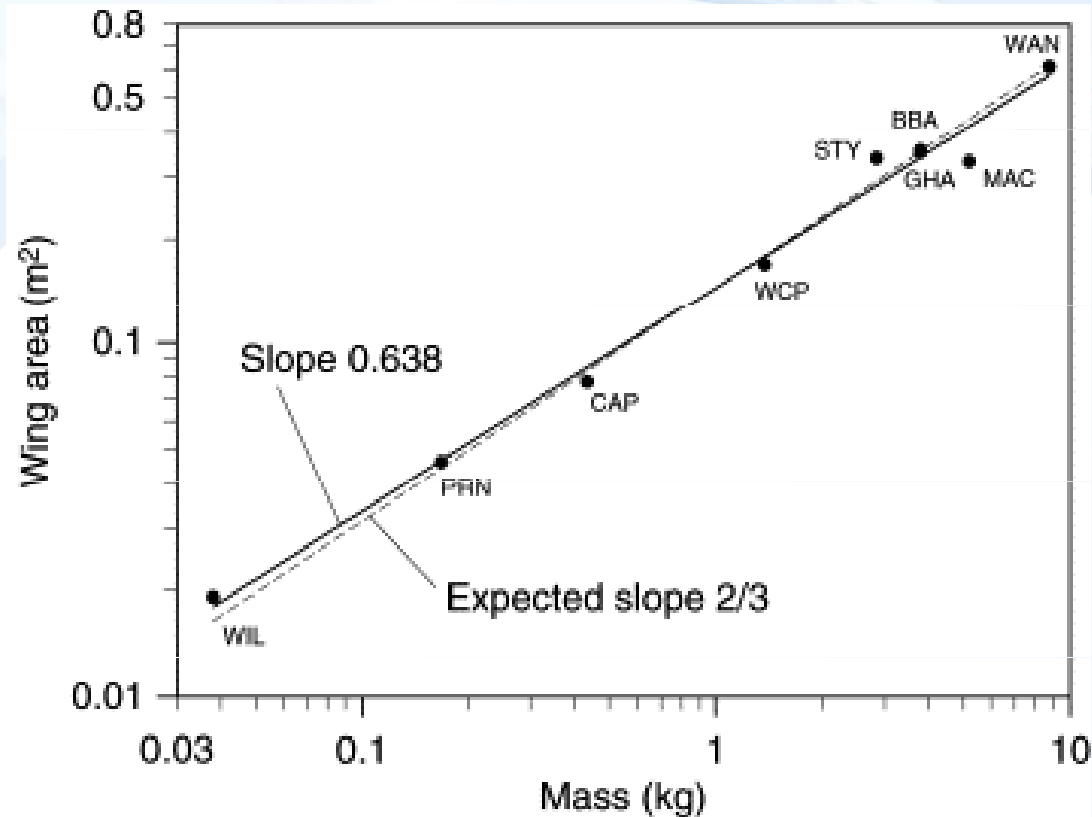


Ekosystém ve své struktuře v pyramidálním potravním řetězci ukládá biomasu a důležité živiny.

Mrtvá těla rostlin a živočichů se stávají potravou rozkladačů, kteří hrají stěžejní úlohu při recyklaci živin (18,7 kJ/mol, pro uhlí je tato hodnota okolo 30 kJ/mol, pro minerální olej 42 kJ/mol).



Existuje vztah mezi rychlostí energetického toku daným organismem a jeho velikostí, tzv. allometrický princip.



Každý ekosystém schopný autoregulace zahrnuje bohaté spektrum organismů rozdílné velikosti: od mikrobů, po velká zvířata a rostliny.

Malé organismy spotřebují většinu přijaté energie pro respiraci, velké podstatnou část ukládají ve formě biomasy.



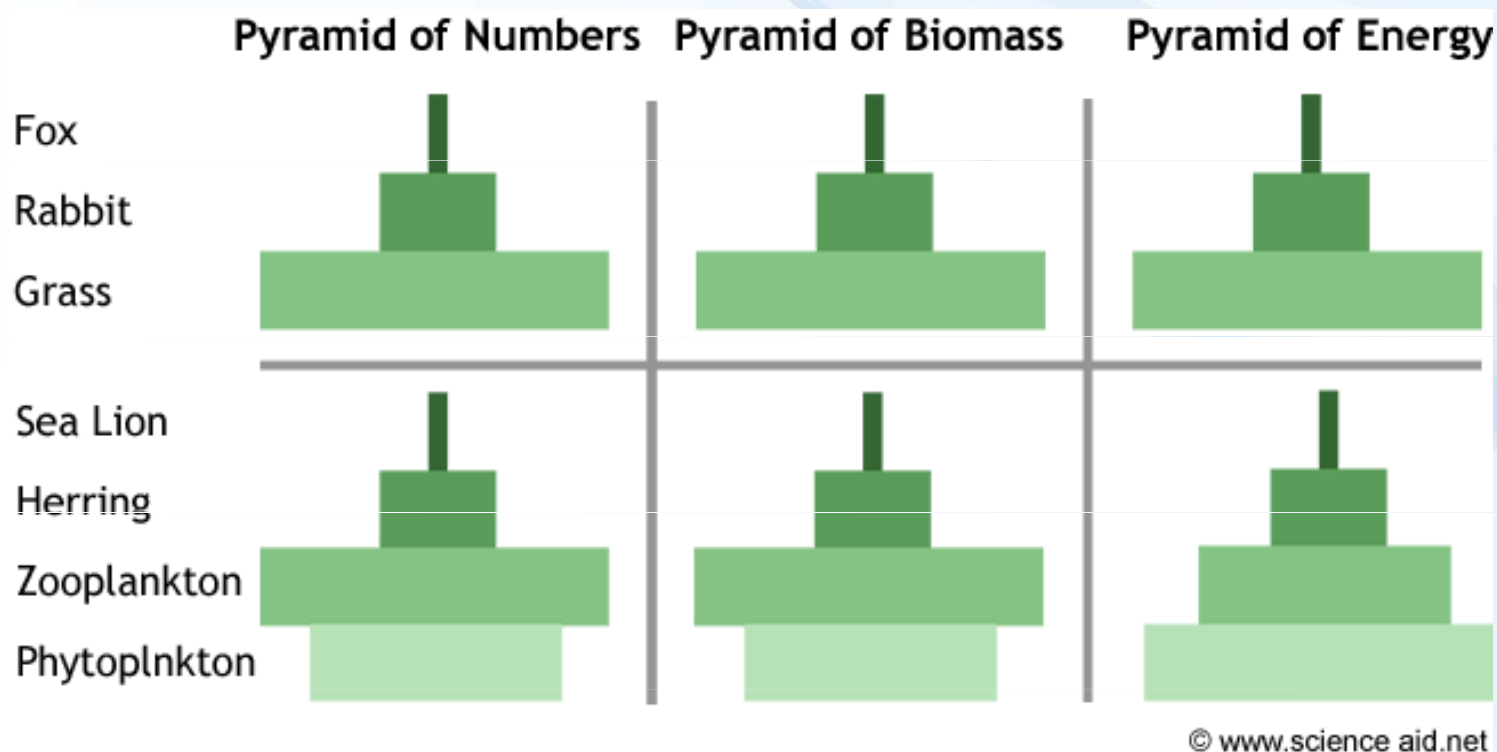
„Three hundred trout are needed to support one man for a year. The trout, in turn, must consume 90000 frogs, that must consume 27 million grasshoppers that live off of 1000 tons of grass.“

G. Tyler Miller, Jr., American Chemist (1971)



Tento fakt omezuje možnou délku potravních řetězců v daném ekosystému.

Obvyklý počet trofických úrovní v ekosystému tak dosahuje 4-5 a je tedy určen energeticky: volná energie se spotřebovává.

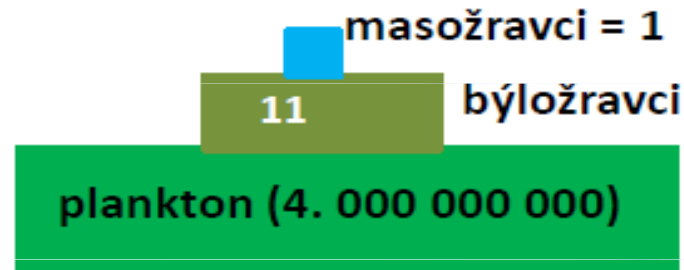


Pokud dochází v ekosystému ke změnám v přísunu energie ve smyslu jejího růstu, zvyšuje se pravděpodobnost vytvoření nového stupně potravního řetězce.

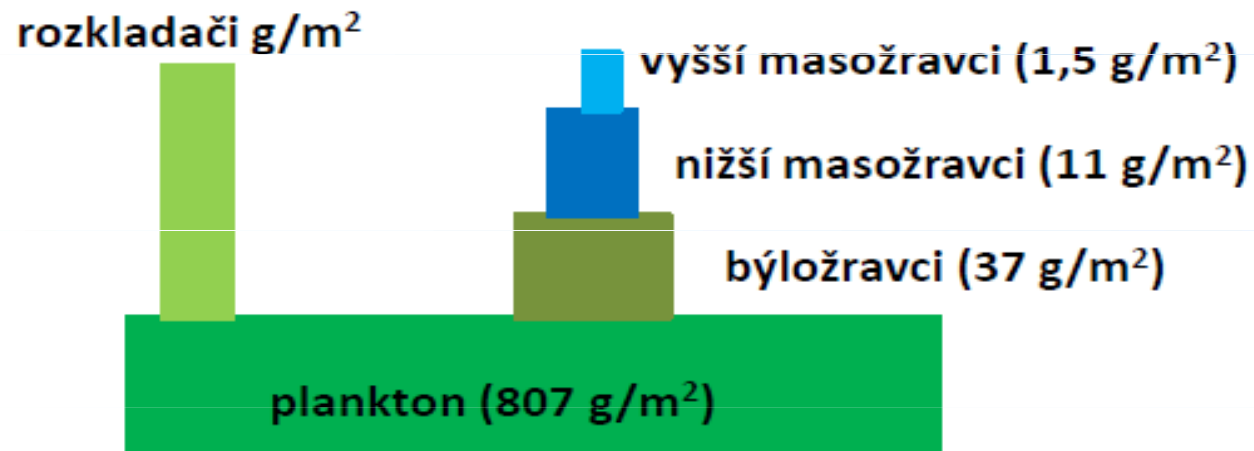


Ekosystém oceánů

Pyramida množství



Pyramida biomasy



zásoba uhlíku a dynamická strategie vývoje ekosystémů

Složité organické molekuly vyprodukované primárními producenty při fotosyntéze přenáší v ekosystému energii.

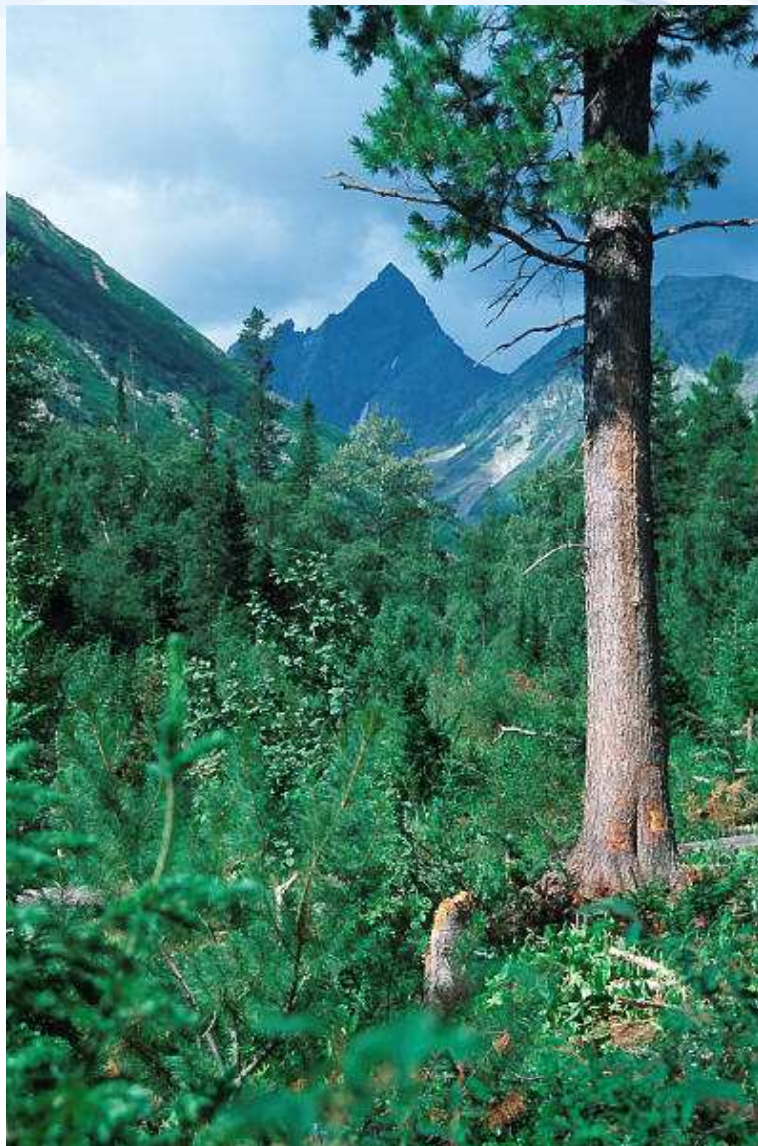
Efektivnost využití energie vázané v těchto molekulách při jejich utilizaci heterotrofními organismy nepřesahuje na žádné úrovni trofického řetězce 30%, často však dosahuje pouze 1%.

Uhlíkaté sloučeniny produkované primárními producenty jsou tedy v ekosystému konzumovány, detekovány, asimilovány a jen z malé části začleněny do sekundární produkce.

Stabilitu ekosystému, ale i organismu, je třeba posuzovat na základě jeho evoluční (sukcesní) dynamiky.



tajga

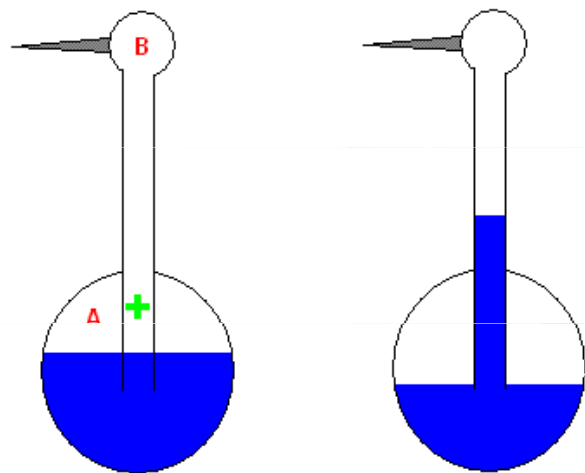


tropický deštný les

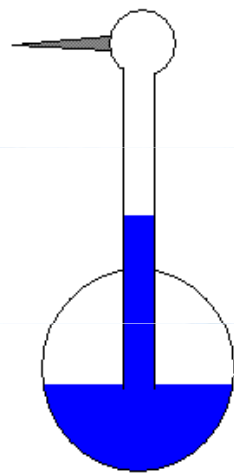


resilience a rezistence

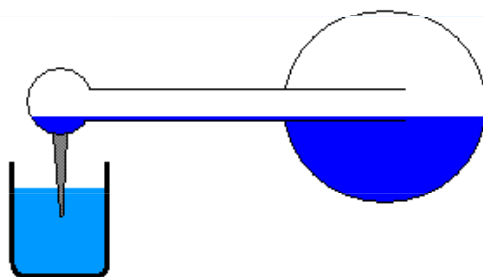




1



2



3





Centrum pro výzkum
toxických látek
v prostředí