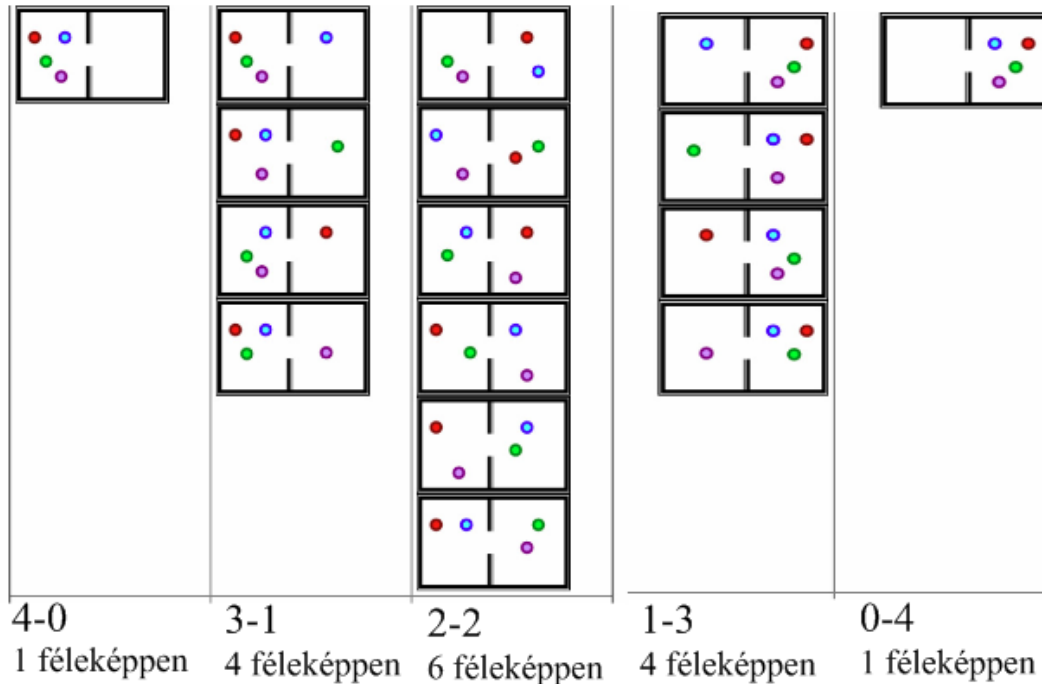


Mikroállapotok, állapotösszeg, entrópia

A rendszer egy makroszkopikusan mérhető és megkülönböztethető állapotát többféle mikroszkopikus elrendeződés (általunk nem észlelhető mikroszkopikus különbségeket, pl. két ugyanolyan atom felcserélése a tartályban, is figyelembe vevő állapot) is létrehozhatja.



Példa 4 db ugyanolyan részecskével:

mikroállapot:

melyik részecske melyik oldalon

makroállapot:

hány részecske egy oldalon

állapotösszeg: Y

egy makroállapothoz

tartozó mikroállapotok száma

(hányféleképpen valósulhat meg)

Már 4 db részecskénél is látható, hogy a legvalószínűbb elrendeződés az egyenlően eloszló részecskéket jelenti. Ez óriási számú részecskék esetén sokkal dominánsabb.

Entrópia (rendezetlenség): $S = k \ln Y$ $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ J/K (Boltzmann-állandó)

Ha a rendszer T hőmérsékleten δQ hőt kap, akkor az entrópiájának megváltozása:

$$dS = \frac{\delta Q}{T}$$

Körfolyamatok

A körfolyamatok közös tulajdonsága, hogy bármennyi és bármilyen részfolyamatokból is álljanak, a ciklus végén a rendszer (gáz, munkaközeg) visszakerül a kiindulási állapotba. Mivel a belső energia (E_b) és az entrópia (S) mennyiségeket a rendszer állapota határozza meg, azok értéke a ciklus végén szintén ugyanannyi lesz, mint az elején.

Ebből az következik, hogy a teljes ciklusra a belső energia változása és az entrópia változása zérus. A részfolyamatokban ezek a mennyiségek úgy változnak meg, hogy a teljes ciklusra a változások összege nullának adódik:

$$\Delta E_{bO} = \Delta E_{b1} + \Delta E_{b2} + \dots + \Delta E_{bn} = 0 \quad \text{és} \quad \Delta S_O = \Delta S_1 + \Delta S_2 + \dots + \Delta S_n = 0$$

Az O karakter az alsó indexben ΔE_{bO} és ΔS_O esetén a teljes körfolyamatra (ciklusra) vett értéket jelöli.

A **hőtan első főtételét** minden részfolyamatra felírhatjuk, tehát ezen egyenleteket összeadva a teljes ciklusra is nyugodtan írhatjuk, hogy

$$0 = \Delta E_{bO} = Q_O + W_O \rightarrow Q_O = -W_O$$

Itt a Q_O mennyiség a rendszer (gáz, munkaközeg) által **kapott nettó hő** a ciklus során:

$$Q_O = Q_1 + Q_2 + \dots + Q_n$$

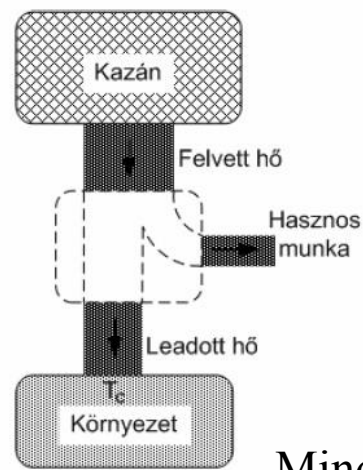
A W_O mennyiség pedig a **rendszeren végzett nettó munka** a ciklus során:

$$W_O = W_1 + W_2 + \dots + W_n$$

A **gáz által** a ciklus során **leadott** hőre természetesen: $Q_{leO} = -Q_O$

A **gáz által** a ciklus során **végzett** munkára pedig: $W_{gO} = -W_O$

Hőerőgép



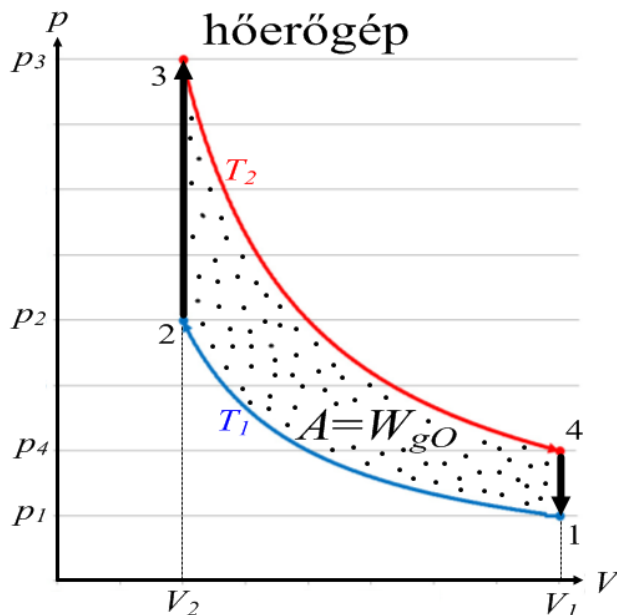
A hőtan I. főtételéből továbbra is: $0 = \Delta E_{bO} \rightarrow Q_O = -W_O = W_{gO}$
 Ennek, vagyis az energiamegmaradás törvényének megfelelően, a munkaközeg a kazántól (meleg hőtartálytól) felvett hő és a környezetnek (vagy hideg hőtartálynak) leadott hő különbségeként adódó nettó felvett hőnek megfelelő hasznos munkát végez minden ciklus alatt (lásd ábra):

$$W_{gO} = W_{hasz} = Q_{felv} - Q_{lead} = Q_O$$

Mind a meleg, mind a hideg hőtartály hőkapacitását végtelennek tekintjük, tehát azok hőmérséklete végig állandó.

Tehát a hőerőgép a felvett hőt alakítja mechanikai munkavégzéssé, valamilyen η hatásfokkal:

$$\eta = \frac{W_{hasz}}{Q_{felv}} = \frac{Q_{felv} - Q_{lead}}{Q_{felv}} = 1 - \frac{Q_{lead}}{Q_{felv}}$$



Ezen az egyszerű példán egy T_1 hőmérsékleten végzett izoterm kompresszió, egy V_2 térfogaton végzett izochor melegítés, egy T_2 hőmérsékleten zajló izoterm expanzió, és egy V_1 térfogaton történő izochor hűlés alkotja a ciklust. Látható, hogy a hasznos munka két részből tevődik össze:

$$W_{hasz} = W_{g12} + W_{g34}$$

Az első tag negatív, abszolút értéke pedig az 1-es izoterma alatti terület. A második tag pozitív, értéke a 2-es izoterma alatti terület. Tehát a **bezárt terület** megadja a hasznos munkát. Ez tetszőleges hőerőgép körfolyamatára igaz, nem csak itt!

Hűtőgépek, hőszivattyúk

A hőtan I. főtételéből itt is: $0 = \Delta E_{bO} \rightarrow Q_O = -W_O \rightarrow Q_{leO} = W_O$

Ennek, vagyis az energiamegmaradás törvényének megfelelően, a munkaközeg a hideg hőtartálytól hőt von el és azt, valamint a motor által a ciklus közben rajta végzett nettó munkából származó energiát hő formájában leadja a meleg hőtartálynak minden ciklus alatt (lásd ábra):

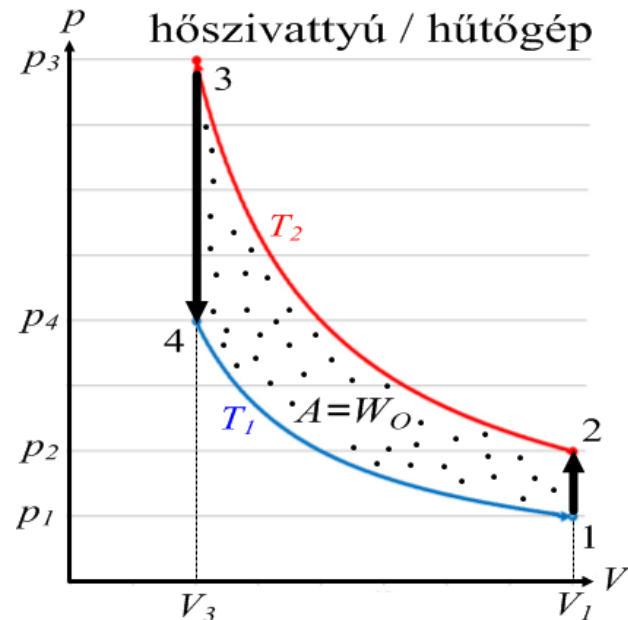
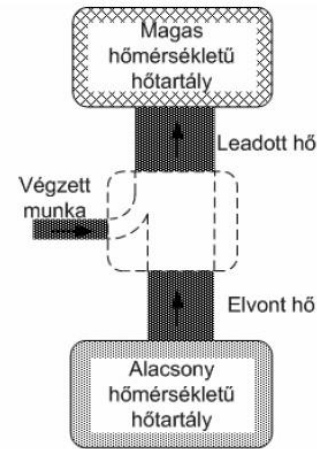
$$Q_{lead} = Q_{elv} + W_O \quad \text{ahol a nettó leadott hő: } Q_{leO} = Q_{lead} - Q_{elv}$$

A meleg és hideg hőtartály hőkapacitását itt is végtelennek tekintjük.

A hűtőgép és hőszivattyú működési elve ugyanaz, de a feladatuk különböző.

A hűtőgépnél a kívánatos folyamat a hő elvonása a hideg tartálytól (hűtő).

A hőszivattyúnál a kívánatos folyamat a hő leadása a meleg hőtartálynak (pl. fűtendő szoba).



Itt hatásfok helyett jósági tényezőket tudunk definiálni.

$$\text{Hűtőgép: } q_{hg} = \frac{Q_{elv}}{W_O} = \frac{Q_{elv}}{Q_{lead} - Q_{elv}}$$

$$\text{Hőszivattyú: } q_{hsz} = \frac{Q_{lead}}{W_O} = \frac{Q_{lead}}{Q_{lead} - Q_{elv}}$$

A körfolyamat állapotai ugyanazok, mint az előző dián a hőerőgépnél, de **fordított** irányban megyünk végig rajtuk. Ezért a motor által végzendő nettó munka lesz pozitív, és ez fog most megegyezni a görbe által bezárt területtel:

$$W_{motor} = W_O = W_{23} + W_{41} \quad W_{23} > 0 \quad W_{41} < 0$$

A hőtan második főtétele

Vannak olyan folyamatok amik nem megfordíthatók, **irreverzibilisek**.
példák:

- hővé alakult mozgási energia nem alakul vissza
- összetört pohár nem pattan épségben vissza
- üres részhez nyitott gáz molekulái nem fognak mind visszajönni az eredeti kamrába



Ezeket a folyamatokat a fizika törvényei nem tiltják, viszont elenyésző a valószínűségük. Ezért statisztikailag kimondható, hogy a folyamatok csak olyan irányba mehetnek végbe, amivel **a rendezetlenség nő**. A rendezetlenség mértéke az **entrópia**. Lokálisan csökkenthető az entrópia, de csak annak árán, ha máshol viszont nő. A világegyetem entrópiája tehát folyamatosan nő.

Hőtan második főtétele: nem lehet olyan gépet készíteni, amely egyetlen tartály lehűlése árán munkát végezne (kell egy hideg tartály is). Ez a **másodfajú örökmozgó**.

Másik megfogalmazás: Zárt rendszer entrópiája sohasem csökkenhet.

$$\Delta S \geq 0$$

Megfordítható folyamatok esetén a rendezetlenség változatlan.
pl. rugalmas ütközés, adiabatikus állapotváltozás

Carnot ciklus

A Carnot ciklus egy olyan körfolyamat, amely két izoterm és két adiabatikus folyamatból áll.

A grafikon a hőerőgép irányát mutatja: $\eta = \frac{W_{hasz}}{Q_{felv}} = \frac{Q_{felv} - Q_{lead}}{Q_{felv}} = 1 - \frac{Q_{lead}}{Q_{felv}}$

A ciklusra a teljes entrópiaváltozás nulla. A két adiabatikus folyamat során az entrópia nem változik, izoterm folyamatoknál pedig állandó a hőmérséklet, tehát:

$$0 = \Delta S_O = \Delta S_{23} + \Delta S_{41} = \frac{Q_{23}}{T_2} + \frac{Q_{41}}{T_1} = \frac{Q_{felv}}{T_2} - \frac{Q_{lead}}{T_1}$$

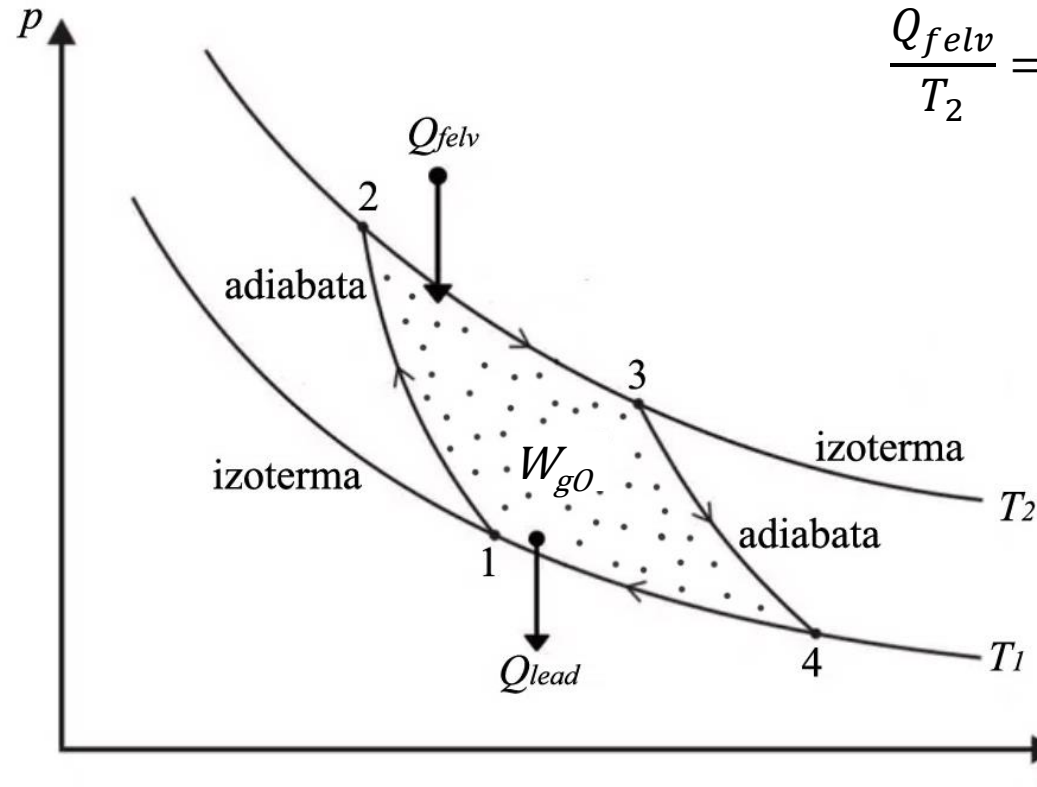
$$\frac{Q_{felv}}{T_2} = \frac{Q_{lead}}{T_1} \rightarrow \frac{T_1}{T_2} = \frac{Q_{lead}}{Q_{felv}}$$

Ezzel a hőerőgép hatásfokára:

$$\eta = 1 - \frac{Q_{lead}}{Q_{felv}} = 1 - \frac{T_1}{T_2}$$

A Carnot ciklus adja a lehető legnagyobb hatásfokot, de látható, hogy ez is egynél biztosan kisebb!

A cikluson fordított irányban körbe haladva hűtőgépet/hőszivattyút kapunk. A munkák és hők előjele ekkor megváltozik, de az abszolút értéküket tekintve ugyanazok lesznek.



Valódi anyagok

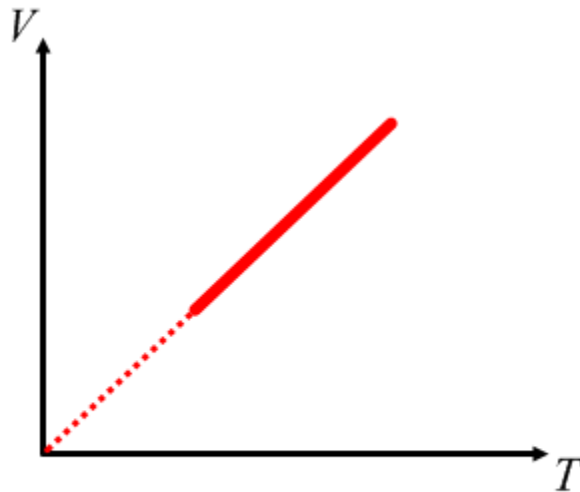
Valódi anyagok és ideális gázok összehasonlítása

Ideális gázokra állandó nyomáson: $pV = nRT$

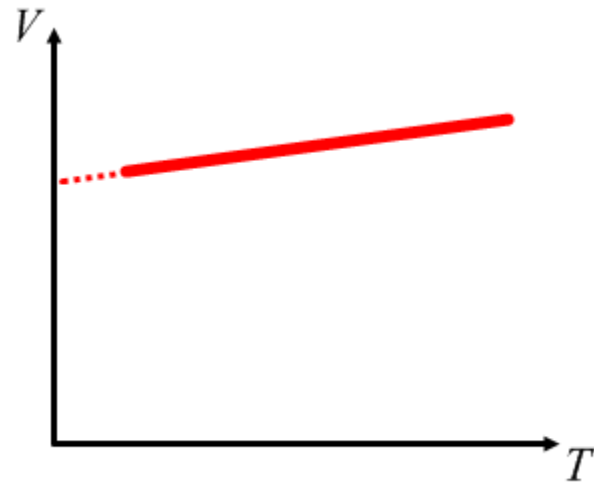
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Abszolút nulla felé közeledve a térfogat nullához tart.

Természetesen ez nem következik be, mert alacsony hőmérsékleten az ideális gáz közelítés nem érvényes.



ideális gáz



szilárd test

Reális gázok Van der Waals állapotegyenlete

Valóságos gázok nyomása és térfogata nem tart nullához a hőmérséklettel.

A részecskék által elfoglalt térfogat nem elhanyagolható. 1 mol részecske térfogata: b
Egymáshoz közel kerülő részecskék között vonzóerő hat, ami a nyomást csökkenti.

A Van der Waals állapotegyenlet 1 mol gázra ($v = V/n$):

$$\left(p + \frac{a}{v^2}\right)(v - b) = RT$$

Reális gázoknál a potenciális energia is hozzájárul a belső energiához.

Növekvő térfogat esetén a részecskék távolabb kerülnek, nő a potenciális energia.

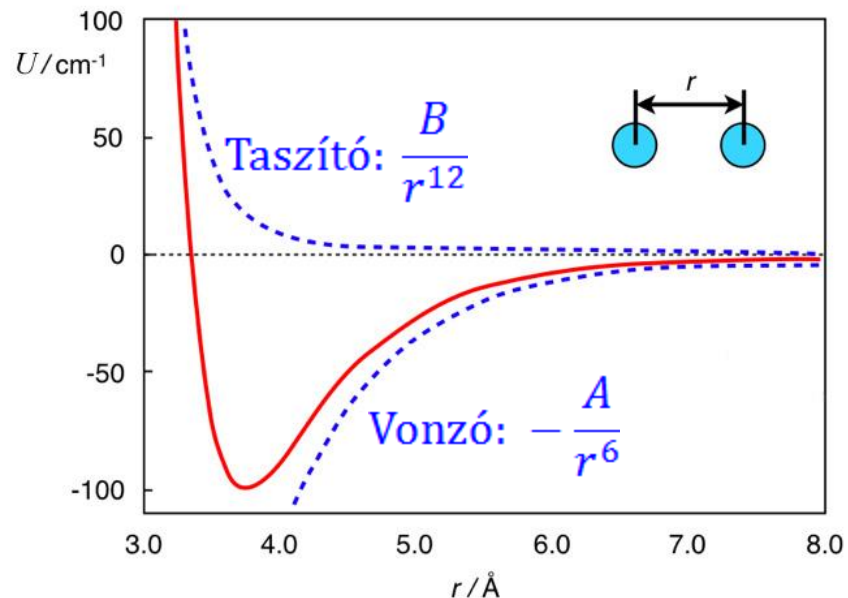
Tehát a belső energia nem csak a hőmérséklettől függ, hanem a térfogattól is.

Van der Waals kölcsönhatás
potenciális energiája:

$$U = -\frac{A}{r^6} + \frac{B}{r^{12}}$$

Lennard-Jones féle empirikus
formula.

A befolyásolja a -t, B pedig b -t



Hőtágulás

Lineáris hőtágulás kis hőmérsékletváltozás esetén: $\Delta h = \alpha h_1 \Delta T$ h_1 : a rúd eredeti hossza

Tehát az új hossz: $h_2 = h_1(1 + \alpha \Delta T)$

A hőtágulás oka a potenciál aszimmetriája:
a lehetséges távolságok átlaga a
nagyobb értékek felé tolódik el ($r_2 > r_0$).

Térfogati hőtágulás: h_1 oldalélű kocka

Kezdeti térfogat $V_1 = h_1^3$, az új $V_2 = h_2^3$

Felhasználva a lineáris hőtágulás törvényszerűségét:

$$V_2 = h_2^3 = h_1^3(1 + \alpha \Delta T)^3 = h_1^3(1 + 3\alpha \Delta T + 3\alpha^2 \Delta T^2 + \alpha^3 \Delta T^3) = h_1^3(1 + 3\alpha \Delta T)$$

$\alpha \Delta T$ kicsi, így a magasabb rendű tagok elhagyhatók

$$V_2 = V_1(1 + \beta \Delta T)$$

$\beta = 3\alpha$ β : térfogati hőtágulási együttható

Érvényes bármely izotróp szilárd testre és folyadékokra. folyadékokra: $\beta \sim 10^{-3} \text{ } ^\circ\text{C}^{-1}$

Vízre pl. nem, mert annak térfogata minimális 4 °C-on (hűtve is tágul!)

