

Klasszikus fizika

Termodinamika III.

Horváth András, SZE GIVK

v 0.9



Oktatási célra szabadon terjeszthető

Alapötlet

Egy izotermán belül mozogva nincs belső energia változás.
Akármilyen úton megyek át két izoterma közt, ΔE ugyanaz.

Alapötlet

Egy izotermán belül mozogva nincs belső energia változás.

Akármilyen úton megyek át két izoterma közt, ΔE ugyanaz.

Egy adiabatán belül mozogva nincs hőfelvétel.

Akármilyen úton megyek át két adiabata közt, „valami” ugyanannyit változik.

De mi ez a valami?

Alapötlet

Egy izotermán belül mozogva nincs belső energia változás.

Akármilyen úton megyek át két izoterma közt, ΔE ugyanaz.

Egy adiabatán belül mozogva nincs hőfelvétel.

Akármilyen úton megyek át két adiabata közt, „valami” ugyanannyit változik.

De mi ez a valami?

Az előzőek szerint ez a hő és a hőmérséklet hányadosa!

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$$

Elnevezés: Entrópia.

Alapötlet

Egy izotermán belül mozogva nincs belső energia változás.

Akármilyen úton megyek át két izoterma közt, ΔE ugyanaz.

Egy adiabatán belül mozogva nincs hőfelvétel.

Akármilyen úton megyek át két adiabata közt, „valami” ugyanannyit változik.

De mi ez a valami?

Az előzőek szerint ez a hő és a hőmérséklet hányadosa!

$$\Delta S = \frac{\Delta Q}{T}$$

Elnevezés: Entrópia.

Ez egy izoterma mentén ($T=\text{áll.}$) igaz. Általában:

$$\Delta S = \int \frac{dQ}{T}$$

Az entrópia állapotjelző

Ha kiválasztunk egy energia 0-pontot, minden izotermára megmondható, mennyi energiával juttatható el oda.

Az entrópia állapotjelző

Ha kiválasztunk egy energia 0-pontot, minden izotermára megmondható, mennyi energiával juttatható el oda.

Ha kiválasztunk egy entrópia 0-pontot, minden adiabatára megmondható, mennyi hővel juttatható el oda.

Az entrópia állapotjelző

Ha kiválasztunk egy energia 0-pontot, minden izotermára megmondható, mennyi energiával juttatható el oda.

Ha kiválasztunk egy entrópia 0-pontot, minden adiabatára megmondható, mennyi hővel juttatható el oda.

Az entrópia állapotjelző!

Két pont közti megváltozása nem függ az úttól, csak a kezdő és végponttól!
Hasonlít a mechanikai potenciális energiához.

Az entrópia állapotjelző

Ha kiválasztunk egy energia 0-pontot, minden izotermára megmondható, mennyi energiával juttatható el oda.

Ha kiválasztunk egy entrópia 0-pontot, minden adiabatára megmondható, mennyi hővel juttatható el oda.

Az entrópia állapotjelző!

Két pont közti megváltozása nem függ az úttól, csak a kezdő és végponttól!
Hasonlít a mechanikai potenciális energiához.

Elvi számítási mód $\Delta S = S_B - S_A$ kiszámítására:

- 1 Melyik adiabatákon van rajt a két pont?
- 2 Mennyi a két adiabatát összekötő egy izoterma (T) során átadott hő (Q)?
- 3 $\Delta S = Q/T$

A termodinamika I. és II. főtétele

Termodinamika I. főtétele:

$$\Delta E = T\Delta S - p\Delta V$$

A termodinamika I. és II. főtétele

Termodinamika I. főtétele:

$$\Delta E = T\Delta S - p\Delta V$$

Termodinamika II. főtétele:

Zárt rendszer olyan állapotra törekszik, melyben az össz entrópia a lehető legnagyobb értéket veszi fel.

A termodinamika I. és II. főtétele

Termodinamika I. főtétele:

$$\Delta E = T\Delta S - p\Delta V$$

Termodinamika II. főtétele:

Zárt rendszer olyan állapotra törekszik, melyben az össz entrópia a lehető legnagyobb értéket veszi fel.

Ebből levezethető:

- a hőmérséklet és a nyomás kiegyenlítődésre törekszik
- hőerőgépek elvi maximális hatásfoka: $\eta = (T_1 - T_2)/T_1$
- hőszivattyúk elvi maximális hatásfoka: $\eta_s = T_1/(T_1 - T_2)$

A termodinamika I. és II. főtétele

Termodinamika I. főtétele:

$$\Delta E = T\Delta S - p\Delta V$$

Termodinamika II. főtétele:

Zárt rendszer olyan állapotra törekszik, melyben az össz entrópia a lehető legnagyobb értéket veszi fel.

Ebből levezethető:

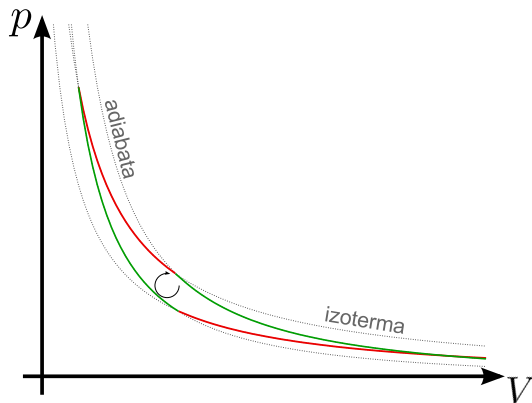
- a hőmérséklet és a nyomás kiegyenlítődésre törekszik
- hőerőgépek elvi maximális hatásfoka: $\eta = (T_1 - T_2)/T_1$
- hőszivattyúk elvi maximális hatásfoka: $\eta_s = T_1/(T_1 - T_2)$

Statisztikus fizika: az entrópia az adott makroállapotot megvalósító mikroállapotok számát („rendetlenséget”) méri.

Motiváció

A p - V diagram hasznos, de az izotermák és adiabaták nagyon hasonlóan görbülnek benne.

Egy valós méretarányú Carnot-ciklus: ($\kappa = 1.4$)

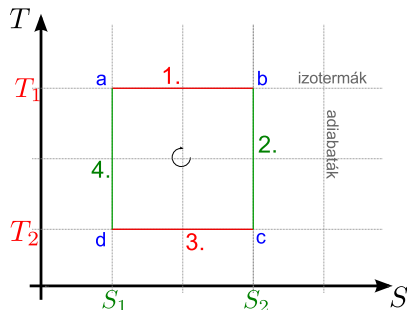
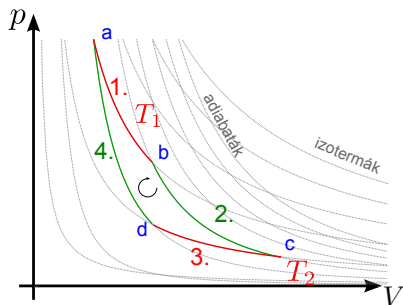


(Korábban az áttekinthetőség kedvéért csaltunk: $\kappa = 2$ -es adiabaták voltak, pedig ilyen gáz nincs is.)

A T - S diagram

Tanultuk: $\Delta E = T\Delta S - p\Delta V$

A T - S pár hasonló szerepű, mint a p - V !



Sokkal áttekinthetőbb! Izotermák, adiabaták: egyenesek.

(Az előny még nagyobb, ha nem ideális körfolyamatokat vizsgálunk.)

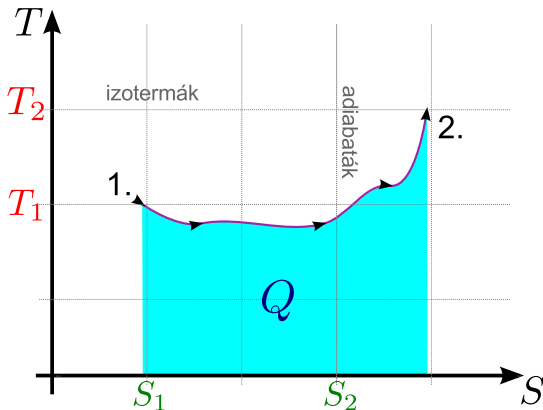
Főbb tulajdonságok

$\Delta S = Q/T$ miatt $T(S)$ alatti terület a hő!

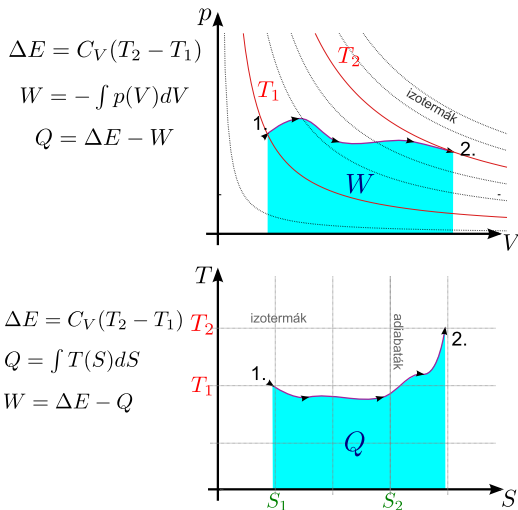
$$\Delta E = C_V(T_2 - T_1) \quad T_2$$

$$Q = \int T(S) dS$$

$$W = \Delta E - Q$$



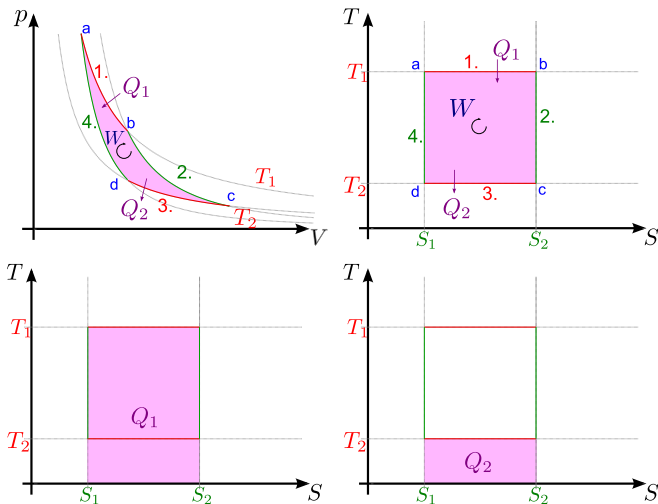
Összevetés a p - V diagrammal



T - S -ről könnyebb leolvasni ΔE -t.

W helyett Q jelenik meg, a másik ezekből kiszámolható.

A Carnot-ciklus a T - S diagramon



A felvett, leadott hő, hasznos munka, hatásfok ($\eta = W/Q_1$) könnyebben leolvasható.

Izochor és izobár állapotváltozások a T - S diagramon

Írjuk át az entrópia-változás alapegyenletét:

$$\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{dQ}{T} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{dE + pdV}{T} =$$

Izochor és izobár állapotváltozások a T - S diagramon

Írjuk át az entrópia-változás alapegyenletét:

$$\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{dQ}{T} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{dE + pdV}{T} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{nc_{m,V}dT}{T} + \int_{V_1}^{V_2} \frac{nR}{V}dV$$

(n a mólszám, $c_{m,V}$ a moláris fajhő, R az univ. gázállandó.)

$$\Delta S = nc_{m,V} \ln \frac{T_2}{T_1} + nR \ln \frac{V_2}{V_1}$$

Izochor és izobár állapotváltozások a T - S diagramon

Írjuk át az entrópia-változás alapegyenletét:

$$\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{dQ}{T} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{dE + pdV}{T} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{nc_{m,V}dT}{T} + \int_{V_1}^{V_2} \frac{nR}{V}dV$$

(n a mólszám, $c_{m,V}$ a moláris fajhő, R az univ. gázállandó.)

$$\Delta S = nc_{m,V} \ln \frac{T_2}{T_1} + nR \ln \frac{V_2}{V_1}$$

Izochor esetben: $V_2/V_1 = 1$, ezért $\Delta S = nc_{m,V} \ln(T_2/T_1)$:

$$T_2 = T_1 \cdot e^{\Delta S/C_V} \quad (C_V = nc_{m,V})$$

Izochor és izobár állapotváltozások a T - S diagramon

Írjuk át az entrópia-változás alapegyenletét:

$$\Delta S = \int_{T_1}^{T_2} \frac{dQ}{T} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{dE + pdV}{T} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{nc_{m,V}dT}{T} + \int_{V_1}^{V_2} \frac{nR}{V}dV$$

(n a mólszám, $c_{m,V}$ a moláris fajhő, R az univ. gázállandó.)

$$\Delta S = nc_{m,V} \ln \frac{T_2}{T_1} + nR \ln \frac{V_2}{V_1}$$

Izochor esetben: $V_2/V_1 = 1$, ezért $\Delta S = nc_{m,V} \ln(T_2/T_1)$:

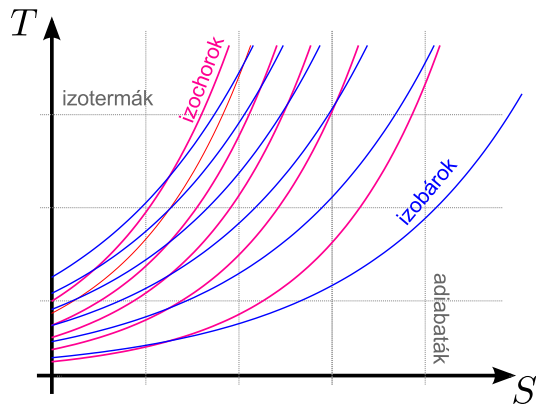
$$T_2 = T_1 \cdot e^{\Delta S/C_V} \quad (C_V = nc_{m,V})$$

Izobár esetben: (bizonyítás nélkül)

$$T_2 = T_1 \cdot e^{\Delta S/C_p}$$

A T - S diagramon az izochorok és az izobárok exponenciális görbék.

Izochor és izobár állapotváltozások a T - S diagramon



Izobár:

$$T_2 = T_1 \cdot e^{\Delta S / C_p}$$

Izochor:

$$T_2 = T_1 \cdot e^{\Delta S / C_v}$$

Itt az izobárok és izochorok a bonyolultak.

p - V vagy T - S : **Feladatfüggő!**

(In T - S diagramon mindegyik egyenes! De itt a grafikon alatti terület jelentését veszítjük el.)

Egyéb körfolyamatok: alapelvek

Sok tucatnyi hőerőgép-fajta létezik.
Szaktárgyakból többet részletesen tárgyalnak majd.
Itt csak pár alapelvet mutatunk be.

Egyéb körfolyamatok: alapelvek

Sok tucatnyi hőerőgép-fajta létezik.
Szaktárgyakból többet részletesen tárgyalnak majd.
Itt csak pár alapelvet mutatunk be.

Elmélet és gyakorlat eltérése.

A Carnot-ciklus idealizált: a valóságban a diagram sarkai lekerekítettek.
A többi hőerőgépet is idealizáltan tárgyaljuk.
Ez a gyakorlat szempontjából is hasznos, mert útmutatásokat ad.

A Stirling-motor

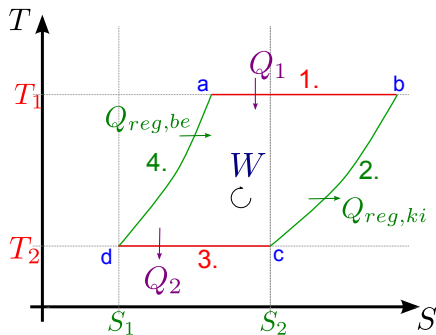
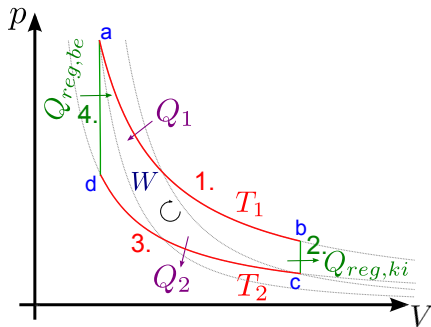
Egy érdekes „külső égésű” motor.

Sokféle megvalósítás. Közös elv:

- 1 **Izoterm tágulás**: bármilyen hőforrás, lassú tágulási szakasz.
- 2 **Izochor hőelvonás**: elvonás a regenerátorba, de ez a következő ciklusban részben felhasználásra kerül.
- 3 **Izoterm összenyomódás**: lassú összehúzódás, hőleadás a hideg tartálynak.
- 4 **Izochor hőfelvétel**: a regenerátorból, a 2. lépésben leadott hő felvétele.

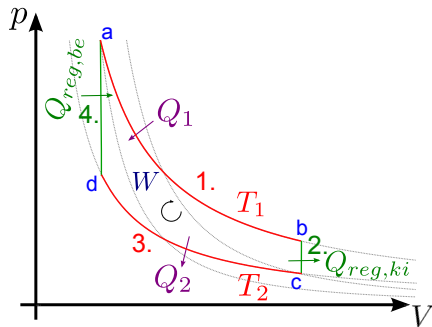
A Stirling-motor

Idealizált állapotgörbék.



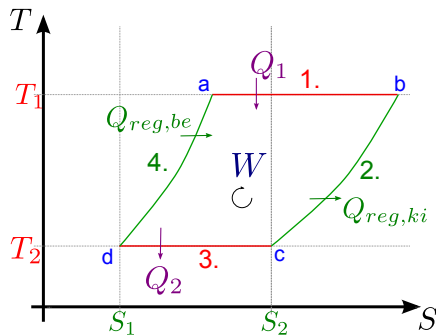
A Stirling-motor

Idealizált állapotgörbék.



Előnyök:

- Külső hőforrás: bármilyen hulladékhő.
- Nagy elvi hatékonyság.
- Kevés szennyezés.



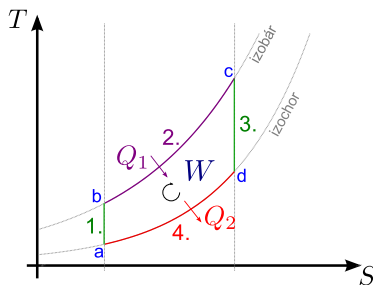
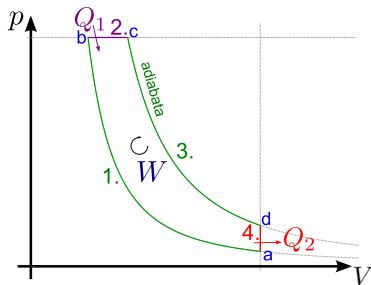
Hátrányok:

- Karbantartási igény. (Tömítés.)
- Lassú reakcióidő.
- Nagy méretek.

A Diesel-motor

Egy fontos „belső égésű” motor. A legfontosabb szakaszok:

- ❶ **Adiabatikus összenyomás:** sűrítés, melegedés. A végén a befecskendezett üzemanyag meggyullad, hőt termel.
- ❷ **Izobár tágulás:** a felmelegített gáz (égés) tágulása.
- ❸ **Adiabatikus tágulás:** adiabatikus tágulás, a hasznos munka nagy része
- ❹ **Izochor hűlés:** vissza az elejére. Itt megtörténik a kipufogás, friss levegő beszívása.



Az entalpia

A gyakorlatban sokszor kell állandó nyomáson dolgozni.
Ekkor a betáplált hő egy része mindenképp tágulásra fordítódik.
Célszerű a belső energia helyett ezzel a mennyiséggel számolni:

Entalpia: $H = E + pV$

Az entalpia

A gyakorlatban sokszor kell állandó nyomáson dolgozni.
Ekkor a betáplált hő egy része mindenképp tágulásra fordítódik.
Célszerű a belső energia helyett ezzel a mennyiséggel számolni:

Entalpia: $H = E + pV$

Ez az, ami könnyen mérhető.

Alapjelenségek

A valódi gázok eltérnek az ideális gáz állapotegyenletétől.

- alacsony hőmérsékleten **cseppfolyóssá válnak**
- magas hőmérsékleten **szabadsági fokszámuk nő**
(κ is változik)

Nincs egyetlen egyszerű egyenlet ezek leírására.

Alapjelenségek

A valódi gázok eltérnek az ideális gáz állapotegyenletétől.

- alacsony hőmérsékleten **cseppfolyóssá válnak**
- magas hőmérsékleten **szabadsági fokszámuk nő** (κ is változik)

Nincs egyetlen egyszerű egyenlet ezek leírására.

Egyéb eltérések az eddigi közelítésektől:

- **falakon való súrlódás** hőtermelése
- **gágrétegek egymáshoz való súrlódásának** hőtermelése
- **gázelegyek speciális viselkedése** (pl. levegő-vízgőz)

Csak betekintünk ezekbe a témákba.

Alapgondolat

A van der Waals-egyenlet egy pontosabb állapotegyenlet, mely pl. a cseppfolyóssá válást is leírja.

Módosítások az ideális gáz állapotegyenleten:

- 1 A molekulák kissé vonzzák egymást, ami módosítja a nyomást.
A nyomáskorrekció a sűrűség négyzetével arányos.
- 2 A molekulák saját térfogata csökkenti a szabad térfogatot.
Ez a korrekció csak a molekulák számával arányos.

Alapgondolat

A van der Waals-egyenlet egy pontosabb állapotegyenlet, mely pl. a cseppfolyóssá válást is leírja.

Módosítások az ideális gáz állapotegyenleten:

- 1 A molekulák kissé vonzzák egymást, ami módosítja a nyomást.
A nyomáskorrekció a sűrűség négyzetével arányos.
- 2 A molekulák saját térfogata csökkenti a szabad térfogatot.
Ez a korrekció csak a molekulák számával arányos.

$$\left(p + \frac{n^2 a}{V^2}\right) (V - nb) = nRT$$

a és b anyagi állandók. (Táblázatokban adottak.)

(Ha n/V kicsi, akkor közel az ideális gáz állapotegyenletet kapjuk vissza.)

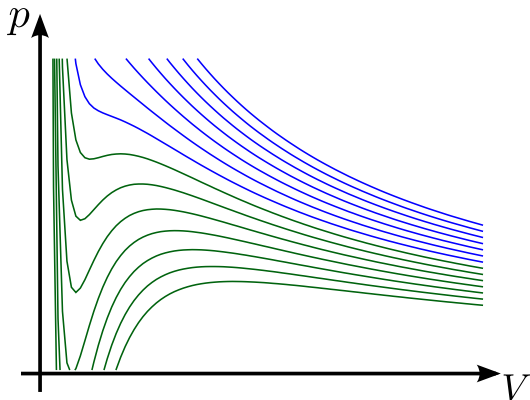
A van der Waals gázok a p - V diagramon

Az előzőekből:

$$p = \frac{nRT}{V - bn} - \frac{an^2}{V^2}$$

Gond: izotermák nem monotonon változnak!

A csökkenő szakaszokon
instabilitás!



Ahol $dp/dV < 0$, ott tágulásra nő, összenyomódásra csökken a nyomás!
Ilyen állapot nem maradhat fent!

(Korábban: „kompresszibilitás = térfogatváltozás / nyomásváltozás”)

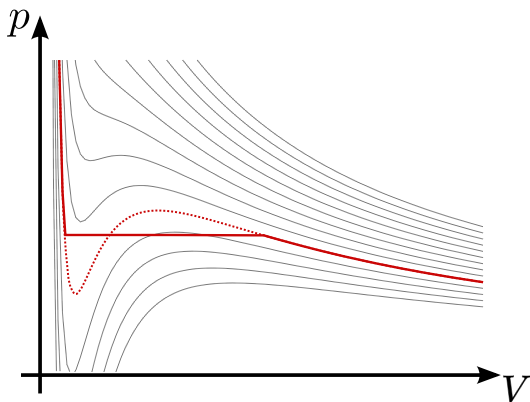
A van der Waals gázok a p - V diagramon

Elmélet:

A valódi izotermák
vízszintesbe mennek át.

(A változás olyan, hogy a
grafikon alatti össz terület
(munka) ne változzon.)

- izoterma=izobár
- táguláskor nem változik
a nyomás (?)



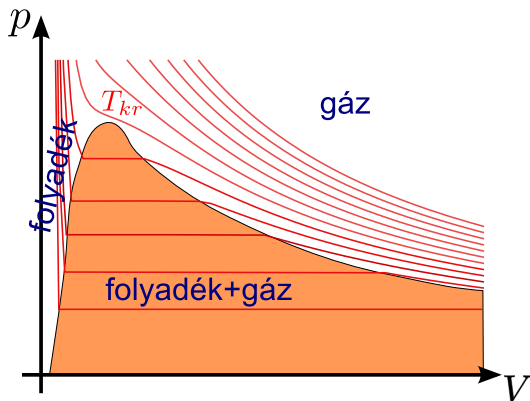
A vízszintes szakaszoktól balra nagyon meredek izotermák.
Nagy sűrűsénél izoterma $\approx$ izochor.

A van der Waals gázok: halmazállapotok

Az egyes furcsa állapotok megfelelnek a halmazállapotoknak!

Folyadék: nagy sűrűség (kis V), kis összenyomhatóság.

Gáz: kis sűrűség (nagy V), nagy összenyomhatóság.

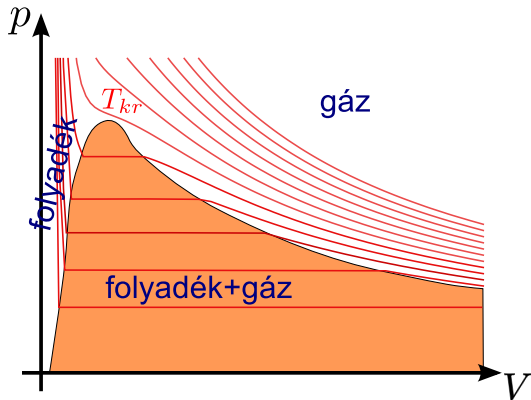


A van der Waals gázok: halmazállapotok

Az egyes furcsa állapotok megfelelnek a halmazállapotoknak!

Folyadék: nagy sűrűség (kis V), kis összenyomhatóság.

Gáz: kis sűrűség (nagy V), nagy összenyomhatóság.



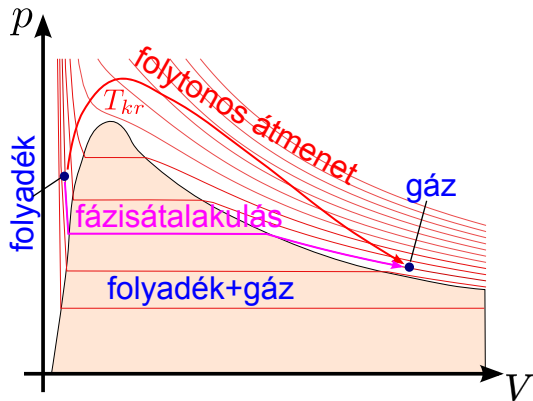
Folyadék + gáz: V növelésével p nem nő.

- Tárgulás: több folyadék párolog el gázzá.
- Ebben az állapotban a gáznyomás csak a hőmérséklet függvénye.
- Csak egy kritikus hőmérséklet (T_{kr}) alatt következik be.

A van der Waals gázok: a kritikus hőmérséklet

Kétféle út folyadékból gáz állapotba:

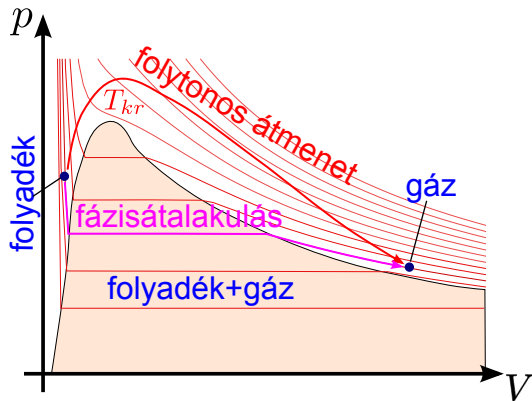
- **Fázisátalakulással:**
folyadék+gőz állapoton keresztül.
- **Fázisátalakulás nélkül:**
 T_{kr} -t meghaladó hőmérsékletek érintésével.



A van der Waals gázok: a kritikus hőmérséklet

Kétféle út folyadékból gáz állapotba:

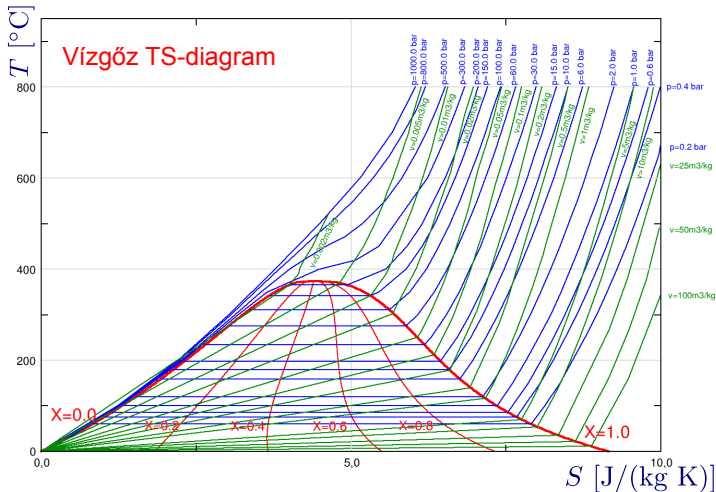
- **Fázisátalakulással:**
folyadék+gőz állapoton keresztül.
- **Fázisátalakulás nélkül:**
 T_{kr} -t meghaladó hőmérsékletek érintésével.



Példák:	Anyag	He	N ₂	O ₂	CO ₂	H ₂ O
	T_{kr} [K]	5,2	126,2	154,6	304,1	647,3
	p_{kr} [bar]	2,3	33,9	50,4	73,8	221,2

Vízgőz állapotai a T - S diagramon

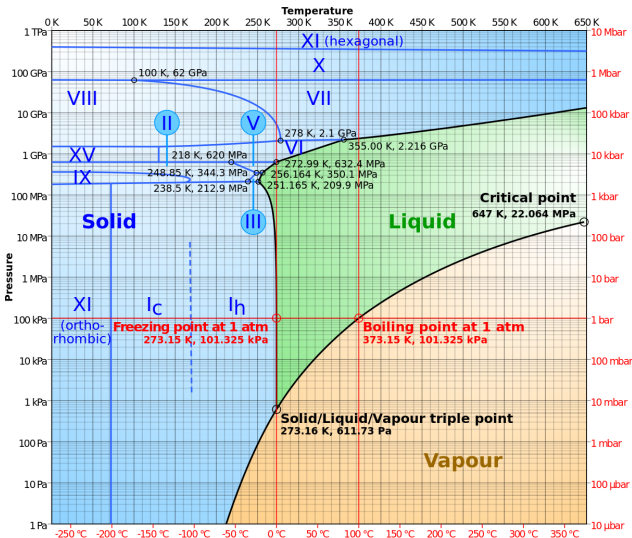
Pontos tervezéshez mérési adatokon alapuló fázisdiagramokat használunk.



Jól láthatók az izobárok, izotermák, ...

(Forrás: Wikipedia)

Víz fázisai a p - T diagramon



Nem vesszük a
részleteket.

Érdekességek:

- a jégnek is sok fajtája van
- hármaspont: egyszerre gáz, folyékony és szilárd
- fagyáspont, forráspont: nyomásfüggő
- sokféle úton lehet haladni

(Forrás: Wikipedia)