

Ideális gáz és reális gázok

Fizikai kémia előadások 1.



Turányi Tamás
ELTE Kémiai Intézet

Állapotjelzők

állapotjelző:

egy fizikai rendszer makroszkopikus állapotát meghatározó mennyiség

egykomponensű gázok állapotjelzői:

anyagmennyiség, nyomás, térfogat és hőmérséklet n, p, V, T

anyagmennyiség

jele n ,
egysége a mól
(az egység jelölése: mol):
1 mol anyagban $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ számú
részecske található, (Avogadro-állandó)

nyomás

definíciója $p = F/A$,
(F az A felületre merőlegesen ható erő nagysága)
SI egysége a pascal (jele: Pa): $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N m}^{-2}$
 $1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ Hgmm} = 760 \text{ torr} = 101325 \text{ Pa}$

Állapotjelzők 2

egykomponensű gázok állapotjelzői: n, p, V, T

térfogat

jele V , SI egysége a m^3

mólnyi anyag térfogata a V_m moláris térfogat

hőmérséklet

testek termikus állapota

empirikus hőmérsékleti skálák:

a testek tulajdonságai, a termikus állapotuktól függ.

pl. higany hőtágulása, borszesz hőtágulása,

testek színe

3

Hőmérsékleti skálák 1: Fahrenheit

Fahrenheit-skála (1709):

0 F (-17,77 °C) 1709 telén mért
leghidegebb hőmérséklet

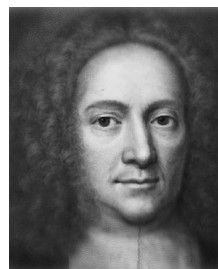
100 F (37,77 °C) Fahrenheit tehenének végbelében mért hőmérséklet
A talppontok között a beosztás lineáris (borszesz hőmérővel).

Probléma: Fahrenheit-nek személyesen kellett másolatot csinálnia
az eredeti hőmérőről (őshőmérő)

Alsó és a felső talppont önkényes

Alsó és a felső talppont nem reprodukálható utólag

Egy őshőmérő kell a skála reprodukálásához



Daniel Gabriel Fahrenheit
(1686-1736)
fizikus, műszerkészítő

4

Hőmérsékleti skálák 2: Celsius



Anders Celsius
(1701-1744)
svéd csillagász

Celsius-skála (1742; 1750):

0 °C olvadó jég hőmérséklete
1 atm levegőn

100 °C forrásban levő víz hőmérséklete
1 atm levegőn

A talppontok között a beosztás lineáris (borszesz hőmérővel).

Probléma: ha más folyadékkal (pl. Hg) töltik a hőmérőt, más skálát kapunk

Alsó és a felső talppont

önkéntes

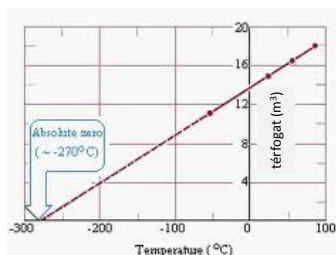
Alsó és a felső talppont

könnyen bárki reprodukálja

mindenki tud saját hőmérőt csinálni

5

Hőmérsékleti skálák 3: Kelvin



Lord Kelvin
született William Thomson
(1824-1907)
skót fizikus

Kelvin-skála vagy abszolút hőmérsékleti skála (1848):

0 K (-273,15 °C) ideális gáz extrapolált nulla térfogata

273,16 K (0,01 °C) víz hármaspontjának hőmérséklete

A talppontok között a beosztás lineáris (ideális gázzal töltött hőmérővel).

Probléma: ideális gáz nem létezik

Alsó talppont

fizikailag jól meghatározott

Felső talppont

önkéntes, de reprodukálható utólag

Ez a valódi („termodinamikai”) hőmérsékletskála

6

A termodinamika nulladik főtétele

Ha az A test termikus egyensúlyban van a B testtel, és
B termikus egyensúlyban van a C testtel,
akkor A és C is termikus egyensúlyban vannak egymással.

Tanuláshoz: termikus egyensúlyról van szó,
nem termodinamikai egyensúlyról!

Értelmezése:

B hőmérővel megmérjük előbb az **A**, majd a **C** test hőmérsékletét.

Ha a hőmérő **ugyanazt mutatja**, akkor

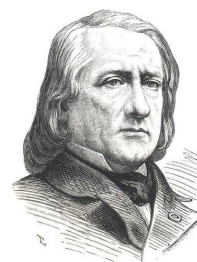
A és **C** hőmérséklete azonos.

7

A tökéletes gáz állapotegyenlete

$$p V = n R T \quad \text{avagy} \quad p V_m = R T$$

p nyomás (Pa)
 V térfogat (m^3)
 n anyagmennyiség (mol)
 T hőmérséklet (K)
 R gázállandó $R = 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$
 Regnault (rönyó) állandó



Henri Victor Regnault
(1810-1878)
francia vegyész

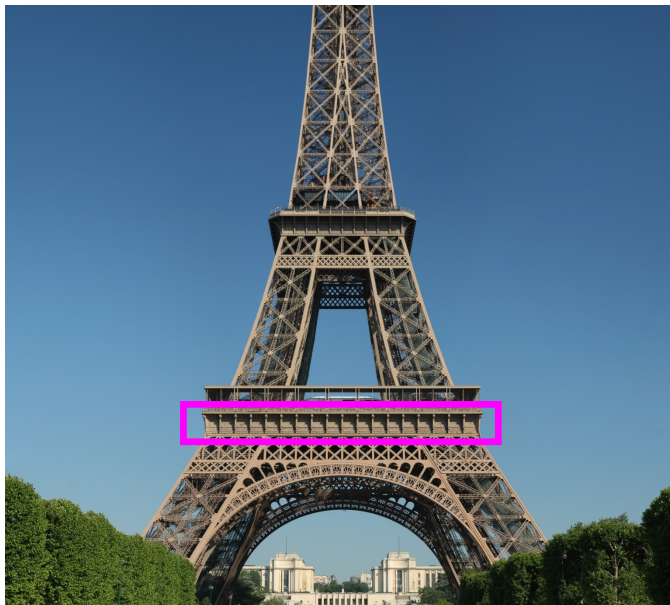
magas hőmérsékleten és nem túl nagy nyomáson
a tökéletes gáz állapotegyenlete általában jó közelítés.

DEF: Azokat a képzeletbeli gázokat, amelyekre az általános gáztörvény pontosan érvényes, ideális vagy tökéletes gázoknak nevezzük.



72 név az Eiffel-torony oldalán

http://en.wikipedia.org/wiki/List_of_the_72_names_on_the_Eiffel_Tower



9

Dalton törvénye

DEF Gázelegyek esetében adott komponens parciális nyomásán azt a nyomást értjük, amit akkor mérhetnénk, ha a kérdéses komponens egyedül töltené be a rendelkezésre álló teljes térfogatot.

TV Dalton törvénye: egy ideális gázokból álló gázelegy nyomása a komponensek parciális nyomásainak összege.

$$pV = (n_1 + n_2 + \dots + n_K)RT$$

$$p = \frac{n_1 RT}{V} + \frac{n_2 RT}{V} + \dots + \frac{n_K RT}{V} = p_1 + p_2 + \dots + p_K$$

$$x_j = \frac{n_j}{n_1 + n_2 + \dots + n_K} = \frac{p_j V / RT}{pV / RT} = \frac{p_j}{p}$$

Tehát egy komponens móltörtje
a parciális nyomás és az össznyomás hányadosa.



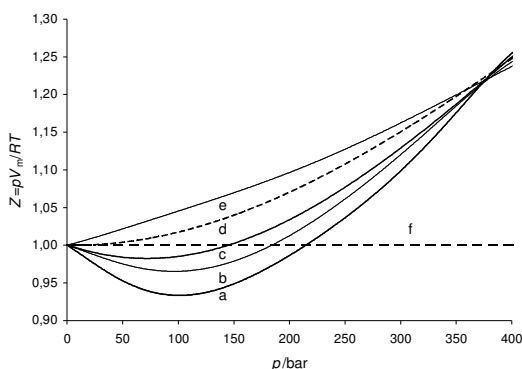
John Dalton
(1766-1844)
angol vegyész

10

Reális gázok

DEF kompresszibilitási tényező $Z = pV_m / RT$

megmutatja az eltérést az ideális gáztörvénytől
ideális gázokra $Z=1$ (mert ekkor $pV_m = RT$)



a: 233 K (-40 °C)
b: 255 K (-18 °C)
c: 273 K (0 °C)
d: 327,2 K (54,05 °C)
e: 478 K (205 °C)

nitrogéngáz kompresszibilitási diagramja
a jelentős hatások 10 bar felett vannak!

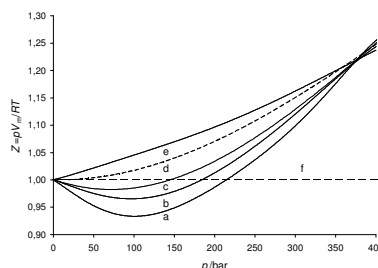
11

Kompresszibilitási diagram

DEF kompresszibilitási diagram: $Z - p$ görbe

megtanulni:

- (közel) nulla nyomáson $Z = 1$
- ideális gázra $Z = 1$ mindig
- reális gáz nagy nyomáson Z nagy
- Boyle hőmérsékleten Z vízszintesen indul
- Boyle hőmérséklet alatt: Z előbb 1 alá megy
- Boyle hőmérséklet felett: Z rögtön emelkedni kezd



DEF: Boyle hőmérséklet ezen a hőmérsékleten $Z(p)$ vízszintesen indul

jelentősége: Boyle hőmérsékleten reális gázok (közel) ideális gázként viselkednek nem túl nagy (pl. $p < 30$ bar) nyomáson

N_2 Boyle hőmérséklete: 54,05 °C (→ levegő szobahőmérsékleten közel ideális)

$Z(p)$ görbe alakja:

behorpadás lefelé: vonzó erők a molekulák között

elkanyarodás felfelé: taszító erők / a molekuláknak van saját térfogata

12

Reális gázok állapotegyenletei

TV virial állapotegyenlet $Z = pV_m / RT = 1 + B'p + C'p^2 + \dots$

megtanulni:

virial állapotegyenlet a $Z(p)$ görbét polinommal közelíti
kihasználja, hogy ha $p=0$ akkor $Z=1$

tetszőleges magasabb fokú polinom is lehet
→ tetszőleges pontosság elérhető vele

B' , C' , ... **hőmérsékletfüggő** tapasztalati állandók

vegyésszmérnökök szeretik a nagy pontossága miatt



Robert Boyle
(1627-1691)
angol vegyész

13

Reális gázok állapotegyenletei 2.

TV van der Waals állapotegyenlet

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

van der Waals ötlete:

vegyük az ideális gáz állapotegyenletét

$$pV = nRT$$

p nyomást korrigálja egy taggal, ami a molekulák közötti vonzóerőket
figyelembe veszi. Ennek tapasztalati állandója a .

V doboztérfogatból levonja a molekulák saját térfogatát.

Ez egy móltra b , n móltra pedig nb

a és b **hőmérsékletfüggetlen** tapasztalati állandók

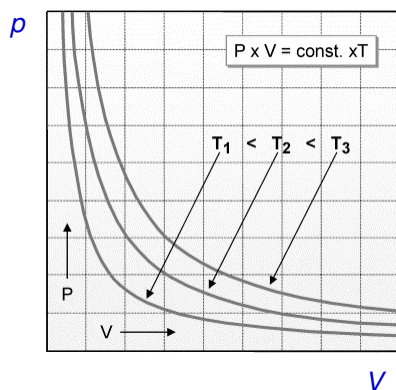
nem túl pontos, de fizikusok szeretik (egyszerű állapotegyenlet reális gázokra)



Johannes Diderik van der Waals
(1837-1923)
holland fizikus

Tökéletes gázok izotermái

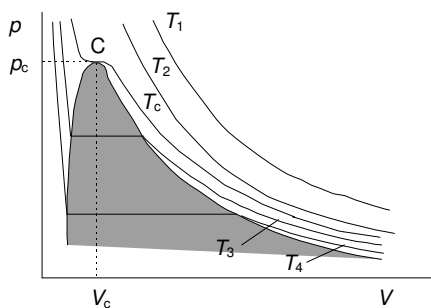
DEF gázok izotermái: $p - V$ görbe állandó hőmérsékleten
(x -tengely: térfogat, y -tengely: nyomás)



alacsonyabb hőmérséklet:
az izoterma egyre közelebb kerül a tengelyekhez
a hiperbola-alak megmarad (mert $p V = \text{állandó}$)

15

Reális gázok izotermái

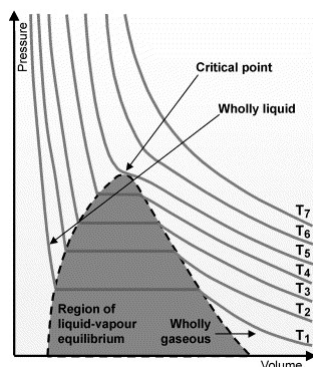


magas hőmérséklet: közel hiperbola (közel ideális gáz)
kisebb hőmérséklet: torzult hiperbola
kritikus izoterma: megjelenik egy vízszintes érintőjű pont (kritikus pont)
kritikus hőmérséklet: a kritikus izotermához tartozó hőmérséklet
kritikus nyomás: a kritikus ponthoz tartozó nyomás
kritikus moláris térfogat: a kritikus ponthoz tartozó moláris térfogat

kritikus hőmérséklet: ennél magasabb hőmérsékleten gázokat nem lehet összenyomással cseppfolyósítani

16

Reális gázok izotermái 2.



széndioxid megmért izotermái

kritikus hőmérséklet: 304,3 K (31,1 °C)

kritikus nyomás: 7.38 MPa (73,8 bar)

kritikus hőmérséklet felett:

gáz

kritikus hőmérséklet alatti légnemű:

gőz (összenyomással cseppfolyósítható)

szürke tartomány: gőz/folyadék egyensúly, nyomása az egyensúly gőznyomás

szürke tartománytól balra, kritikus hőmérséklet alatt:

folyadék

17

Ideális gáz és reális gázok téma

VÉGE



18