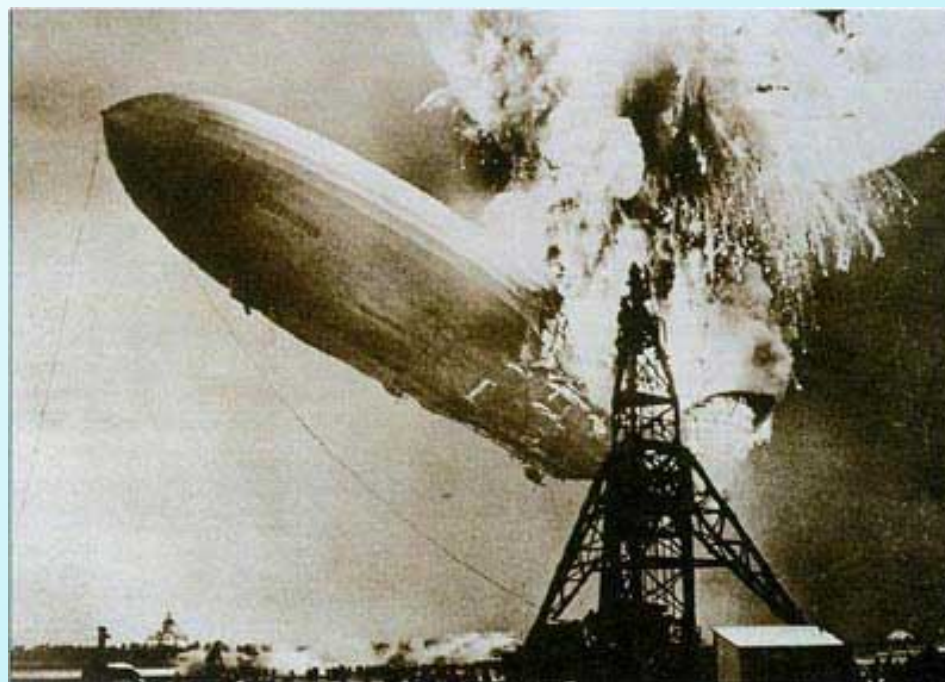


A gáz halmazállapot



A bemutatót összeállította: Fogarasi József, Petrik Lajos SZKI, 2011

Halmazállapotok, állapotjelzők

Az anyagi rendszerek a részecskék közötti kölcsönhatásoktól és az állapotjelzőktől függően különféle halmazállapotban lehetnek.

Közönséges körülmények között az anyagoknak általában háromféle halmazállapotát különböztetjük meg: a **gáz-**, a **folyadék-** és a **szilárd** halmazállapotot.

A kohézió nagysága a szilárd testekben a legnagyobb, a folyadékokban kisebb, a legkisebb a gázok atomjai, illetve molekulái között.

Az állapotjelzők:

Hőmérséklet	T, t	K, °C	$T = 273,15 + t$
Nyomás	p	$\text{Pa} = \frac{\text{N}}{\text{m}^2}$, bar	$10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ bar}$
Térfogat	V	m^3	
Anyagmennyiség	n	mol	
Koncentráció	$c, x \text{ stb.}$		

A gáz halmazállapot

A gáz halmazállapotú anyagi halmazban

- a részecskék közötti kohézió elhanyagolhatóan kicsi, ezért a részecskék mozgását semmiféle kölcsönhatás nem gátolja;**
- a részecskék tömege kicsi, ezáltal a hőmozgás sebessége nagy;**
- a rendelkezésre álló teret egyenletesen töltik ki.**

A gázcsepp mozgásuk során egymástól viszonylag távol vannak, taszító hatás sem érvényesül közöttük. Ez az oka, hogy a gázok összenyomással szemben nem mutatnak jelentős ellenállást, azaz könnyen összenyomhatók.

A tökéletes gázok

A gázok állapotváltozásai gáztörvényekkel írhatók le, ha feltételezzük tökéletes voltukat. Ehhez a következő kritériumoknak kell teljesülniük:

- A gázmolekulák saját térfogata elhanyagolható a gáz által betöltött térfogathoz képest
- A gázmolekulák egymásra sem vonzó, sem taszító hatást nem fejtenek ki, az ütközésektől eltekintve

A tökéletes gázok számos tulajdonsága független az anyagi minőségtől.

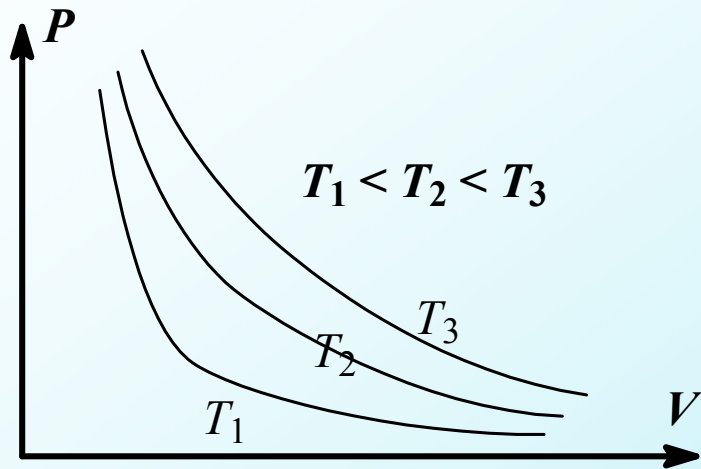
Tökéletes gázok		Reális gázok	
oxigén	O ₂	szén-dioxid	CO ₂
nitrogén	N ₂	klór	Cl ₂
hidrogén	H ₂	kén-dioxid	SO ₂
nemesgázok: hélium, neon, argon, kripton, xenon	He, Ne, Ar, Kr, Xe	ammónia	NH ₃
		hidrogén-klorid	HCl
		propán	C ₃ H ₈
		bután	C ₄ H ₁₀

A tökéletes gázokra érvényes összefüggések

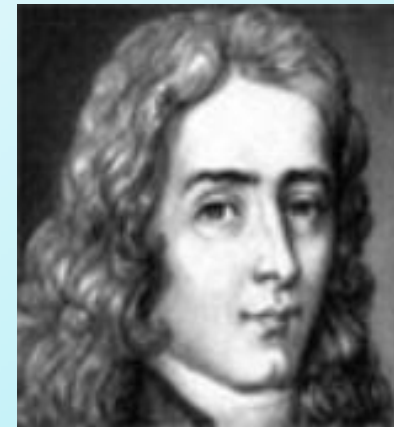
$n = \text{áll.}$ $T = \text{áll.}$ Az izoterm állapotváltozás

Adott gázmennyiség **nyomása és térfogata fordítottan arányos**, azaz **szorzatuk** állandó.

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$



Robert Boyle
(1627-1691)



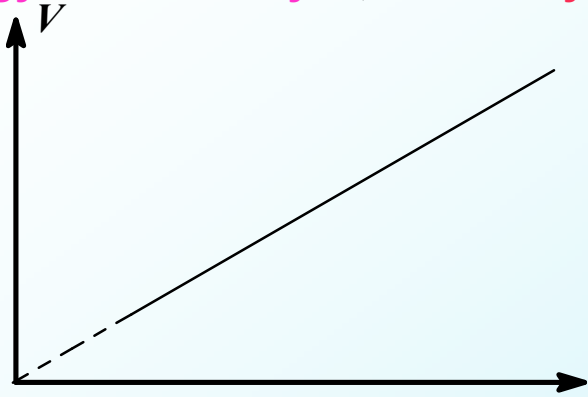
Edme Mariotte
(1620 – 1684)

A tökéletes gázokra érvényes összefüggések

Az izobár állapotváltozás

$$n = \text{áll.} \quad p = \text{áll.}$$

Adott gázmennyiség **abszolút hőmérséklete és térfogata egyenesen arányos**, azaz **hányadosuk állandó**.

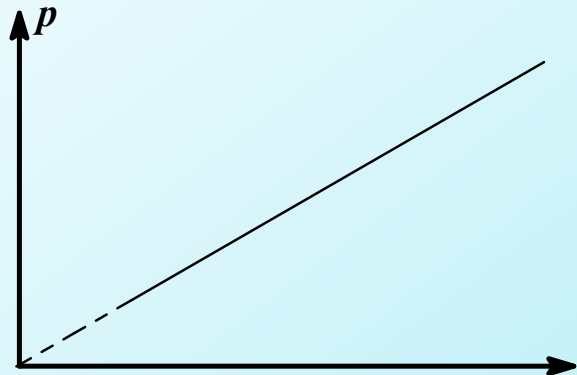


$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

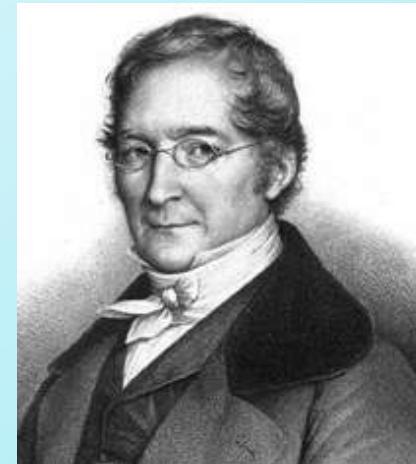
Az izoszter állapotváltozás

$$n = \text{áll.} \quad V = \text{áll.}$$

Adott gázmennyiség **abszolút hőmérséklete és nyomása egyenesen arányos**, azaz **hányadosuk állandó**.



$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$



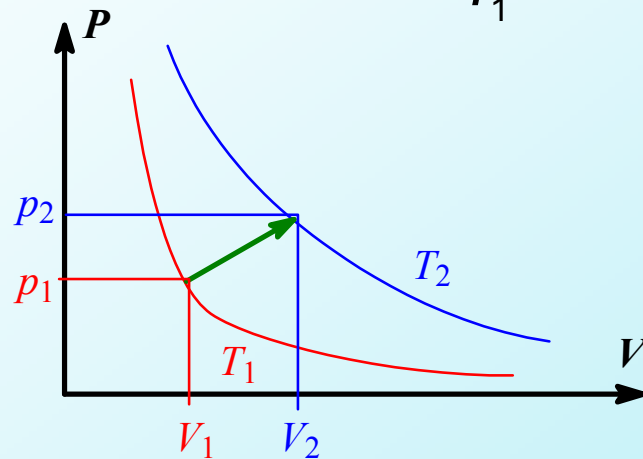
Joseph Louis Gay-Lussac
(1778 – 1850)

Az egyesített gáztörvény

$n = \text{áll.}$

A gyakorlatban csak nagyon ritkán mennek végbe a gázok állapotváltozásai úgy, hogy az **adott mennyiségű** gáz állapotváltozása során a hőmérséklet, vagy a nyomás vagy a térfogat állandó maradjon. A leggyakrabban, ha egy adott tömegű gáz valamelyik paraméterét megváltoztatjuk, akkor a másik két paramétere is meg fog változni. Ilyen esetekre a gázok állapotváltozását az **egyesített gáztörvény írja le.**

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$



Avogadro törvénye

Kémiai számításokban gyakran használjuk a gázhalmazállapotú anyagoknál a moláris térfogat fogalmát.

A moláris térfogat 1 mol standard (azaz 100 000 Pa) nyomású gáz térfogata.

Jele V_m , mértékegysége dm^3/mol .

A moláris térfogat azonos körülmények között minden gázra megegyezik.
A moláris térfogatok különböző hőmérsékleteken természetesen eltérő értékek.

1 mol gáz térfogatát moláris térfogatnak nevezzük. Jele: V_m

A moláris térfogat értéke standard nyomáson:

$$0 \text{ }^\circ\text{C} \text{ hőmérsékleten: } V_m = 22,41 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

$$20 \text{ }^\circ\text{C} \text{ hőmérsékleten: } V_m = 24,0 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

$$25 \text{ }^\circ\text{C} \text{ hőmérsékleten: } V_m = 24,5 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

A tökéletes gázok állapotegyenlete

Helyettesítsük be az egyesített gáztörvénybe a 0 °C és a standard nyomáshoz tartozó moláris térfogatot:

$$R = \frac{pV_m}{T} = \frac{101325 \text{ Pa} \cdot 22,41 \cdot 10^{-3} \frac{\text{m}^3}{\text{mol}}}{273,15 \text{ K}} = 8,314 \frac{\text{J}}{\text{mol K}}$$

Tetszőleges mennyiségű, azaz n mol gázra: $nR = \frac{pV}{T}$

Szokásos alakja:

$$pV = nRT$$

Az R az egyetemes gázállandó, vagy Regnault-féle állandó.



Henri Victor Regnault
1810-1878

A tökéletes gázok sűrűsége

A tökéletes gázok állapotegyenlete:

$$pV = nRT$$

Az anyagmennyiség m/M behelyettesítésével:

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

Átrendezve az egyenletet: $\frac{m}{V} = \frac{pM}{RT}$

A bal oldal épp a sűrűség: $\rho = \frac{pM}{RT}$

Gázok abszolút sűrűsége egyenesen arányos a nyomással és fordítva arányos az abszolút hőmérséklettel.

Gázok **relatív sűrűségének** értelmezésekor egy tetszőleges gáz sűrűségét viszonyítjuk a **vele azonos állapotú** másik gázhoz.

$$d = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{\frac{pM_1}{RT}}{\frac{pM_2}{RT}} = \frac{M_1}{M_2} \quad d = \frac{M_1}{M_2}$$

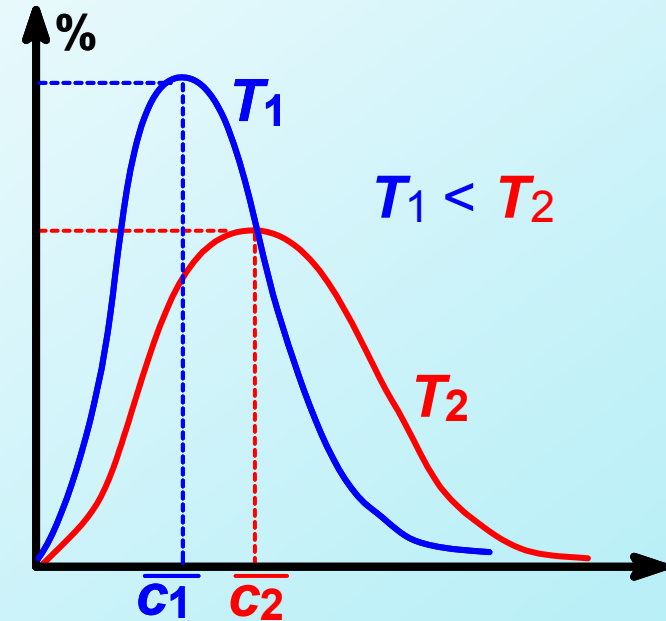
A gázok **relatív sűrűsége** tehát **független a gáz nyomásától és hőmérsékletétől**, kizárólag a **moláris tömegek aránya** határozza meg.

A gázok sebessége és energiája

A tökéletes gázok sebessége a következő képlettel számolható ki:

$$\bar{c} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Ez azonban csak **átlag**, hiszen az ütközések miatt az egyes molekulák sebessége eltérő lehet. A molekulák többsége az átlagsebességhez közeli értékkel mozog, de mindig van olyan molekula is, amely az átlagnál lényegesen **nagyobb**, vagy éppen **kisebb** sebességgel mozog.



Gázok **belső energiája** összefügg a sebességgel. Mivel a sebesség is függ a hőmérséklettől, így az energia is:

$$U = \frac{3}{2}RT$$

Gázok **belső energiája**, hasonlóan a sebességhez, molekulánként eltérő lehet, és a sebességeloszláshoz hasonló eloszlást mutat.

A gázok diffúziója

Ha egy edény válaszfalal elhatárolt részeiben két különböző minőségű, de azonos nyomású és hőmérsékletű gázt teszünk, a válaszfal eltávolítása után mindkét gáz áthatol a másik térbe mindaddig, míg a rendelkezésre álló térfogatot ki nem töltik. **Ez az önként végbemenő folyamat a diffúzió.**

A diffúzió **lassú** folyamat. Ennek oka, hogy a molekulák mozgásuk során gyakran ütköznek. Az ütközések között haladhatnak csak a részecskék egyenes vonalban a „céljuk” irányába az ütközések zezzugos pályára kényszeríti őket.

Graham-törvénye: a diffúziósebességek aránya a moláris tömegek négyzetgyökével fordítottan arányosak.

$$\frac{c_1}{c_2} = \frac{\sqrt{\frac{3RT}{M_1}}}{\sqrt{\frac{3RT}{M_2}}} = \frac{\sqrt{M_2}}{\sqrt{M_1}} \quad \Rightarrow \quad \frac{c_1}{c_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

A diffúzió feltétele a koncentráció-különbség. Növekedésével a diffúzió gyorsabb lesz.

A diffúzió sebességét a **hőmérséklet emelése** is növeli, mert nagyobb a részecskék sebessége.

A diffúzió sebességét a **nyomás csökkentése** is növeli, mert a részecskék ütközés nélkül nagyobb utat tudnak megtenni.

A reális gázok

A tökéletes gázok valójában nem léteznek, a tökéletes állapotot a permanens gázok viselkedése közelíti. (*Lásd a 4. dia.*)

A gázok többi – jelentős része – a reális (valódi) gázok csoportjába tartozik. A reális gázokra a tökéletes gázokra levezetett gáztörvények csak módosítással alkalmazhatók, hiszen a reális gázok viselkedése már anyagi minőségtől is függ.

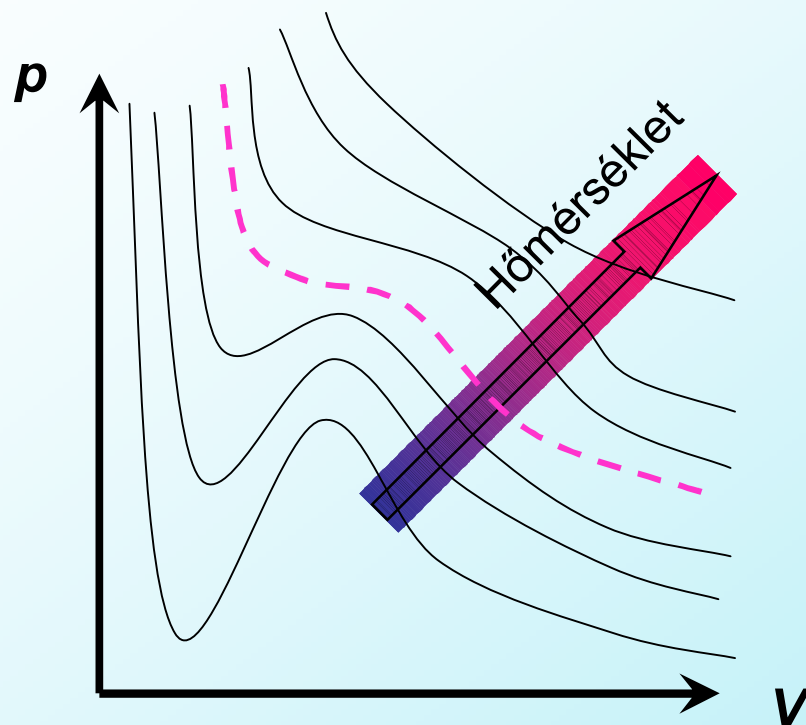
A reális gázok viselkedésének eltérése a tökéletes gázokétól két okra vezethető vissza:

- a reális gázok molekulái között fellépő kölcsönhatásokra (kohézió),
- a molekulák véges kiterjedésére.

A reális gázok állapotegyenlete, a Van der Waals egyenlet, anyagi minőségtől függő állandókat (a és b) is tartalmaz, de így is csak közelítően írja le az állapotváltozásokat:

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

A Van der Waals egyenlet grafikus értelmezése



A hőmérséklet növelésével egyre inkább megközelítjük a tökéletes állapotot, az izotermák egyre inkább hasonlítanak a Boyle-Mariott törvénynek megfelelő hiperbolához.

A színessel jelzett izoterma felett a gázok **nem cseppfolyósíthatók**. Ez a **kritikus hőmérséklet**. A kritikus hőmérséklet alatt a légnemű anyagot gőznek nevezzük.

Képletgyűjtemény a tökéletes gázokhoz

Izoterm állapotváltozás: $p_1V_1 = p_2V_2$ (Boyle – Mariotte tv.)

Izobár állapotváltozás: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ (Gay-Lussac I. tv.)

Izochor állapotváltozás: $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$ (Gay-Lussac II. tv.)

Egyesített gáztörvény: $\frac{p_1V_1}{T_1} = \frac{p_2V_2}{T_2}$

Tökéletes gázok állapotegyenlete: $pV = nRT$

Gázok abszolút sűrűsége: $\rho = \frac{pM}{RT}$

Gázok relatív sűrűsége: $d = \frac{M_1}{M_2}$

Gázok átlagsebessége: $\bar{c} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$

Gázok diffúziósebességének aránya: $\frac{c_1}{c_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$