
Hetedik előadás (Fizika)

A termodinamika a nagy részecskeszámú rendszerek fizikája ($N_A \approx 10^{23}$ db). A rendszer (\mathcal{R}) a világ azon része, amely képzelt vagy valós határolófalakkal van a környezettől (\mathcal{K} -tól) elválasztva. Ilyen nagy részecskeszámú rendszert régen mechanikailag lehetetlen volt kezelni. A nagyteljesítményű számítógépek elterjedésével a termodinamikai rendszerek leírása sem elképzelhetetlen, de ma sem könnyű feladat. A XVIII. században a termodinamikai rendszereket a makroszkopikus tulajdonságaik alapján vagy a belső folyamatok statisztikai elemzése alapján kezdték vizsgálni. Az első megközelítést *fenomenologikus termodinamikának*, a másodikat *statisztikus termodinamikának* nevezzük.

A klasszikus termodinamika alapproblémája a rendszer és a környezet közötti energiacsere leírása. Az energiacsere leggyakoribb módja a termikus kölcsönhatás, a munkavégzés és az anyagi kölcsönhatás:

$$\underbrace{dU}_{\text{energia változás}} = \underbrace{TdS}_{\text{termikus k.}} + \overbrace{-pdV}^{\text{munka v.}} + \underbrace{\mu dn}_{\text{anyagi k.}}$$

Ezt a kifejezést klasszikus termodinamika fundamentális összefüggésének nevezzük. U a gáZRészecskék rendezetlen mozgásához tartozó energiák összessége. Neve belső energia.

Paraméterek

A termodinamika rendszert igen nagyszámú fizikai mennyiségekből álló halmaz jellemez. Ezeket a fizikai mennyiségeket paramétereknek nevezzük. Néhány ilyen paraméter a következő: p : nyomás, V : térfogat, T : hőmérséklet, μ : kémiai potenciál, M : moláris tömeg, m : tömeg, ρ : sűrűség, e : elektromos töltés, Φ : elektromos potenciál, N : részecskeszám, U : belső energia, S : entrópia. A makroszkopikusan mérhető fizikai mennyiségeket állapotjelzőknek nevezzük. Egyensúlyban lévő termodinamikai rendszer jellemzéséhez mindössze három (p, V, T) állapotjelző elegendő!

Kvázisztatikus folyamatok

A klasszikus termodinamika ezért csak olyan folyamatokat vizsgál, amely végig egyensúlyi állapotokon keresztül mennek végbe. Ennek feltétele, hogy a folyamatnak nagyon lassúnak kell lennie (elvileg végtelen hosszú idő alatt kell végbemennie). Ha egy folyamat egyensúlyi állapotok sorozatából áll, ún. kvázisztatikus (majdnem egyensúlyi) folyamatnak nevezzük. Ilyen folyamatok szigorúan véve nem léteznek. A valódi folyamatokkal az ún. *nemegyensúlyi termodinamika* foglalkozik.

A hőmérséklet (melegedettségi fok)

Két test közül annak kisebb a hőmérséklete, amely felé termikus kölcsönhatás során energia áramlik. *Tehát termikus kölcsönhatás során a hőmérséklet határozza meg az energiaáramlás irányát.* Termoszkóp: olyan eszköz, amely valamilyen fizikai mennyiség hőmérsékletváltozás hatására bekövetkező változását méri. Ilyen mennyiségek a következők: térfogat, nyomás, elektromos ellenállás, szín, elektromos és mágneses anyagjellemzők. A termodinamikában abszolút hőmérsékleti skálát (kelvin skálát) használunk, melynek alappontja az abszolút zérus pont.

A nulladik főtétel

A termodinamika nulladik főtétele szerint a paraméterhalmazt *intenzív* és *extenzív* paraméterekre oszthatjuk. Az intenzív paraméterek függetlenek, míg az extenzív mennyiségek függnek a rendszer kiterjedésétől. Az intenzív mennyiségek *kiegyenlítő* mennyiségek, az extenzívek *összeadó*ók. A termodinamika nulladik főtétele szerint valamely kölcsönhatásrendszerhez tartozó egyensúly

létezésének szükséges és elégséges feltétele a kölcsönhatáshoz tartozó intenzív paraméterek egyenlősége. A termodinamika fundamentális összefüggése minden kölcsönhatást egy intenzív (zöld) és egy extenzív (piros) paraméterrel fejez ki:

$$dU = \underbrace{T dS}_{\text{termikus k.}} + \overbrace{-p dV}^{\text{munka v.}} + \underbrace{\mu dn}_{\text{anyag k.}}$$

Gáztörvények

A forró ritka gázokat ideális gázoknak nevezzük. Ez azt jelenti, hogy hőmérsékletük a kritikus hőmérsékletükhöz viszonyítva nagyobb. A gázok csak a kritikus hőmérsékletük alatt képesek folyadékká alakulni. Ekkor a gáz hideg és sűrű (reális gáz). Ideális gázok esetében a gázcseppcsek közötti intermolekuláris kölcsönhatás elhanyagolható. Régóta ismert tapasztalati tény, hogy ha a hőmérséklet és a gáz tömege nem változik, az ideális gáz nyomásának és térfogatának szorzata állandó: $p_1 V_1 = p_2 V_2$. Ez az ún. Boyle-Mariotte törvény. A összes gáztörvény összefoglalható az ún. egyesített gáztörvény alakjában:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \quad (\text{ha } m_1 = m_2)$$

A Boyle-Mariotte törvény ismerete rendkívül fontos a bűvárok számára. A hétköznapi életben a tapadókorong működése a Boyle-Mariotte törvényen alapul.

Állapotegyenletek

A gáztörvények nem világítanak rá, hogy a rendszer állapotjelzői milyen kapcsolatban vannak a gáz tömegével. Ezt a kapcsolatot az ún. termikus állapotegyenlet adja meg:

$$pV = \frac{m}{M} RT \quad \text{vagy} \quad pV = NkT,$$

ahol m a gáz tömege, M a moláris tömeg, R az ún. univerzális gázállandó $R \approx 8,314 \text{ J/molK}$ és T a hőmérséklet. A jobboldali alakban: N a gáz részecskéinek száma, k az ún. Boltzmann állandó ($1,38 \times 10^{-23} \text{ J/K}$). Ezek az állapotegyenletek csak ideális gázokra érvényesek.

Az első főtétel

Az ekvipartíció tétel miatt az ideális gázok belső energiája csak a hőmérséklettől függ: $U(T) = f/2NkT$. A tapasztalat szerint –ha a részecskeszám állandó– egy rendszer belső energiájának (hőmérsékletének) megváltozása kétféle módon mehet végbe, munkavégzéssel és hőközléssel (termikus kölcsönhatás során átadott energiával):

$$dU = \delta Q + \delta W.$$

Az energiacsere rendezett módját a munkavégzés, még a rendezetlen módját a hőközlés reprezentálja. Nagyon fontos, hogy az U belső energia állapotfüggvény, ami azt jelenti, hogy értéke független attól, hogy milyen állapotokon keresztül került az adott állapotba (életkor). Ezzel szemben a Q és a W folyamatfüggvények, amely azt jelenti, hogy az előző állapotok sorozata határozza meg értéküket (egészség). Erre utal a kissé szokatlan δQ és δW jelölés.