### Stavová rovnice

Plyn, který je *v rovnovážném stavu*, lze charakterizovat **stavovými veličinami**: **termo-dynamickou teplotou** *T*, **tlakem** *p*, **objemem** *V* a **počtem molekul** *N* (popř. **látkovým množstvím** *n* nebo **hmotností plynu** *m*). Rovnice, který vyjadřuje vztah mezi těmito veličinami, se nazývá **stavová rovnice**.

p ⋅ V = N ⋅ k ⋅ T

*k* je **Boltzmannova konstanta** k = 1,38 ⋅ 10–23 J ⋅ K–1

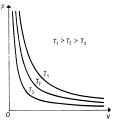
p ⋅ V = n ⋅ R ⋅ T

**molární plynová konstanta** R = NA ⋅ k = 8,314 J ⋅ K–1 ⋅ mol–1

Látkové množství *n* lze určit podílem hmotnosti plynu *m* a molární hmotnosti plynu *M*m

### Tepelné děje v plynech

Při tepelných dějích se mění hodnoty stavových veličin.

**Izotermický děj**

Teplota se nemění → T = konst.

Ze stavové rovnice vyplyne →

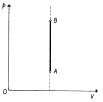
p ⋅ V = konst.

p1 ⋅ V1 = p2 ⋅ V2 → {zákon Boylův-Mariottův}

*Z toho, že se nemění teplota, vyplývá, že se nemění ani vnitřní energie plynu.*

ΔU = 0 ⇒ Q = – W = W′

**Teplo přijaté ideálním plynem při izotermickém ději se rovná práci, kterou plyn při tomto ději vykoná.**

**Izochorický děj**

Objem se nemění → V = konst.

Ze stavové rovnice vyplyne →



 ⇒ {zákon Charlesův}

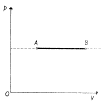
*Nemění se objem plynu, proto je práce, kterou vykoná plyn, nulová.*

ΔU = QV

QV = m ⋅ cv ⋅ ΔT,

*c*v je **měrná tepelná kapacita plynu při stálém objemu**

**Teplo přijaté ideálním plynem při izochorickém ději se rovnu přírůstku jeho vnitřní energie.**

**Izobarický děj**

Tlak plynu se nemění → p = konst.

Ze stavové rovnice vyplyne →



 ⇒ {zákon Gay-Lussacův}

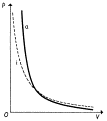
Zvýšíme-li teplotu ideálního plynu stálé hmotnosti izobaricky o stejnou hodnotu Δ*T* jako u děje izochorického, přijme plyn teplo

Qp = m ⋅ cp ⋅ ΔT,

*c*p je **měrná tepelná kapacita plynu při stálém tlaku**

ΔU = Qp – W → plyn při izobarickém ději přijme teplo, jehož část se spotřebuje na zvýšení vnitřní energie tělesa a část na vykonanou práci (aby plyn vyrovnal tlak, musí zvětšit svůj objem a tím koná práci).

Protože se teplota při izobarickém ději zvýšila o stejnou teplotu jako u izochorického děje, je změna vnitřní energie u obou dějů stejná. Teplo přijaté při izobarickém ději je ale větší, protože se musí ještě vykonat práce při rozpínání plynu. Proto je i cp > cV.

**Adiabatický děj**

Při adiabatickém ději je teplo, které si předala soustava s okolím, nulové

Q = 0 ΔU = W

→ adiabaticky izolovaná soustava je taková soustava, u které nemůže dojít k tepelné výměně mezi ní a okolním prostředím, ale může dojít k silovému působení a tím ke konání práce.

Pro adiabatický děj platí Poissonův zákon:

p ⋅ Vκ = konst. → ;

*κ* je Poissonova konstanta

;

κ > 1.

Pro plyn s jednoatomovými molekulami κ ≈ 5/3, pro plyn s dvouatomovými molekulami κ ≈ 7/5

Průběh tepelných dějů se zakresluje do **pV diagramu**.

Grafy stavu plynu v jednotlivých dějích se nazývají **izoterma, izochora, izobara a adiabata**. Izoterma je křivka nepřímé úměrnosti, izochora je svislá přímka, izobara naopak vodorovná přímka. Adiabata je křivka podobná izotermě, ale je strmější.