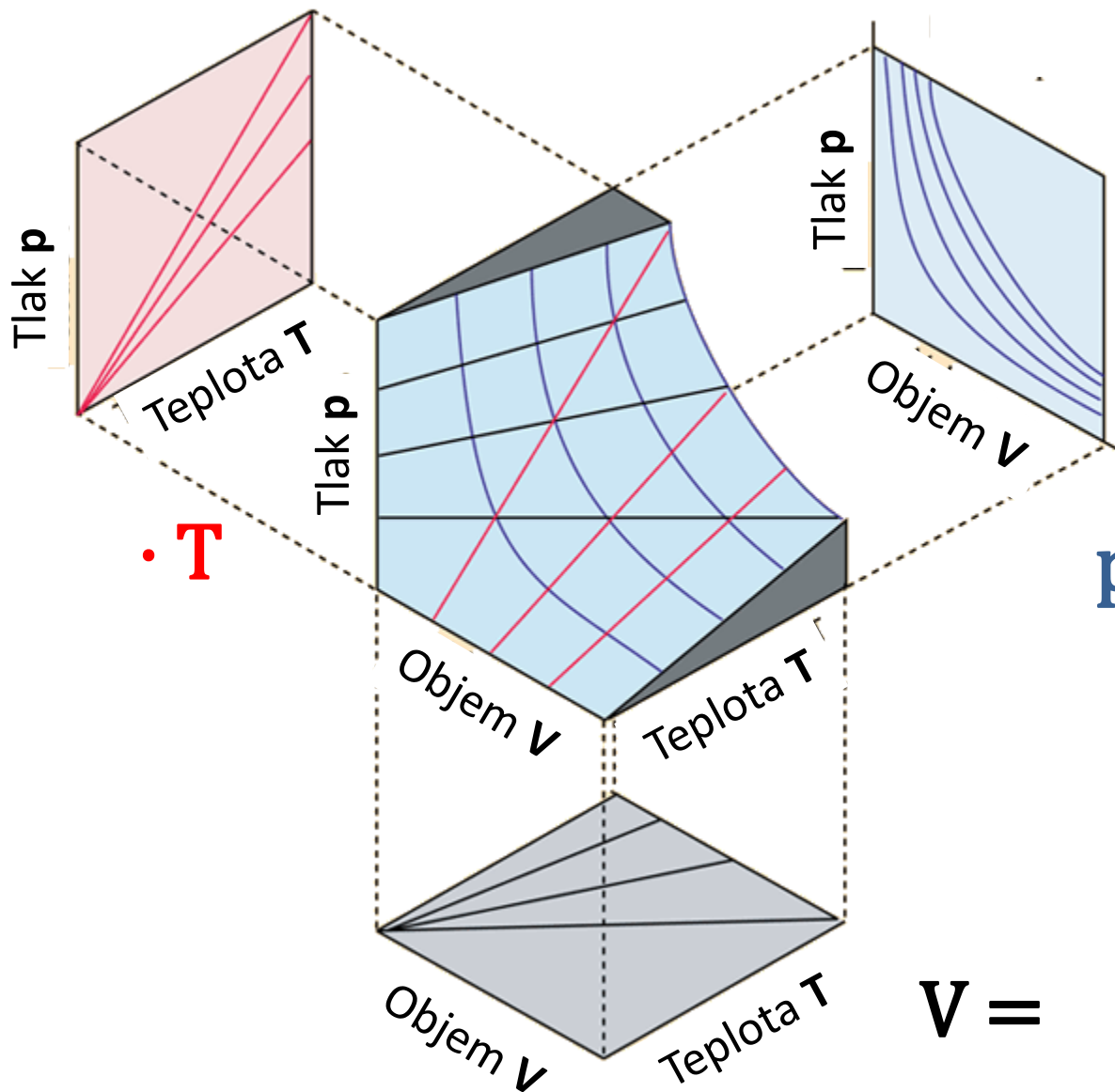


Reálné plyny

C4020, Přednáška 4

Propojení zákonů p-T, p-V, V-T



$$p = \dots \cdot T$$

$$p = \frac{\dots}{\dots}$$

$$V = \dots$$

+ závislost na n

→ Stavová rovnice ideálního plynu

$$pV =$$

Limitní zákon pro chování plynů

Slouží k definici pojmu ideální plyn ve fenomenologické termodynamice

Tj. pro konstantní množství plynu je *stav určen* dvěma proměnnými

Rané experimentální studie chování plynů

(1783:
Vesničané v
Gonesse
útočí na první
H balón,
konstruovaný
J. Charlesem)



Stav konstantního množství plynu je určen **dvěma proměnnými bez ohledu na to, zda se plyn chová ideálně nebo reálně.**

Směsi plynů: Pojem parciálního tlaku

Původní význam pojmu (motivovaný ideálními plyny):

Parciální tlak složky ve směsi =
**tlak, který by tato složka měla,
kdyby sama vyplňovala celý objem směsi.**

Současná definice (pro ideální i reálné plyny):

**Parciální tlak
složky A**



$$p_A = \frac{n_A \cdot R \cdot T}{V_S}$$

Objem celé směsi

Tento vztah zajišťuje, že suma částí bude rovna celku. Proč?
Protože látková množství jsou přesně aditivní.

Porovnáme-li parciální tlak některé ze složek s tlakem celkovým:

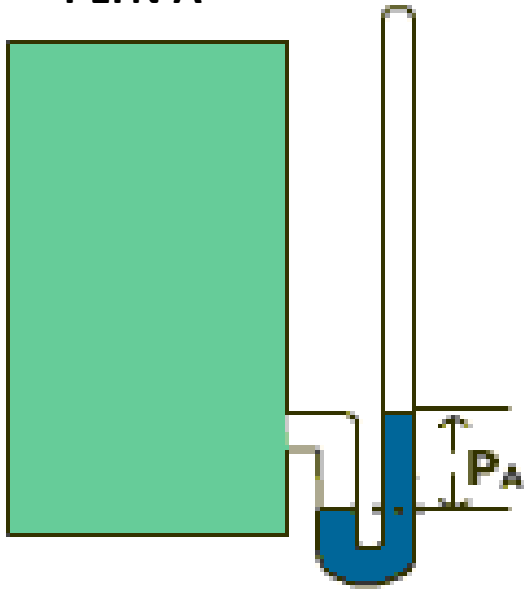
$$\frac{p_B}{P} = \frac{\frac{n_B RT}{V_S}}{\frac{(n_A + n_B + n_C + \dots)RT}{V_S}} = \frac{n_B}{n_A + n_B + n_C + \dots} = X_B$$

Zjistíme, že je přímo úměrný molárnímu (objemovému) zlomku plynné složky ve směsi

$$p_B = X_B \cdot P$$

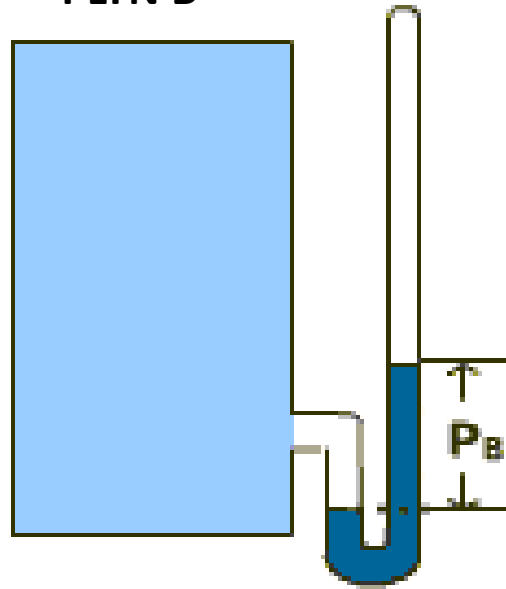
Daltonův zákon parciálních tlaků

PLYN A



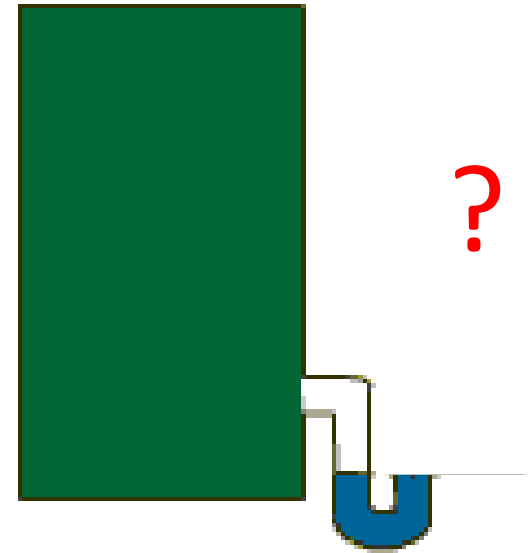
$P = 300 \text{ mm Hg}$

PLYN B



$P = 400 \text{ mm Hg}$

SMĚS PLYNŮ A, B



$P = ?$
 $=$

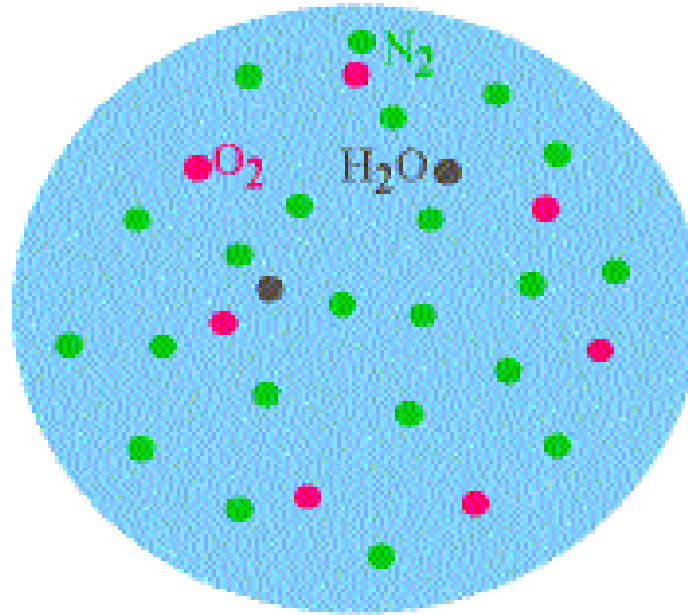
V případě **silných interakcí** mezi molekulami plynů A a B jsou stále aditivní p_A , p_B definované pomocí n_A , n_B ale nejsou aditivní tlaky, které by tyto složky měly, kdyby samy vyplňovaly celý objem směsi! (*sociologická analogie*)

Příklad velikostí parciálních tlaků jednotlivých plynů ve vzduchu

N_2 - 78%

O_2 - 21%

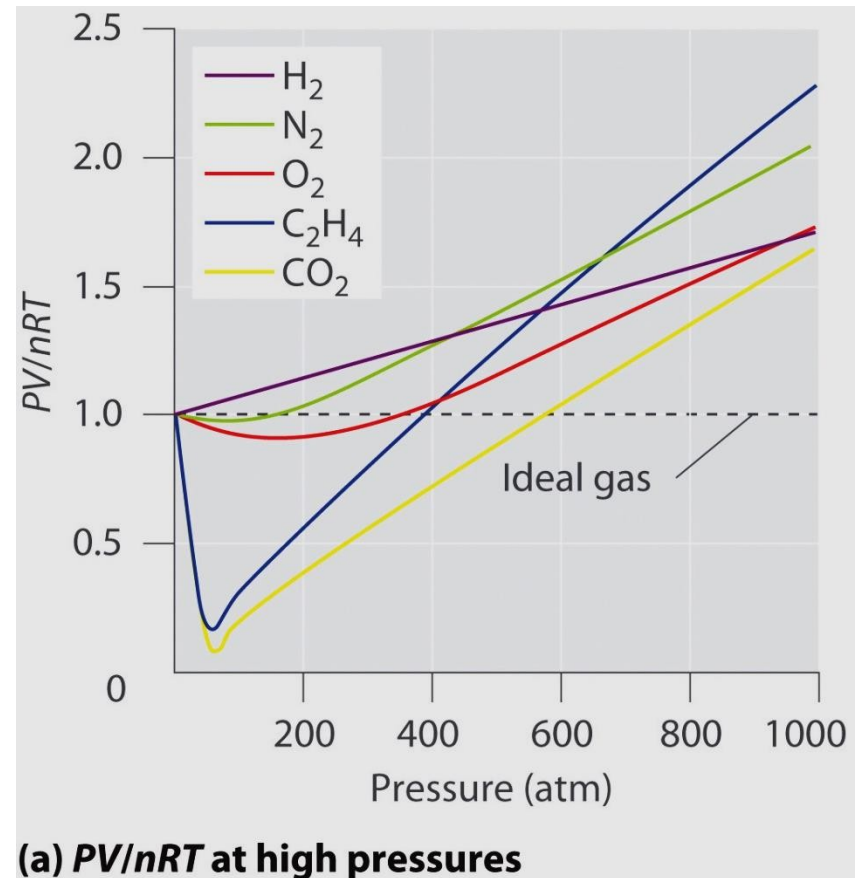
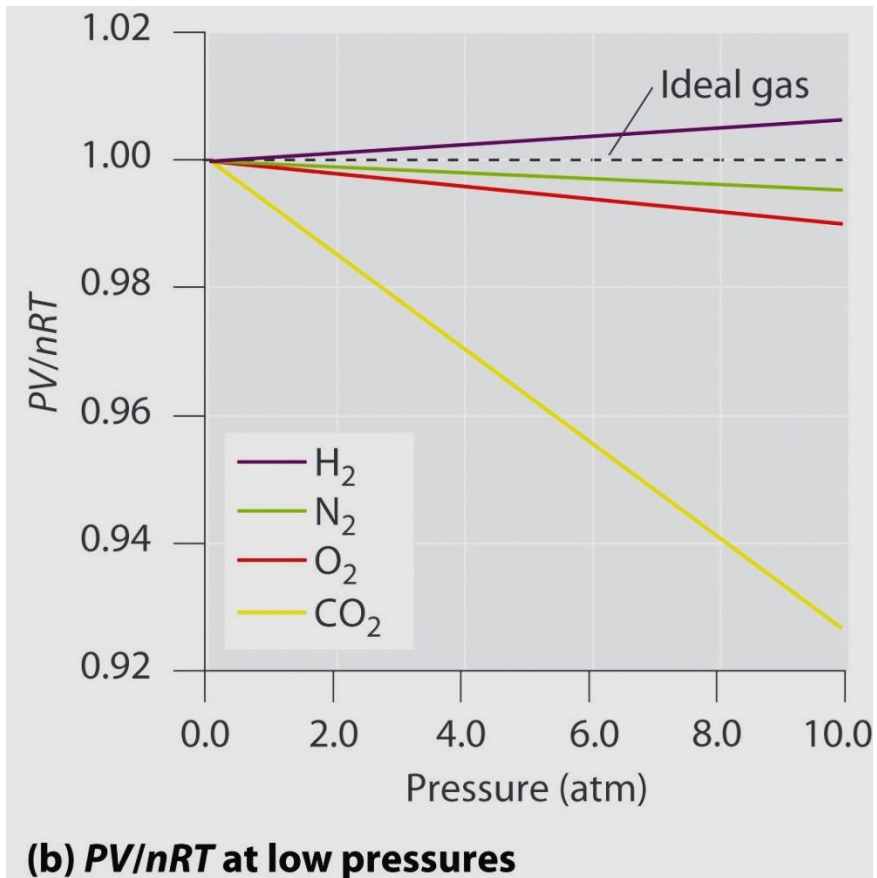
H_2O - 1%



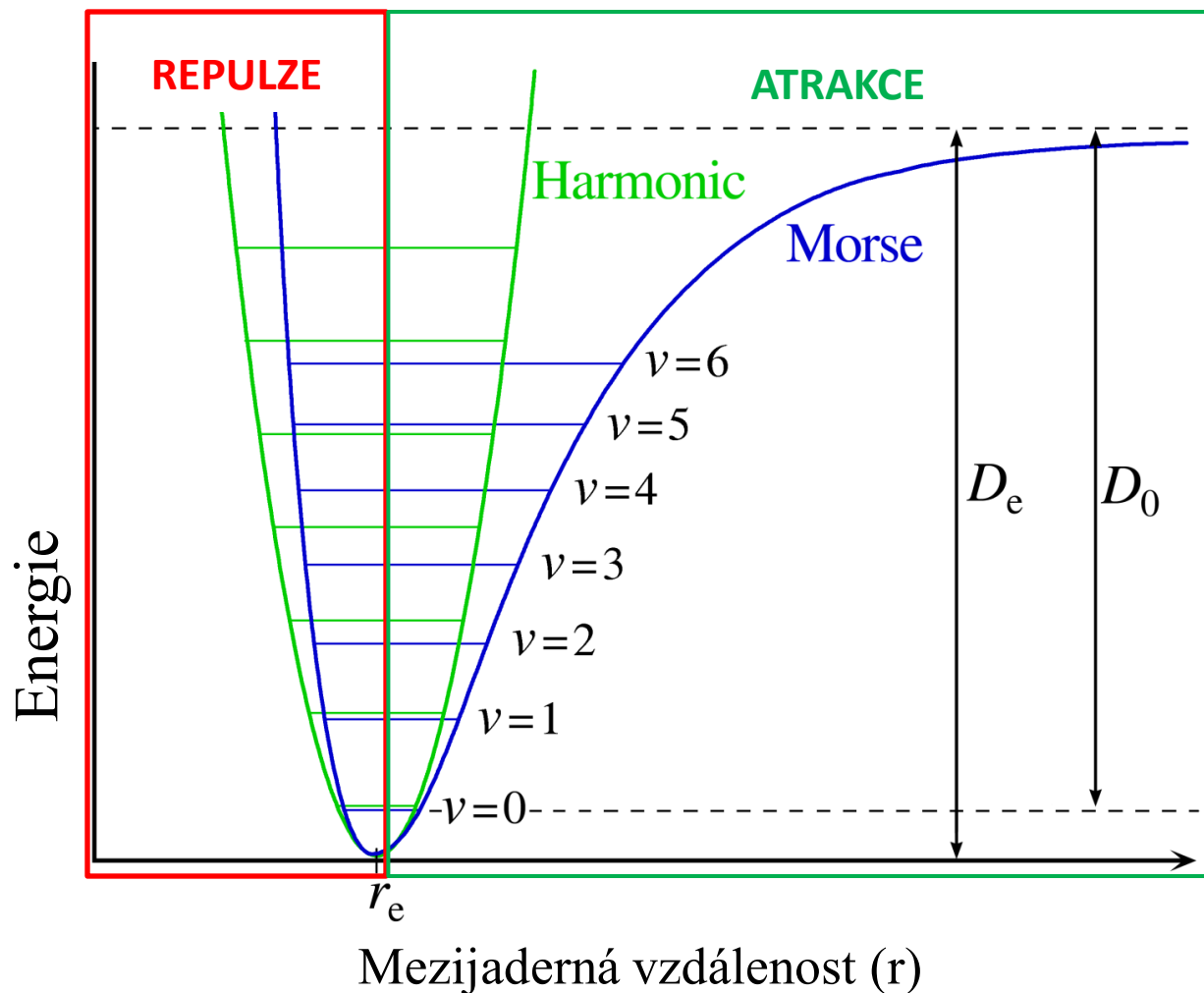
$$P_{\text{total}} = P_{N_2} + P_{O_2} + P_{H_2O}$$

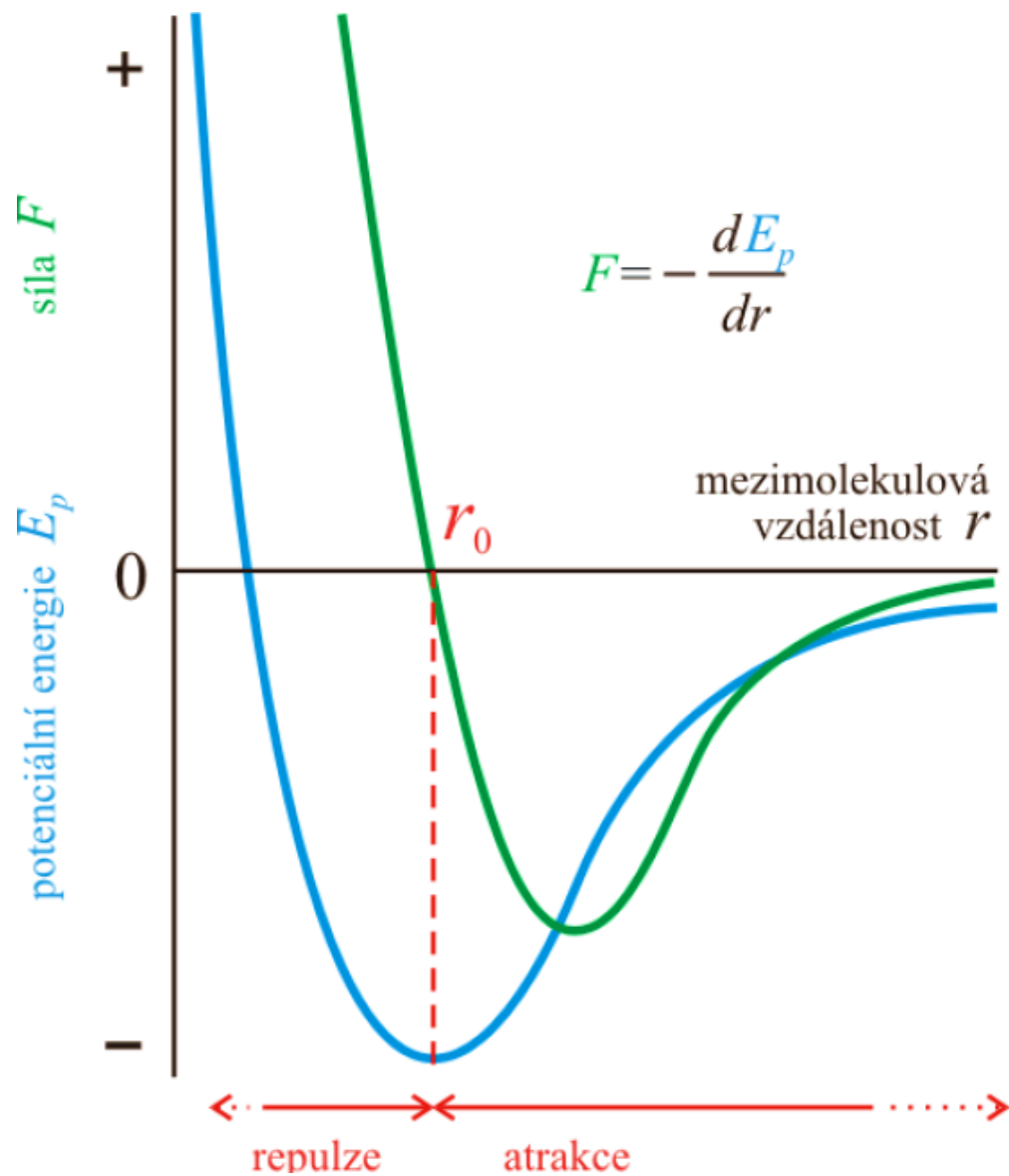
$$P_{\text{total}} = 1000\text{mb} = 780\text{mb} + 210\text{mb} + 10\text{mb}$$

Reálné plyny se odchyľují od $pV=nRT$



Potenciální energie dvouatomové molekuly v závislosti na vzdálenosti jader

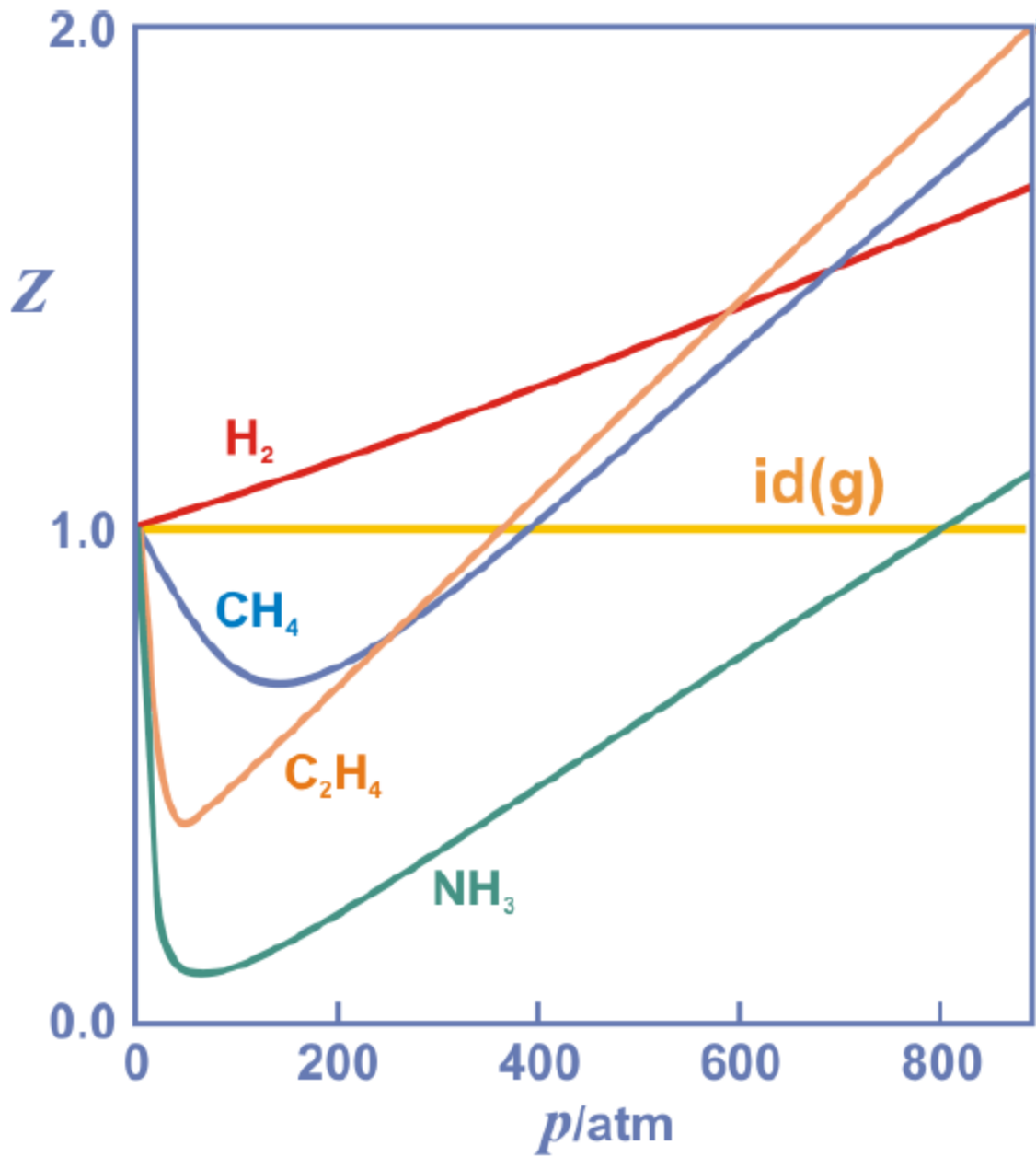




Interagující molekuly

potenciální energie interakce
a odpovídající síla

- $> r_0$... plyn je více stlačitelný než id(g)
 - $< r_0$... plyn je méně stlačitelný než id(g)
 - $\gg r_0$... zanedbatelné interakce \sim id(g)
- repulzivní síly - relativně krátký dosah
atraktivní síly - relativně dlouhý dosah

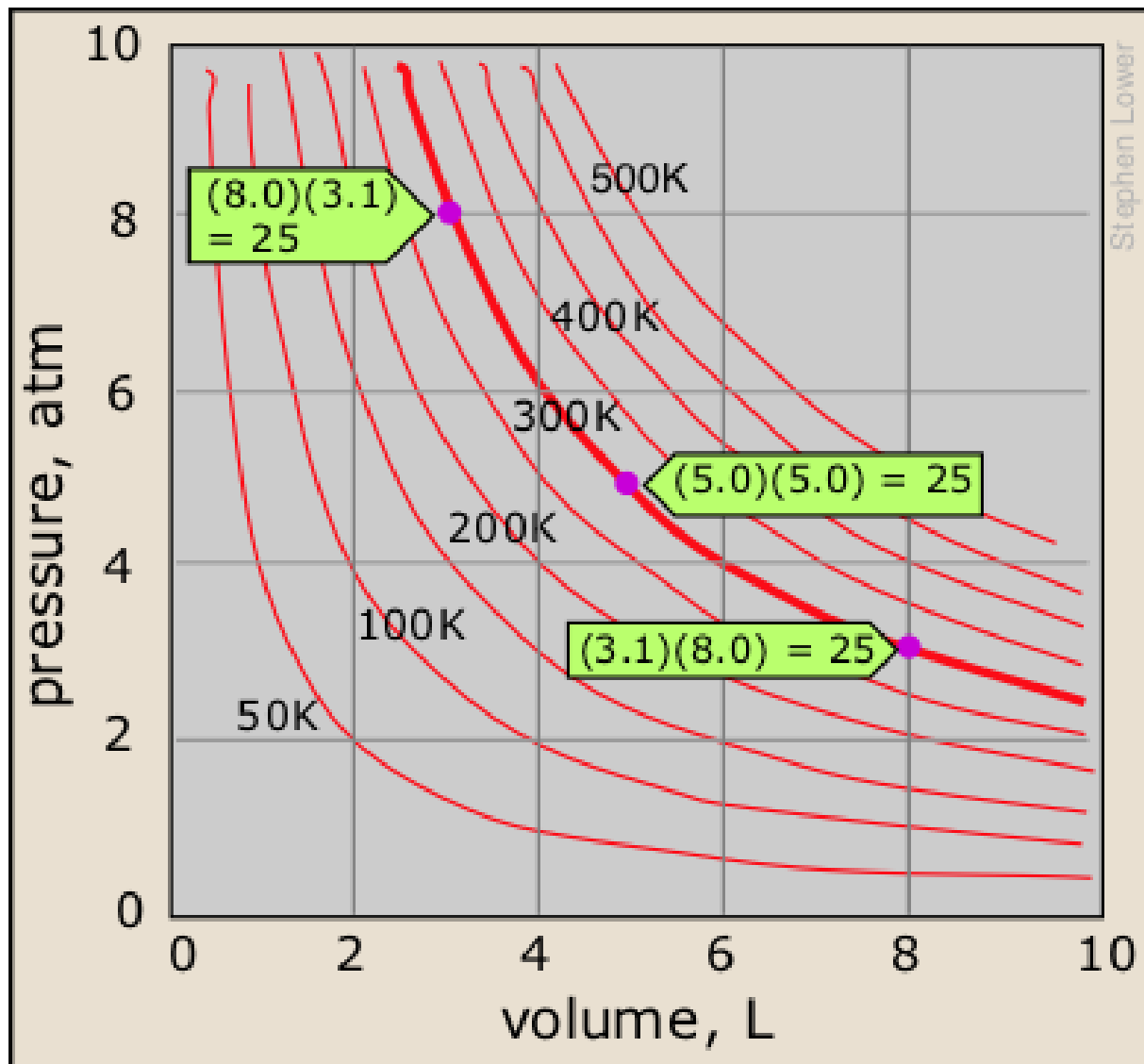


kompresibilitní faktor

$$z = \frac{V_m}{V_m^{\text{id}}} = \frac{pV_m}{RT}$$

$$z = 1 \quad \text{pro id(g)}$$

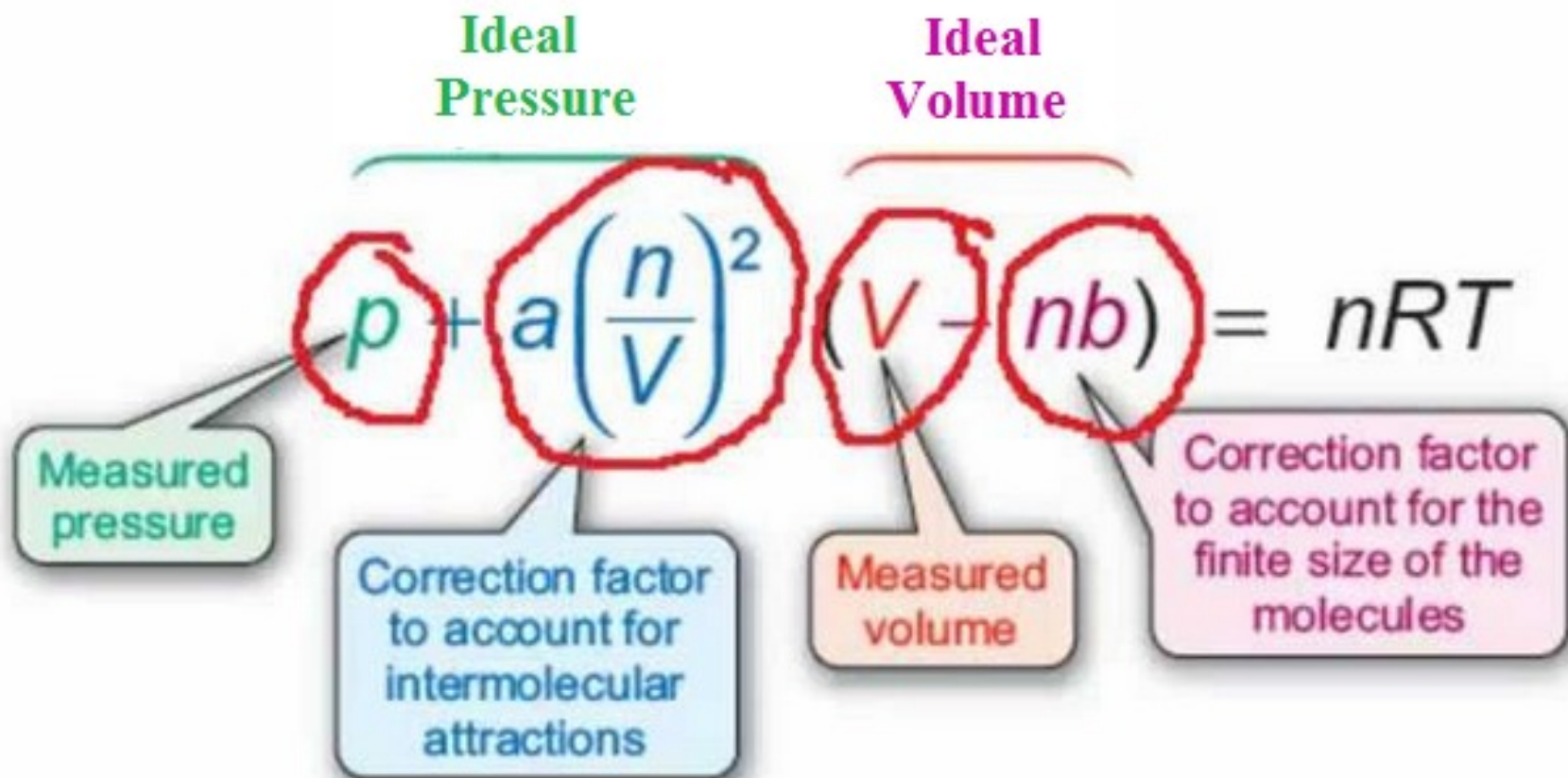
Izotermy ideálního plynu



Co připomínají vztahy v rámečkách?

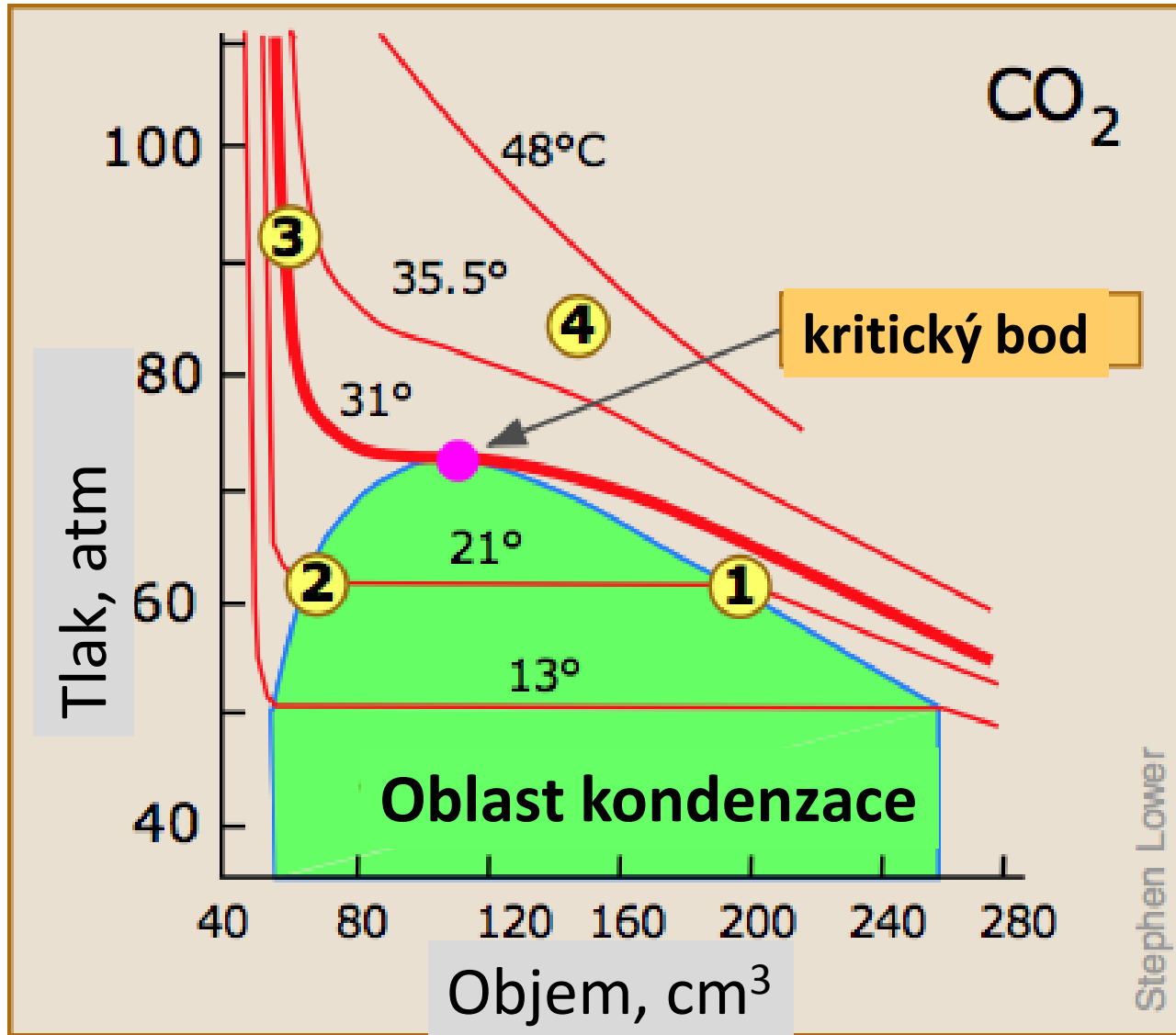
První rozšíření stavové rovnice id g:

(Van der Waals, dnes hlavně pedagogický význam)



Van der Waalsovy síly, pojmenované po nizozemském fyzikovi Johannesi Dideriku van der Waalsovi, jsou přitažlivé nebo odpuzivé interakce mezi molekulami. Jsou slabší než kovalentní, koordinační vazby a vodíkové můstky.

Kondenzace plynu



Izotermy
reálného
plynu