

PODSTAWOWE PRAWA GAZOWE

- 1). Zależność objętości gazu doskonałego od ciśnienia, przy stałej temperaturze
(**Prawo Boyle’a–Marriotte’a**, 1660-1676)

Objętość V danej masy gazu doskonałego jest odwrotnie proporcjonalna do jego ciśnienia p , przy zachowaniu stałej temperatury T .

$$V \sim \frac{1}{p} \quad V = \frac{const}{p} \quad \boxed{pV = const}$$

- 2). Zależność objętości gazu doskonałego od temperatury, przy stałym ciśnieniu
(**Prawo Gay-Lussaca** lub inaczej **prawo Charlesa**, 1787-1808)

Pod stałym ciśnieniem p objętość V danej masy gazu doskonałego jest wprost proporcjonalna do temperatury bezwzględnej T .

$$V \sim T \quad V \sim const \cdot T \quad \boxed{\frac{V}{T} = const}$$

- 3). Zależności między objętością V , ciśnieniem p i temperaturą T gazu opisują
tzw. **równania stanu gazu doskonałego**

a). $\frac{pV}{T} = const$ $\boxed{\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}}$

- b). równanie Clapeyrona

$$\boxed{pV = nRT}$$

gdzie: n – liczba moli gazu [mol]

R – stała gazowa ($R=8,31447 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$)

4). Prawo Avogadra (hipoteza Avogadra)

Liczby cząsteczek różnych gazów są sobie równe w określonej objętości, przy stałym ciśnieniu i temperaturze zakładając, że gazy te właściwościami są zbliżone do gazu doskonałego.

Empirycznie dowiedziono, że 1 mol dowolnego gazu w warunkach normalnych ($T = 273,15 \text{ K}$, $p = 101\,325 \text{ Pa}$) zajmuje objętość nazywaną **objętością molową**

$$V_0 = 0,022414 \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1} = \mathbf{22,414 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}}$$

Natomiast **stała Avogadra** – jest to liczba cząsteczek dowolnej substancji znajdująca się w 1 molu: $N_A = \mathbf{6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}}$

Z powyższych praw można wyprowadzić również wzór na **gęstość gazu d** :

$$d = \frac{M}{V_0}$$

gdzie: M – masa molowa [g mol^{-1}]
 V_0 – objętość molowa gazów w temperaturze T i pod ciśnieniem p , wyznaczana z równań stanu gazu

5). Prawo Daltona (prawo ciśnień cząstkowych)

Ciśnienie mieszaniny gazów p równa się sumie ciśnień, jakie wywierałyby poszczególne składniki mieszaniny gdyby były same w danej objętości. Ciśnienie całkowite mieszaniny gazowej jest równe sumie ciśnień parcjalnych (cząstkowych) wszystkich składników p_i .

$$p = \sum_{i=1}^k p_i \quad \text{czyli: } \boxed{p = p_1 + p_2 \dots + p_k}$$

6). Prawo Henry'ego

Prężność pary substancji rozpuszczonej nad jej roztworem zmienia się proporcjonalnie ze składem roztworu. Prawo to spełniane jest przez lotne substancje rozpuszczone w rozcieńczonych roztworach.

$$p_A = k \cdot x_A \quad \boxed{p_A = k_H \cdot c_A} \quad \text{gdzie: } k_H \text{ – stała Henry'ego } [\text{Pa mol}^{-1} \text{ dm}^3]$$

SPOSOBY WYRAŻANIA STĘŻEŃ GAZÓW

1). Ułamek molowy x_i

$$x_A = \frac{n_A}{n} = \frac{p_A}{p} = \frac{V_A}{V}$$

gdzie: n_A, n – liczba moli składnika A oraz całkowita w mieszaninie
 p_A, p – ciśnienie cząstkowe składnika A i całkowite mieszaniny

2). Ciśnienie parcjalne (cząstkowe) p_A

$$p_A = x_A p = \frac{V_A}{V} p$$

3). Stężenie objętościowe c_V (dokładniej: objętościowo-objętościowe)

Wyrażane jest w:

a). procentach objętościowych:

$$c_V = \frac{V_A}{V} \cdot 100 \quad [\%]$$

gdzie: V_A – objętość składnika A

V – objętość mieszaniny np. powietrza

b). ppm lub ppb (częściach na milion lub miliard)

$$c_V = \frac{V_A}{V} \cdot 10^6 \quad [ppm]$$

$$c_V = \frac{V_A}{V} \cdot 10^9 \quad [ppb]$$

4). Stężenie masowe c_M (dokładniej masowo-objętościowe $c_{M/V}$)

$$c_M = \frac{m_A}{V} \quad [mg \ m^{-3}] \text{ lub } [\mu g \ m^{-3}]$$

PRZELICZANIE STĘŻEŃ GAZÓW

1). Z równań na c_V , c_M i d można wyprowadzić zależności pomiędzy nimi:

$$c_M [\text{mg m}^{-3}] = \frac{M}{V_0} c_V [\text{ppm}]$$
$$c_M [\text{μg m}^{-3}] = \frac{M}{V_0} c_V [\text{ppb}]$$

ogólnie : $c_M = A \cdot c_V$

gdzie: M – masa molowa gazu [g mol^{-1}]
 V_0 – objętość molowa [$\text{dm}^3 \text{mol}^{-1}$] gazów w temperaturze T i pod ciśnieniem p ,
wyznaczana z równań stanu gazu

Współczynnik $A = \frac{M}{V_0}$ (gęstość zanieczyszczenia gazowego) jest zależny od:

- rodzaju substancji gazowej (różna masa molowa M)
 - warunków pomiaru (ciśnienie i temperatura wpływają na V_0)
- stąd umiejętność jego wyliczenia jest niezbędna.