

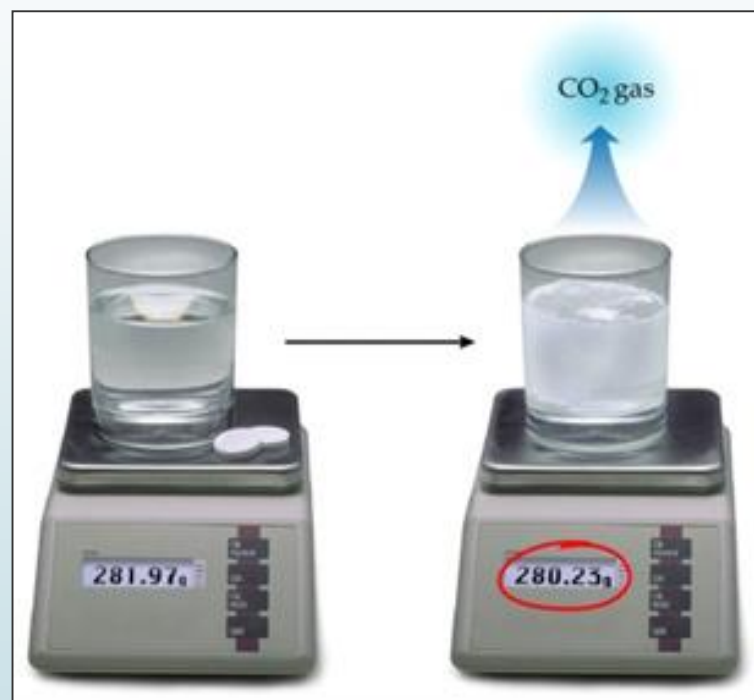
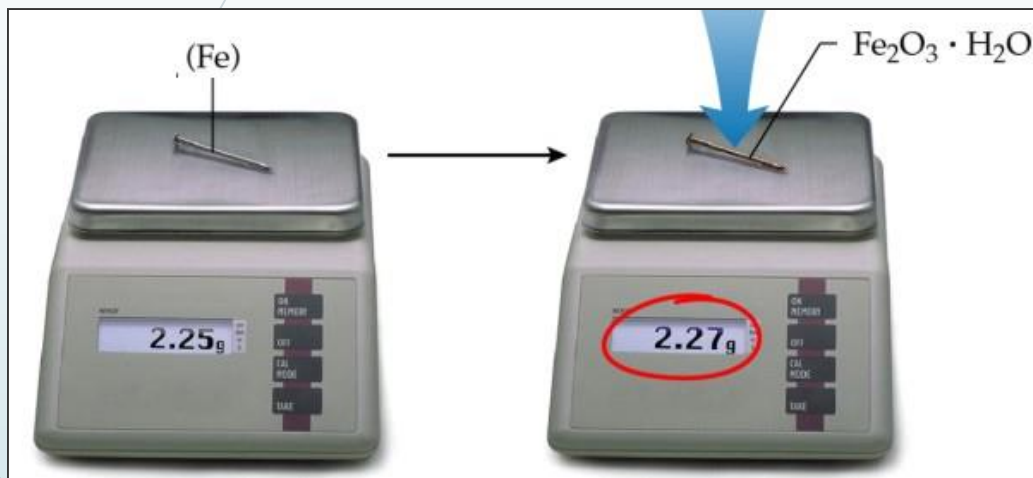


1.4.

Podstawowe prawa chemiczne

Prawo zachowania masy (Lavoisier-Łomonosowa)

łączna suma mas substratów równa się łącznej masie produktów reakcji chemicznej



Prawo zachowania materii (Einstein)

$$E = mc^2$$

Uogólnione prawo zachowania materii

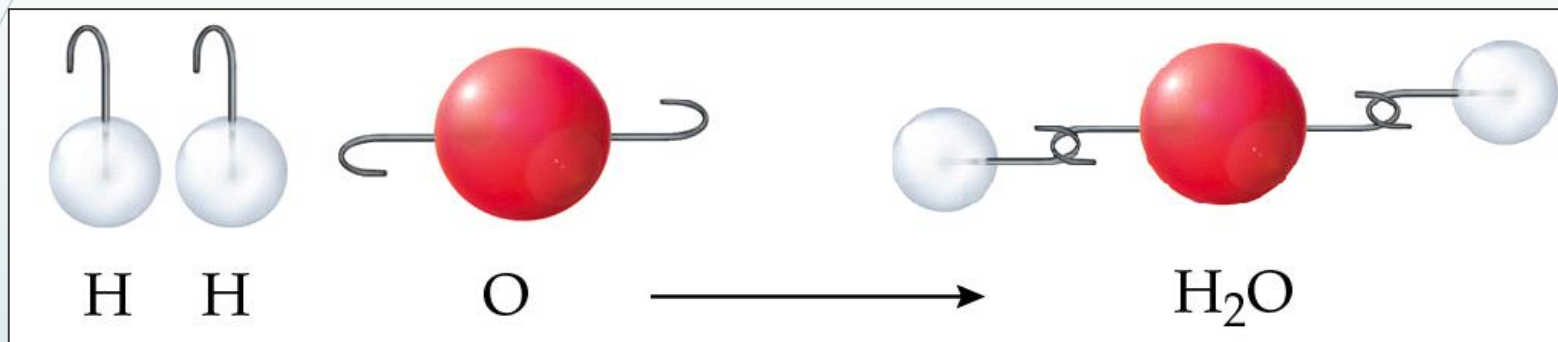
$$(E_j + m_j c^2) = \text{const}$$

E_j - energia zawarta wewnątrz układu w różnych postaciach,
 m_j - masy składające się na układ substancji.

Prawo stałości składu (Proust) - Prawo stosunków stałych

1.4.3

W przeciwieństwie do mieszanin fizycznych, które można sporządzić z danych składników w dowolnych stosunkach wagowych, reakcje chemiczne przebiegają jedynie przy zachowaniu ściśle określonej proporcji substratów.



Przykład: Stałe stosunki wagowe pierwiastków w związkach

Lp	Związek chemiczny	Wzór cząsteczkowy	Stosunek wagowy pierwiastków
1.	Woda	H ₂ O	H : O = 1 : 8
2.	Amoniak	NH ₃	H : N = 1 : 4,66
3.	Metan	CH ₄	H : C = 0,333 : 1
4.	Acetylen	C ₂ H ₂	H : C = 0,084 : 1

Ilości molowe jakichkolwiek substancji w stanie gazowym zajmują w tych samych warunkach fizycznych jednakowe objętości. Obliczono, że jeden mol jakiegokolwiek gazu zajmuje w warunkach normalnych / temp. 0°C, ciśnienie 1013 hPa / objętość 22,4 dm³. Objętość tę nazywa się objętością molową.

Prawo stosunków wielokrotnych (Dalton-1804)

Jeżeli dwa pierwiastki zdolne są tworzyć z sobą więcej niż jeden związek chemiczny, to w związkach tych ilości wagowe jednego pierwiastka, przypadające na stałą ilość wagową drugiego pierwiastka, pozostają do siebie w stosunku niewielkich liczb całkowitych.

Wodór i tlen tworzą dwa związki: H₂O i H₂O₂. Z taką samą ilością wagową wodoru, wynoszącą 2,016 g w jednym z tych związków związane jest 16 g tlenu, a w drugim 32 g tlenu. Wzajemny stosunek wagowy ilości tlenu związanego w związkach z taką samą ilością wagową wodoru wyraża się liczbami 1 : 2.

Azot i tlen tworzą ze sobą pięć różnych tlenków N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₅. W poszczególnych tlenkach azotu na 14 g azotu przypada odpowiednio: 8, 16, 24, 32, 40 g tlenu. Wzajemny stosunek ilości wagowych tlenu związanego z jednakową ilością wagową azotu wyraża się prostymi liczbami całkowitymi 1 : 2 : 3 : 4 : 5

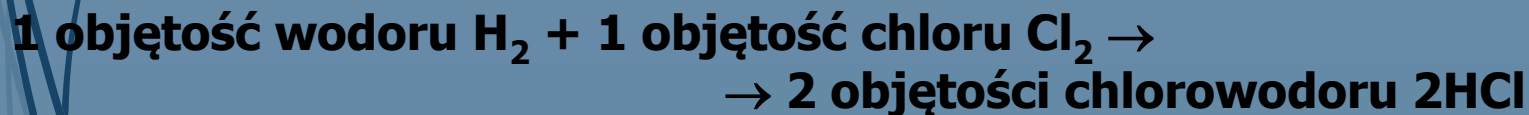
Prawo stosunków objętościowych (Gay-Lussac 1808)

Jeżeli reagujące ze sobą substancje znajdują się w stanie gazowym, to objętości poszczególnych gazów zarówno substratów, jak i gazowych produktów reakcji, pozostają do siebie w stosunku niewielkich liczb całkowitych.

Prawo to jest prostą konsekwencją prawa Avogadra, według którego jednakowe objętości wszystkich gazów, mierzone w tych samych warunkach fizycznych, zawierają jednakową liczbę cząsteczek.

Przykład:

Jeżeli w dwóch jednakowych objętościach znajduje się po $6,023 \cdot 10^{23}$ cząsteczek wodoru H_2 i chloru Cl_2 , to w reakcji między nimi



tworzy się chlorowódór w ilości $2 \cdot 6,023 \cdot 10^{23}$ cząsteczek, gdyż z każdej cząsteczki H_2 oraz Cl_2 powstają dwie cząsteczki chlorowodoru.

Prawa gazowe (*treści fakultatywne*)

Izoterma (Boyl'a-Mariotte'a)

Izobara (Charlesa – Gay-Lussaca)

Izochory (Gay-Lussaca)

Równanie Clapeyrona

Równanie Van der Waalsa

Prawo Daltona (ciśnienie parcyjnych)

Ciśnienie:

$$\mathbf{N \cdot m^{-2} = Pa}$$

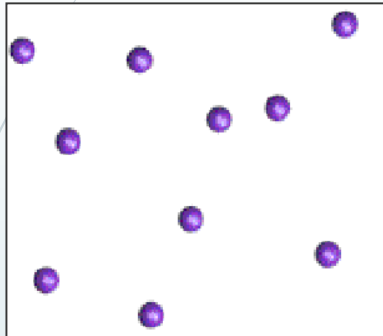
$$\mathbf{1 atm = 101.3 kPa}$$

Temperatura

$$\mathbf{T [K] = t [^{\circ}C] + 273.15}$$

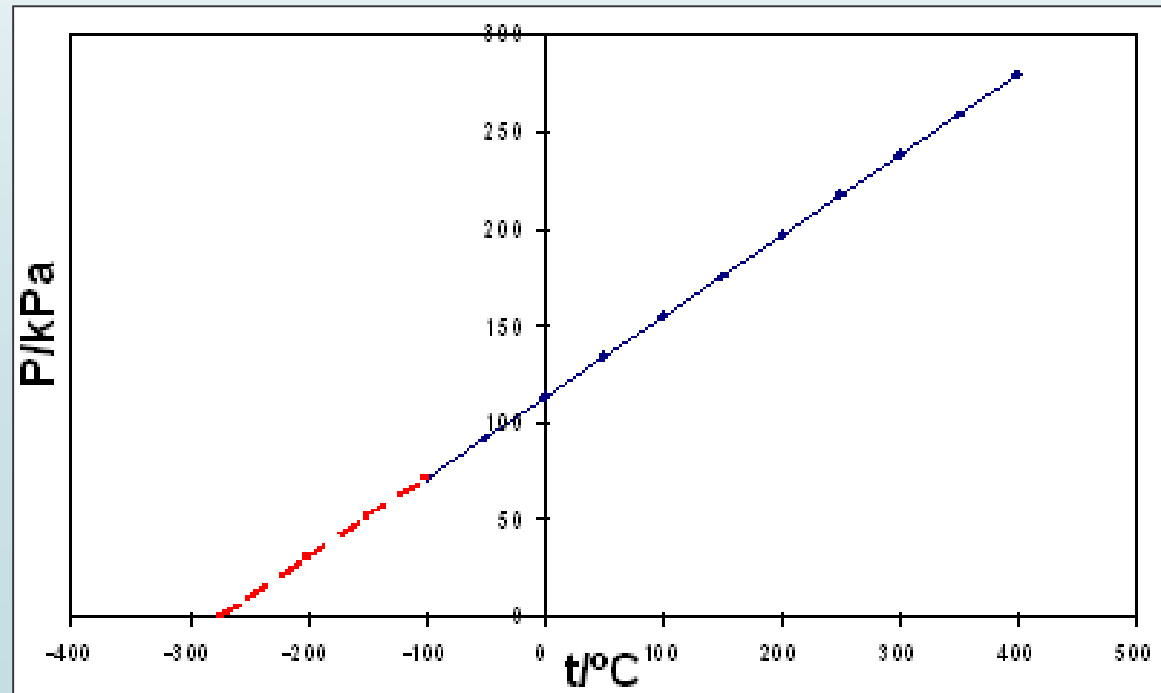
1.4.7

AVOGADRO $P \propto n$



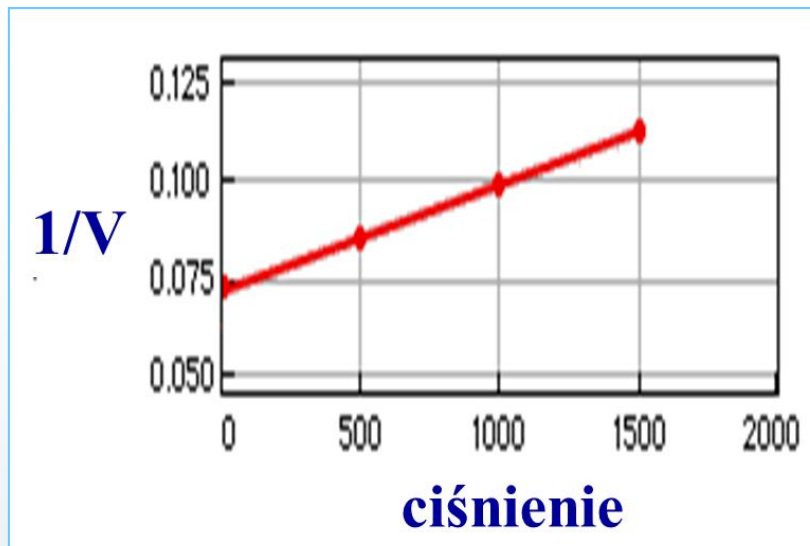
CHARLES $P \propto T$

Objętość molowa gazów
22.418 dm³
T=273.15 K oraz P=1 atm



1.4. 8

BOYLE $P \propto$
czyli $P \cdot V = \text{const}$



Równanie Clapeyrona
= AVAGADRO + BOYLE + CHARLES

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$R = \frac{1 \times 22.418}{1 \times 273.15} = 0.08207 \text{ dm}^3 \cdot \text{atm} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

$$R = \frac{101.3 \times 10^3 \text{ Pa} \cdot 2.2418 \times 10^{-2} \text{ m}^3}{1 \text{ mol} \cdot 273.15 \text{ K}}$$

$$R = 8.314 \text{ Pa} \cdot \text{m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$R = 8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

1.4.9

Równanie Clapeyrona
Gęstość gazów

$$n = \frac{PV}{RT}$$
$$m = \frac{M \cdot PV}{RT}$$
$$\rho = \frac{M \cdot P}{RT}$$



Prawo Daltona
Cisnienie parcyjnych

Całkowite ciśnienie mieszaniny gazów jest sumą ciśnień parcyjnych wszystkich składników

$$P = p_{O_2} + p_{H_2}$$
$$p_{H_2} = \frac{n_{H_2} RT}{V} \quad p_{N_2} = \frac{n_{N_2} RT}{V}$$
$$P = \frac{(n_{H_2} + n_{O_2}) RT}{V}$$
$$P = \frac{nRT}{V}$$