

OSNOVNI HEMIJSKI ZAKONI

ZAKON O ODRŽANJU MASE

- **Lavoazje** - kraj XVIII veka.
- U hemijskim reakcijama nema promene u masi, tj. **ZBIR MASA REAKTANATA JEDNAK JE ZBIRU MASA PROIZVODA REAKCIJE:**

$$\Sigma m(\text{reaktanti}) = \Sigma m(\text{proizvodi})$$

defekt mase ?!?

- Zakon se može primeniti i na nuklearne reakcije, gde se masa pretvara u energiju, odnosno drugi vid materije, pa važi opštiji **Zakon o održanju materije**: materija se ne može uništiti, niti stvoriti, ona samo prelazi iz jednog oblika u drugi.



Antoan
Lavoazje

ZAKON STALNIH MASENIH ODNOSA

- **Prust** 1799. god. - **SUPSTANCE SE JEDINE U TAČNO ODREĐENOM I STALNOM ODNOSU MASA.**
- Pri sintezi CO_2 uvek se 3,0 g ugljenika jedini sa 8,0 g kiseonika: $\text{C(s)} + \text{O}_2\text{(g)} \rightarrow \text{CO}_2\text{(g)}$
- Ako je reaktant u višku, taj višak ne reaguje.
- **Sastav hemijskog jedinjenja je stalan i nezavisan od načina dobijanja.**
- Jedinjenje uvek ima isti sastav, tj. isti maseni sadržaj elemenata (npr. CO_2 sadrži 27,3 mas.% C i 72,7 mas.% O)



Žozef
Prust

Daltonidi - stehiometrijska jedinjenja, stalnog sastava (npr. H_2O).

Bertolidi - retka jedinjenja čiji je sastav promenljiv i zavisi od načina dobijanja (čvrsti rastvori). FeO je u stvari $\text{Fe}_{0,84}\text{O} - \text{Fe}_{0,94}\text{O}$.

ZAKON UMNOŽENIH MASENIH ODNOSA

- Dalton 1802. god. - U RAZLIČITIM JEDINJENJIMA DVA ISTA ELEMENTA, MASE JEDNOG ELEMENTA, KOJI SE JEDINI SA STALNOM MASOM DRUGOG ELEMENTA, ODOSE SE KAO MALI CELI BROJEVI.



Džon Dalton

CO 3 g C : 4 g O

CO₂ 3 g C : 8 g O

$$4:8 = 1:2$$

H₂O: 1 g H : 8 g O

H₂O₂: 1 g H : 16 g O

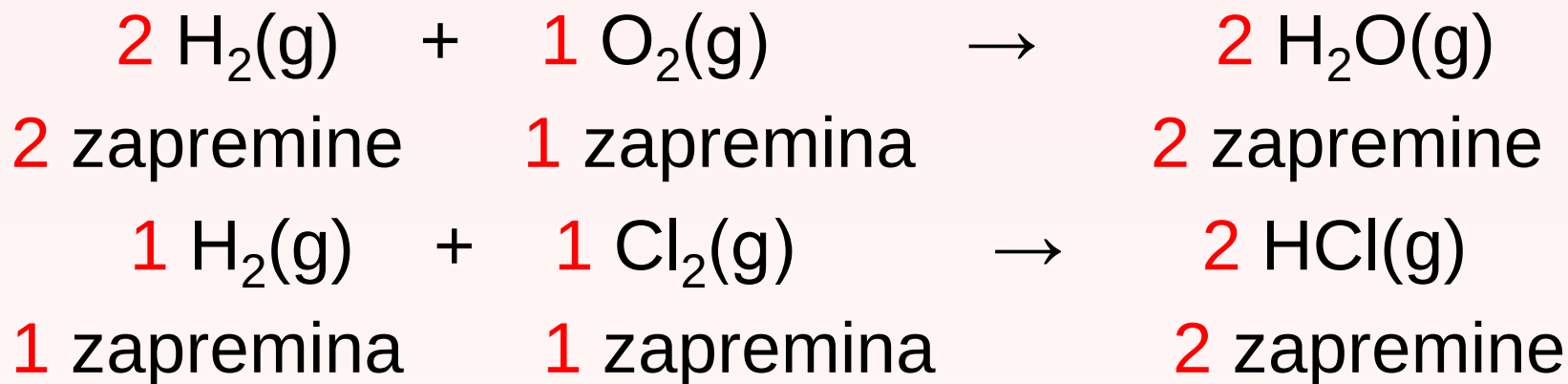
$$8:16 = 1:2$$

N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₅

$$1:2:3:4:5$$

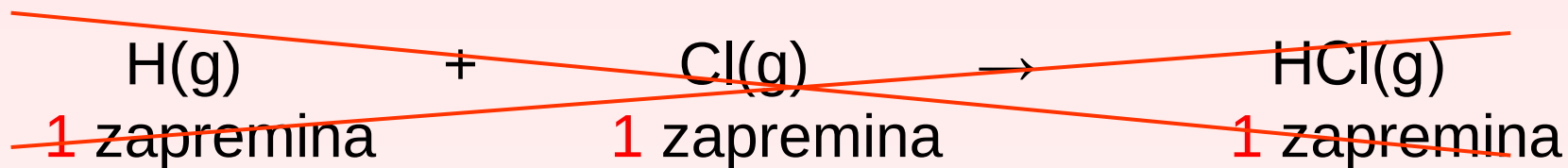
ZAKON STALNIH ZAPREMINSKIH ODNOSA

- **Gej-Lisak** 1805. god. - **ZAPREMINE GASOVITIH SUPSTANCI KOJE MEĐUSOBNO REAGUJU ILI NASTAJU U HEMIJSKOJ REAKCIJI, MERENE POD ISTIM USLOVIMA ($p, T = \text{const.}$) ODNOSE SE KAO MALI CELI BROJEVI.**



AVOGADROV ZAKON

- Avogadro 1811. god. - U JEDNAKIM ZAPREMINAMA RAZLIČITIH GASOVA POD ISTIM USLOVIMA (p , T) NALAZI SE ISTI BROJ MOLEKULA (čestica).



Elementi u gasovitom stanju sastoje se od dvoatomskih molekula (izuzetak su plemeniti gasovi).

ako je $V_1 = V_2$; $p_1 = p_2$; $T_1 = T_2$ sledi:

$$N_1(\text{čestica}) = N_2(\text{čestica})$$

ili:

$$n_1 = n_2$$

$$\frac{m_1}{M_1} = \frac{m_2}{M_2}$$

Posledica Avogadrovog zakona:
Jednake zapremine različitih gasova na istoj temperaturi i pritisku sadrže iste količine.

Zašto treba znati molarnu masu?

Pri utvrđivanju formule supstanci prvo se određuju hemijski sastav i molarna masa.

Iz hemijskog sastava određuje se samo **empirijska** (**najjednostavnija**) formula – prikazuje najprostiji odnos količina elemenata u molu jedinjenja.

Primer: P, S, HO, P₂O₅, CH₂.

Kada se zna **molarna masa** može se odrediti **molekulska** (**stvarna**) formula.

Primer: P₄, S₈, H₂O₂, P₄O₁₀, C₂H₄, C₃H₆, C₄H₈, ... (svi alkeni!).

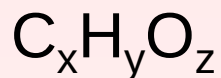
OSNOVNA RELACIJA U STEHIOMETRIJI

$$n = \frac{N}{N_A} = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$$

©TME



1 (a). Vitamin C sadrži 40,9 mas.% ugljenika, 4,6 mas.% vodonika i 54,5 mas.% kiseonika. Odrediti empirijsku formulu vitamina C.



$$\begin{aligned}x : y : z &= n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} : \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} : \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \\&= \frac{40,9 \text{ g}}{12,01 \text{ g mol}^{-1}} : \frac{4,6 \text{ g}}{1,008 \text{ g mol}^{-1}} : \frac{54,5 \text{ g}}{16,00 \text{ g mol}^{-1}} = \\&= 3,405 : 4,563 : 3,406 \quad / 3,405 \\&= 1 : 1,34 : 1 \quad \times 3 \\&= 3 : 4 : 3\end{aligned}$$

Empirijska formula: $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$



1 (b). Empirijska formula vitamina C je $C_3H_4O_3$. Odrediti molekulsku formulu, ako molarna masa vitamina C iznosi $176,1 \text{ g mol}^{-1}$.

$$M_e(C_3H_4O_3) = 3 \cdot 12,01 + 4 \cdot 1,008 + 3 \cdot 16,00 = 88,06 \text{ g mol}^{-1}$$

$$\frac{M(\text{vitamin C})}{M_e} = \frac{176,1}{88,06} = 2$$

Molekulska formula: $C_6H_8O_6$

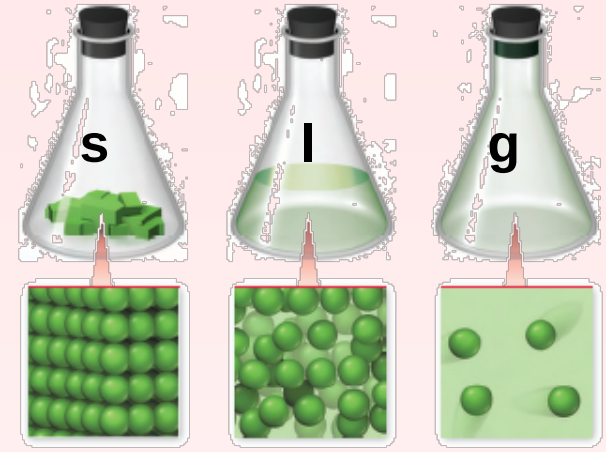
GASNI ZAKONI

Lekcija o gasovima ne postoji u knjizi – učiti iz beleški sa predavanja!

Odnose se na **idealne gasove!**

IDEALAN GAS:

- nema zapremine molekula
- nema međumolekulskih sila



- Stanje gasa potpuno je opisano veličinama stanja:

$$p, V, T, m \quad (T = t + 273)$$

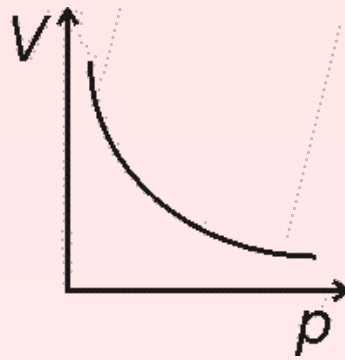
Bojl-Mariotov zakon $(T, m = \text{const.})$

Gej-Lisakov zakon $(V, m = \text{const.})$

Šarl-Gej-Lisakov zakon $(p, m = \text{const.})$

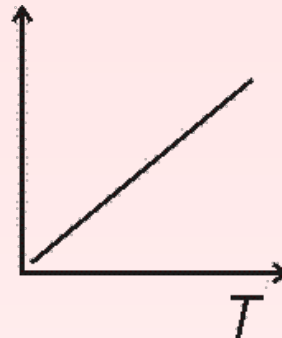
Bojl-Mariotov zakon:

$$p V = \text{const.}; \quad p_1 V_1 = p_2 V_2$$



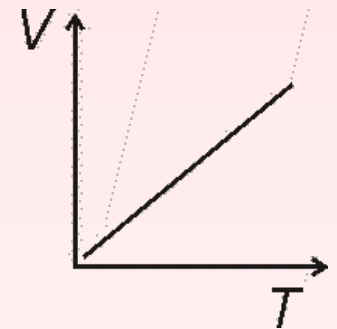
Gej-Lisakov zakon:

$$p / T = \text{const.}; \quad p_1 / T_1 = p_2 / T_2$$



Šarl-Gej-Lisakov zakon:

$$V / T = \text{const.}; \quad V_1 / T_1 = V_2 / T_2$$



$$p = p_0 (1 + \alpha t)$$

JEDNAČINA GASOVITOG STANJA

$$\boxed{\frac{pV}{T} = \text{const.} \quad (m = \text{const.})}$$

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = \dots$$

JEDNAČINA STANJA IDEALNOG GASA

$$pV = nRT \quad \text{ili} \quad pV = \frac{m}{M} RT$$

$$V_m = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$$

$$(p = p^\ominus = 101,325 \text{ kPa}; T = T_0 = 273 \text{ K}; n = 1 \text{ mol})$$

$$\text{Gasna konstanta : } R = \frac{p^\ominus V_m}{T_0} = 8,315 \frac{\text{Pa m}^3}{\text{K mol}} \left(\frac{\text{J}}{\text{K mol}} \right)$$

SMEŠE GASOVA

Daltonov zakon parcijalnih pritisaka

$$p_{\text{sm}} = p_1 + p_2 + \dots + p_n = \sum p_i$$

©TMF

$$p_i = x_i p_{\text{sm}}; \quad x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

REALNI GASOVI

- Odstupanja realnih gasova od idealnih potiču od toga što:
 - molekuli gasa imaju određenu zapreminu
 - postoje privlačne međumolekulske sile
- Odstupanja realnih gasova od idealnih su veća na većim pritiscima i nižim temperaturama, tj. **realni gasovi teže idealnim na malim pritiscima i visokim temperaturama.**

VAN DER VALSOVA JEDNAČINA STANJA REALNOG GASA

$$\left(p + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

Doprinos
privlačnih sila

Doprinos zapremine molekula