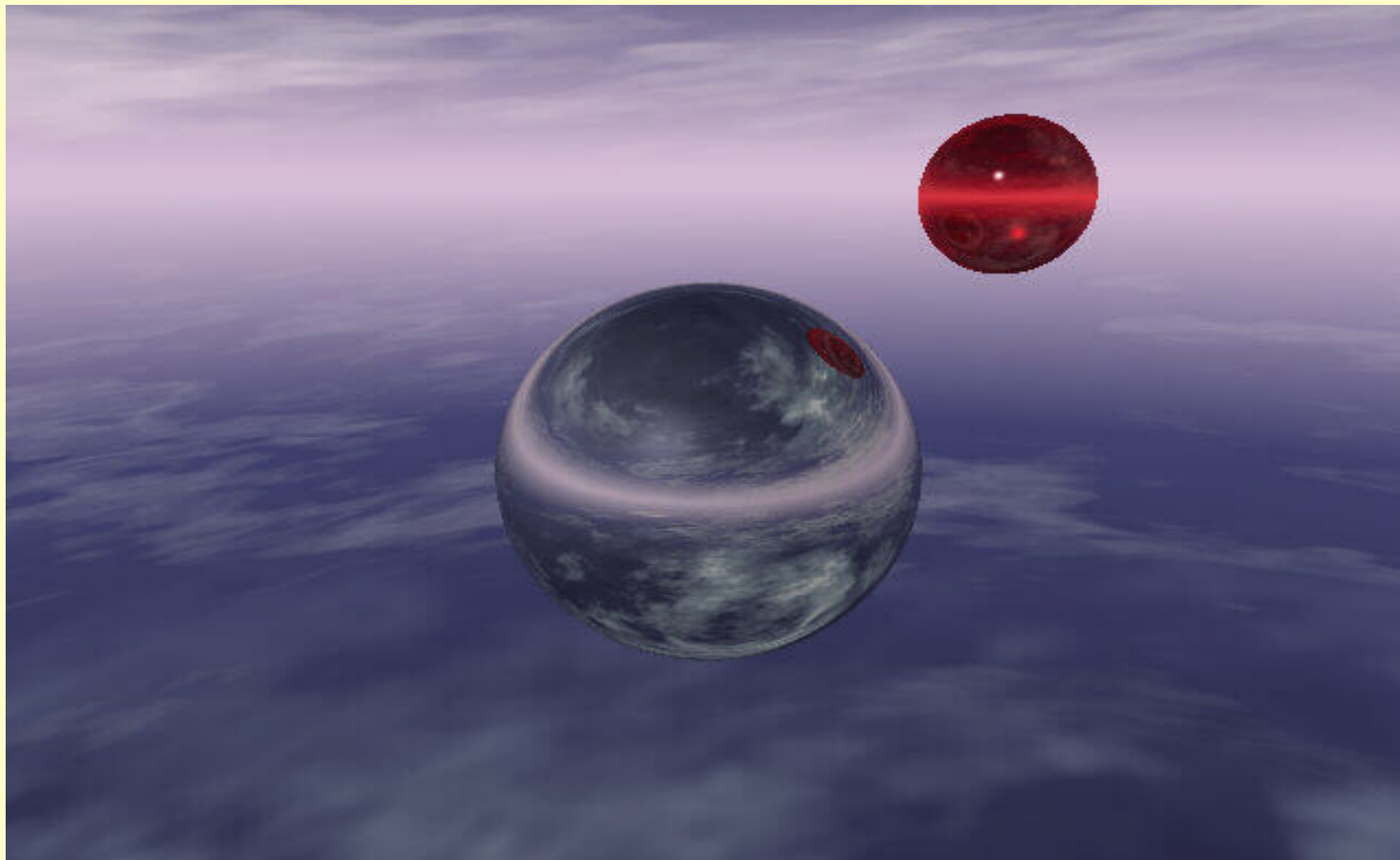


2.

ATOM, MOLEKULA, MOL

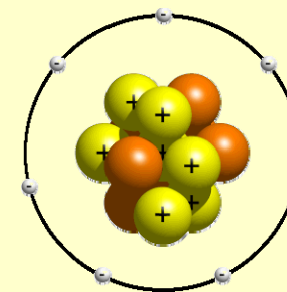


ATOM, MOLEKULA, MOL

Iz Daltonove teorije sledi:

- elementi so zgrajeni iz enakih atomov
- vsi atomi istega elementa imajo enako maso in enake lastnosti
- atomi različnih elementov imajo različne mase
- atomi različnih elementov gradijo spojine
- atomi se pri kemijskih reakcijah ne spreminjajo, temveč PREGRUPIRAJO
- s kemijsko reakcijo atomov ne moremo razstaviti v enostavnejše delce

- Masa atoma: 10^{-24} g
- Povprečni premer: 10^{-7} mm
- Absolutne mase male – zato za kemijsko računanje uporabljamo relativne atomske mase (odnos do nekega drugega elementa).

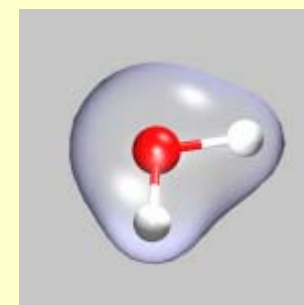


RELATIVNA ATOMSKA MASA

- A_r = relativno število, ki pove, kolikokrat je masa nekega elementa večja od 1/12 mase izotopa ogljika ^{12}C .

Molekula

- Najmanjši delci snovi v plinastem stanju so molekule, ki so zgrajene iz več atomov.
- Relativna molekulska masa M_r je vsota relativnih atomskih mas posameznih atomov, ki molekulo sestavljajo.



molekula vode
v plinski fazi

Primeri:

- Izračunaj M_r kalijevega klorida KCl

	A_r
K.....	39,098
Cl.....	35,453

$$\underline{M_r(\text{KCl}) = 74,541}$$

- Izračunaj M_r svinčevega sulfata PbSO_4

	A_r
Pb.....	207,2
S.....	32,06
4xO (=4x15,9994).....	63,99

$$\underline{M_r(\text{PbSO}_4) = 303,25 = 303}$$

- Izračunaj M_r aluminijevega sulfata $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$

2xAl.....	(2x27,0).....	54,0
3xS.....	(3x32,1).....	96,3
12xO.....	(12x16,0).....	192,0

$$\underline{M_r(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 342,3}$$

- Izračunaj M_r natrijevega karbonata dekahidrata $\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}$

1. način

2Na (2x23,0).....	46,0
C (1x12,0).....	12,0
13xO (13x16,0).....	208,0
20xH (20x1,0).....	20,0

$$\underline{M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}) = 286,0}$$

2. način

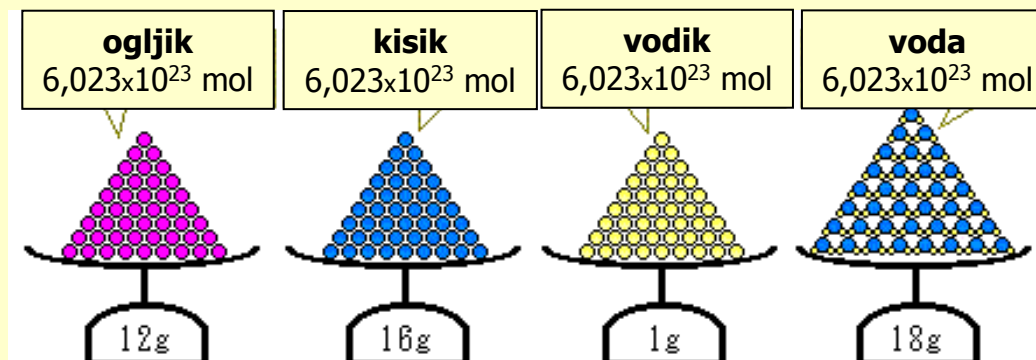
2xNa.....	46,0
C.....	12,0
3xO.....	48,0

$$\begin{aligned} M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= 106,0 \\ 10x\text{H}_2\text{O} &= 180,0 \end{aligned}$$

$$\underline{M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}) = 286,0}$$

Mol

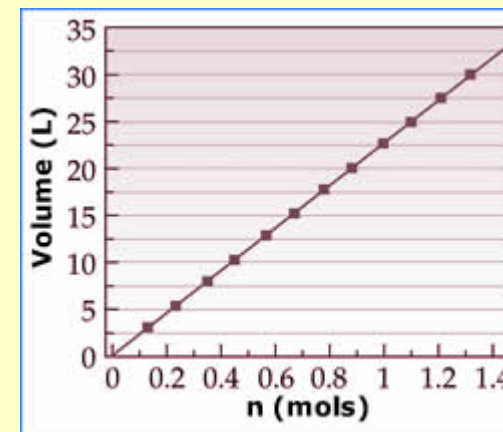
- Mol je enota za množino snovi, ki vsebuje Avogadrovo število delcev (to je $N_A = 6,023 \times 10^{23}$ delcev (mol))
- Delci so lahko atomi, molekule, ioni, elektroni itd.
- Simbol za mol je ***n***, enota pa mol.



Molska masa, molska prostornina

- Molska masa je masa enega mola in ima enoto v g/mol. Simbol je ***M***.
- Molska prostornina je prostornina, ki jo zavzema en mol snovi pri normalnih pogojih ($P = 1,01$ bar, $T = 273$ K) in je enaka 22,4 L.**
- Molska masa je številčno enaka relativni molekulski masi M_r .

$$M = M_r \times \text{g/mol}$$



Primeri:

- 1 mol $6,023 \times 10^{23}$ atomov ogljika (C) ima maso 0,012 kg/mol ali 12 g/mol
- 1 mol $6,023 \times 10^{23}$ molekul vodika (H_2) ima maso 0,002 kg/mol ali 2 g/mol
- 1 mol $6,023 \times 10^{23}$ atomov vodika ($1/2 H_2$) ima maso 0,001 kg/mol ali 1 g/mol
- 1 mol $6,023 \times 10^{23}$ atomov železa ima maso 0,0558 kg/mol ali 55,8 g/mol
- 1 mol molekule vode ima maso 0,018 kg/mol ali 18 g/mol
- 1 mol $6,023 \times 10^{23}$ ionov vodika ima maso 0,001 kg/mol ali 1,0 g/mol
- 1 mol $6,023 \times 10^{23}$ hidroksidnih ionov ima maso 0,017 kg/mol ali 17,0 g/mol
- 1 mol $6,023 \times 10^{23}$ elektronov ima maso $5,486 \times 10^{-7}$ kg/mol ali $5,486 \times 10^{-4}$ g/mol

- **Absolutno (dejansko) maso molekule, atoma, iona, formulske enote izračunamo iz molske mase (M) in Avogadrove konstante (N_A):**

N_A delcev ima maso M.....1mol

1 delec.....m

$$m = \frac{M}{N_A}$$

m = masa osnovnega delca

$$n = \frac{m}{M}$$

n = število molov

Primeri:

- Koliko molov dušika N_2 se nahaja v
 - a) 5,3 g
 - b) 25 t dušika

Sklepamo:

$$\begin{array}{l} \text{a) } 1 \text{ mol } N_2 \dots\dots\dots 28,0 \text{ g} \\ \quad x \text{ molov} \dots\dots\dots 5,3 \text{ g} \end{array}$$

$$x = \frac{1 \text{ mol} \cdot 5,3 \text{ g}}{28,0 \text{ g}} = 0,19 \text{ molov} \quad \text{ali}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5,3 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} = 0,19 \text{ molov}$$

$$\text{b) } n = \frac{m}{M} = \frac{25 \cdot 10^3 \cdot 10^3}{28 \text{ g/mol}}$$

- Izračunaj maso
 - a) 0,2 mmola vodika ($1/2 H_2$)
 - b) 0,85 mola klora ($1/2 Cl_2$)

$$\text{a) } n = 0,2 \text{ mmola vodika } (1/2 H_2)$$

$$M_r(1/2 H_2) = 1,0$$

$$M(1/2 H_2) = 1 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} \quad m = n \cdot M$$

$$m = 0,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 1 \text{ g/mol}$$

$$m = 0,2 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

ali

$$1 \text{ mol } (1/2 H_2) \dots\dots\dots 1,0 \text{ g}$$

$$1 \text{ mmol } (1/2 H_2) \dots\dots\dots 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$0,2 \text{ mmola } (1/2 H_2) \dots\dots\dots 0,2 \cdot 10^{-3} \text{ g}$$

$$\text{b) } M(1/2 Cl_2) = 35,5 \text{ g/mol}$$

$$n = 0,85 \text{ mola klora } (1/2 Cl_2)$$

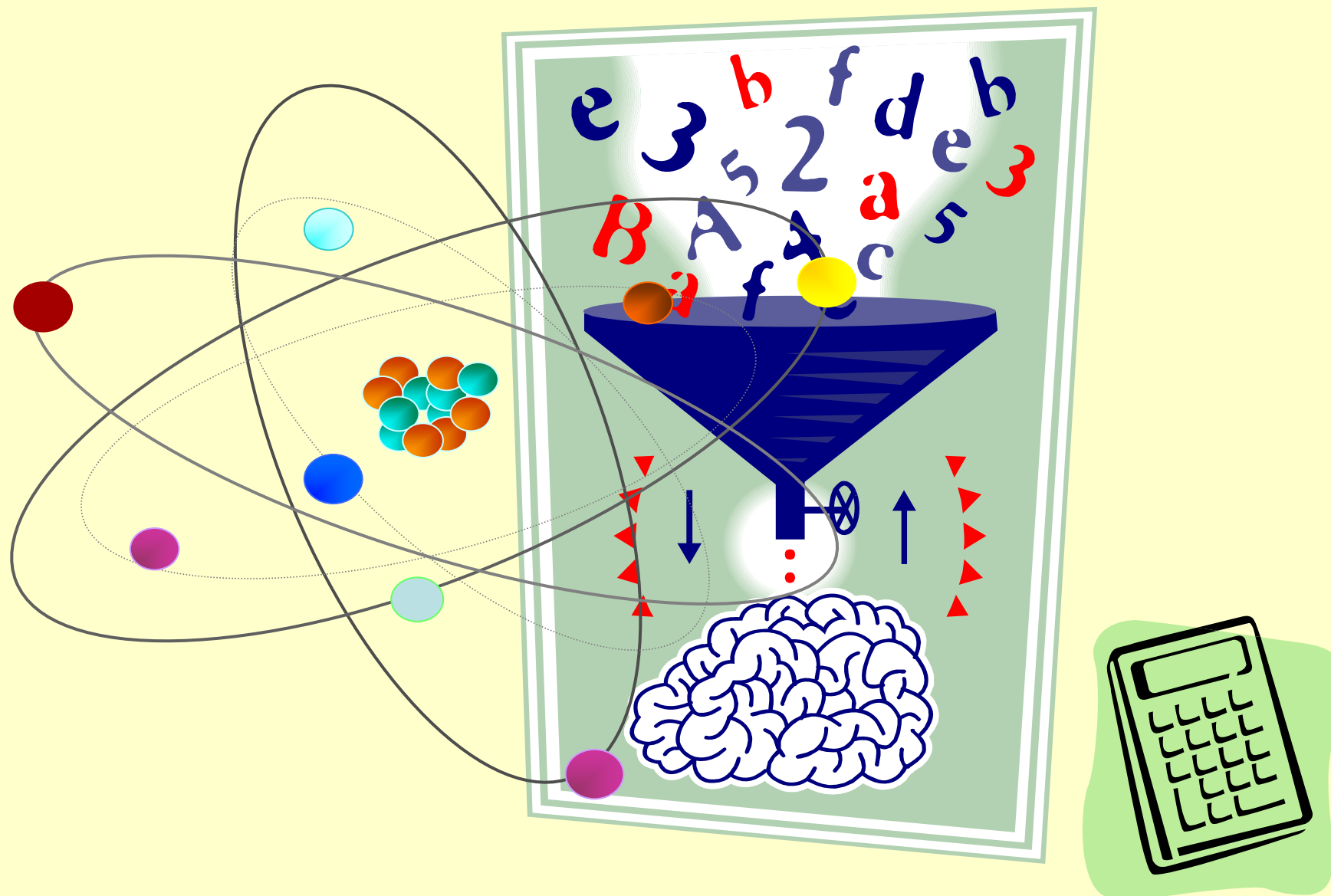
$$n = \frac{m}{M} \quad m = n \cdot M$$

$$m = 0,85 \text{ mola} \cdot 35,5 \text{ g/mol}$$

$$m = 30,2 \text{ g klora}$$

3.

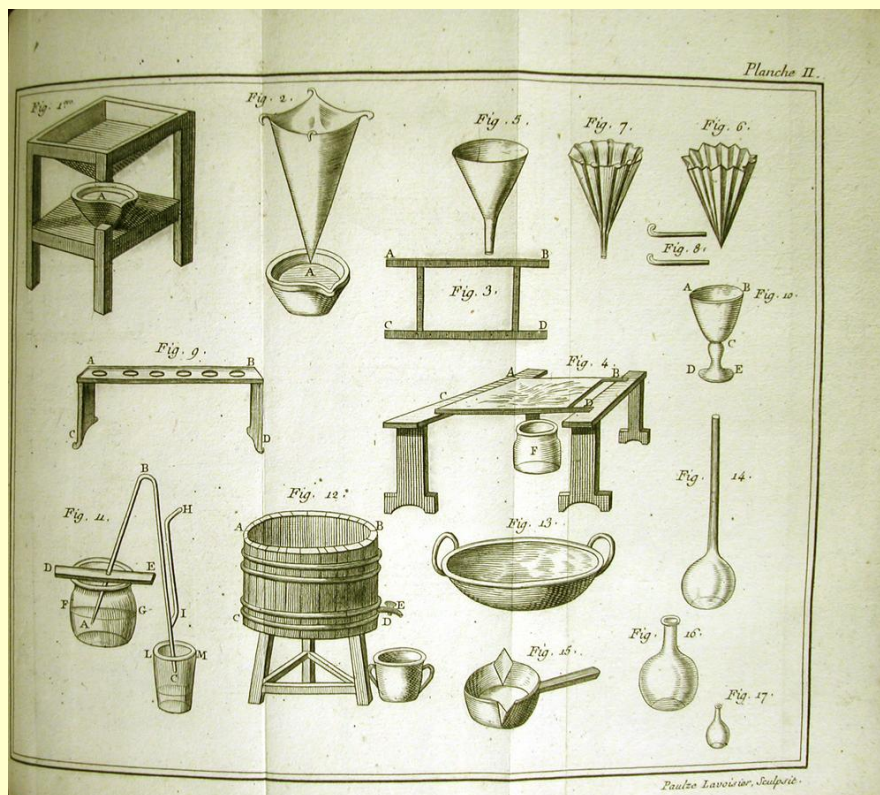
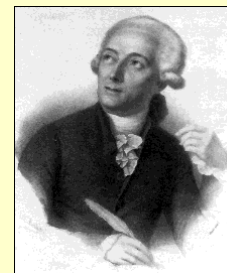
KEMIJSKI ZAKONI



KEMIJSKI ZAKONI

Zakon o ohranitvi mase

- osnova vsake kemijske reakcije (A.L. Lavoisier)



TRAITÉ
ÉLÉMENTAIRE
DE CHIMIE,
PRÉSENTÉ DANS UN ORDRE NOUVEAU
ET D'APRÈS LES DÉCOUVERTES MODERNES;

Avec Figures :

Par M. LAVOISIER, de l'Académie des
Sciences, de la Société Royale de Médecine, des
Sociétés d'Agriculture de Paris & d'Orléans, de
la Société Royale de Londres, de l'Institut de
Bologne, de la Société Helvétique de Bâle, de
celles de Philadelphie, Harlem, Manchester,
Padoue, &c.

TOME PREMIER.



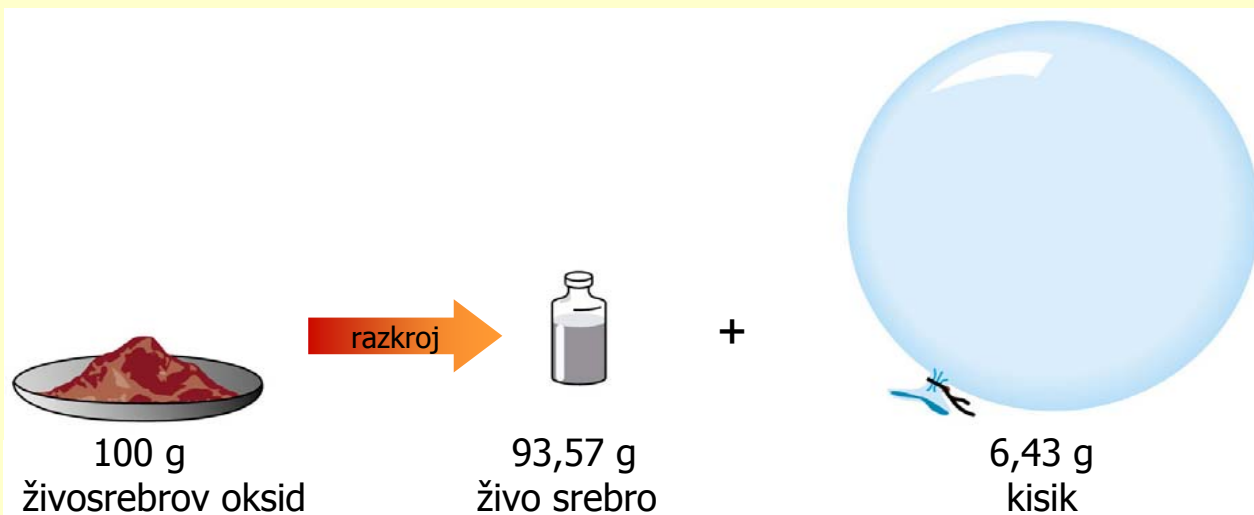
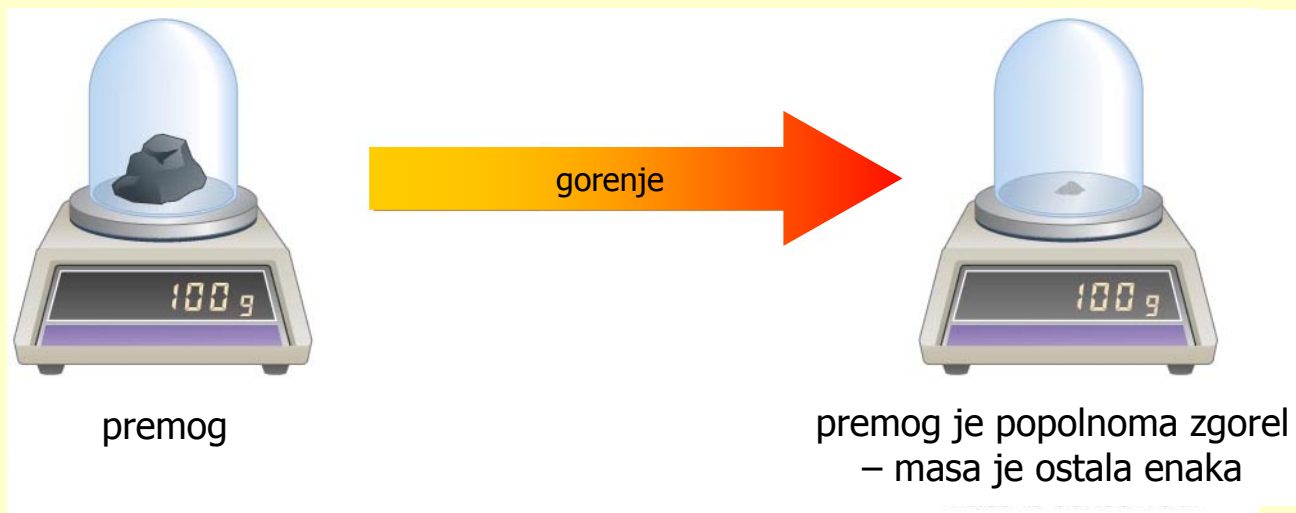
A PARIS,

Chez CUCHET, Libraire, rue & hôtel Serpente.

M. DCC LXXXIX.

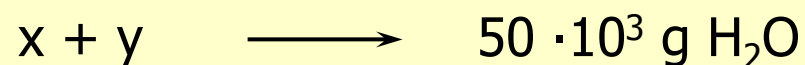
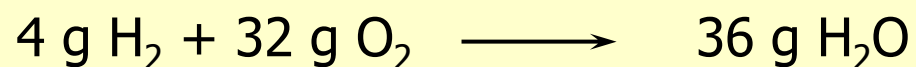
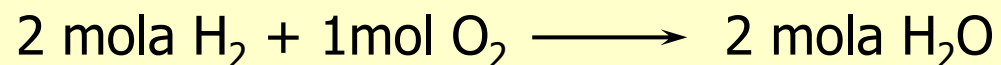
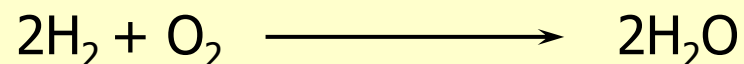
Sous le Privilège de l'Académie des Sciences & de la
Société Royale de Médecine.

- Vsota mas snovi (reaktantov), ki v reakcijo vstopajo je enaka vsoti mas snovi reakcijskih produktov.
- Leva stran enačbe je enaka desni – zakon omogoča kvantitativno spremljanje reakcije.



Primer:

Koliko g vodika (H_2) in koliko g kisika (O_2) potrebujemo za nastanek 50 L vode? 50 L = 50 kg



$$x = \frac{5 \cdot 10^4 \cdot 4}{36} = 5,5 \cdot 10^3 \text{ g}$$

$$y = \frac{5 \cdot 10^4 \cdot 32}{36} = 44 \cdot 10^3 \text{ g}$$

Stehiometrijski zakoni

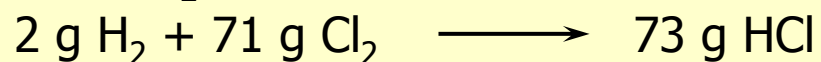
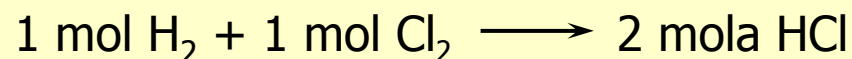
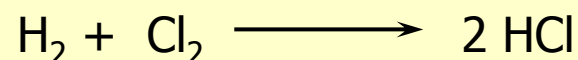
Zakon o stalni sestavi spojin ali I. stehiometrijski zakon (Proust):



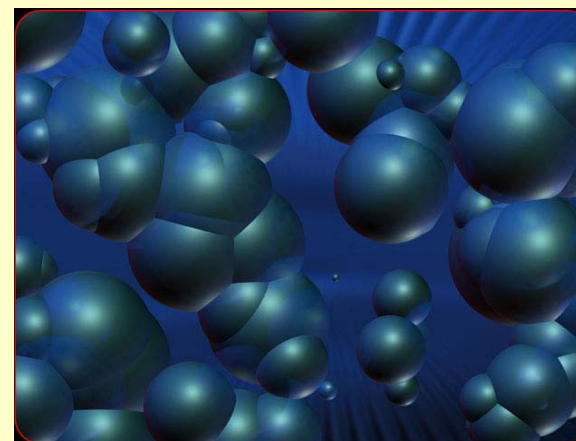
Masno razmerje elementov, ki se spajajo v spojino je stalno in neodvisno od načina pridobivanja.

Primer:

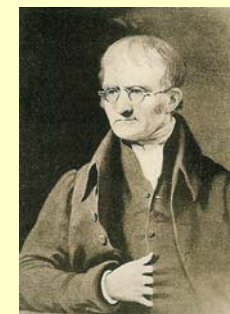
Vodik H_2 in klor Cl_2 se spajata v razmerju 1 : 35,55



masno razmerje = 1 H_2 : 35,5 Cl_2



Zakon o mnogokratnem masnem razmerju ali Daltonov zakon ali II. stehiometrijski zakon



Če dva elementa gradita več različnih spojin se na isto maso enega elementa veže drugi element v razmerju celih števil.

Primer:

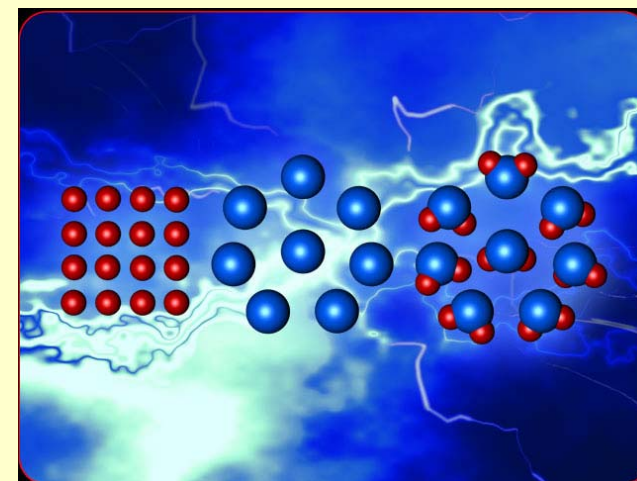
Cu_2O	2 atoma Cu.....1 atom O
	127 g Cu.....16 g O
	1g Cu.....x

$$x = 0,125 \text{ g O}$$

CuO	1 atom Cu.....1 atom O
	63 g Cu.....16 g O
	1g Cu.....y

$$y = 0,250 \text{ g O}$$

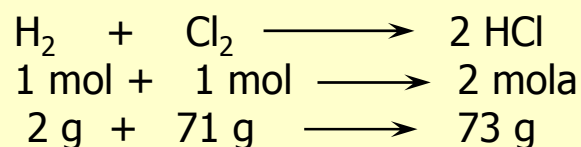
Razmerje med x in y je 1:2



Primer:

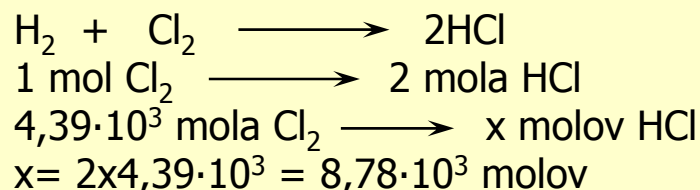
Klorovodik HCl (plin) dobimo iz vodika in klora. Iz 9,7 kg vodika in 312 kg klora dobimo 308 kg klorovodika.

Določi: - kateri reaktant je v prebitku
- izkoristek produkta



$$n(\text{H}_2) = \frac{m}{M} = \frac{9,7 \cdot 10^3 \text{ g mol}}{71 \text{ g}} = 4,85 \cdot 10^3 \text{ molov}$$
$$n(\text{Cl}_2) = \frac{312 \cdot 10^3 \text{ g mol}}{71 \text{ g}} = 4,39 \cdot 10^3 \text{ molov}$$

Ker reagirajo v razmerju 1 mol : 1 mol, je v prebitku vodik (H_2) za 0,46 mola.
Zato za račun mase reaktanta in izkoristka uporabljamo tisti reaktant, ki ni v prebitku.



Nastane torej $8,78 \cdot 10^3$ molov HCl, kar odgovarja masi

$$n = \frac{m}{M} \quad \begin{array}{l} m = n \cdot M \\ m = 8,78 \cdot 10^3 \text{ molov} \cdot 37,0 \text{ g/mol} \\ m = 320,47 \cdot 10^3 \text{ g HCl} \end{array}$$

Izkoristek:

Ker praktično nastane 308 kg HCl, teoretično bi morali dobiti 320,47 kg HCl, je izkoristek:

$$\beta = \frac{308 \cdot 100}{320,47} = 96,1\%$$

Zakon o prostorninskih odnosih plinov ali

III. stehiometrijski zakon (Gay Lussac)

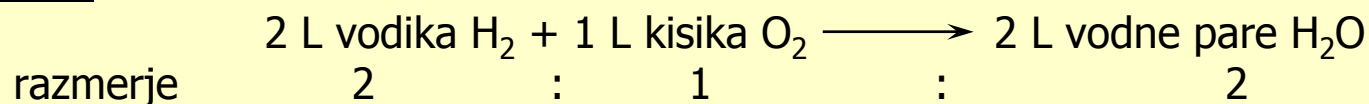


Pri isti temperaturi in tlaku so prostornine plinov, ki reagirajo in prostornine plinov, ki nastanejo pri reakciji, v razmerju malih celih števil.

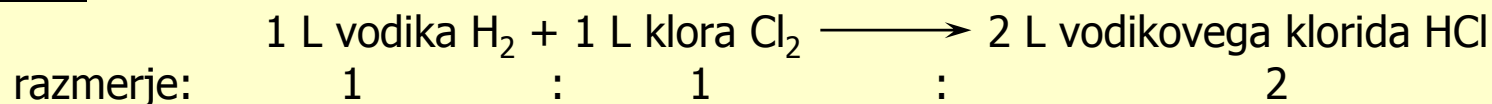
Velja, če so reaktanti in produkti v plinastem stanju in enakih pogojih (T,p)



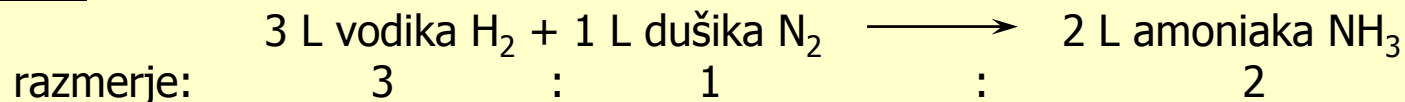
- Primer 1:



- Primer 2:



- Primer 3:



Avogadrov zakon ali hipoteza

V enakih volumnih kateregakoli plina se pri enaki temperaturi in tlaku nahaja enako število molekul.

Avogadro je predpostavil, da so najmanjši delci v plinskem stanju molekule in ne atomi (izjema – žlahtni plini).

Torej:

1 dm³ vodika H₂ ali

1 dm³ kisika O₂ ali

1 dm³ dušika N₂

vsebuje pri enakih pogojih enako število molekul.

1 mol plina ima N_A ali 6,02·10²³ molekul

molski volumen N.P. = 22,4 L

N.P. = 0 °C, 1 bar ali 101 kPa

Izračun molskega volumna:

$$V \equiv \frac{M}{\rho} \quad V_{\text{H}_2} = \frac{2 \text{ g/mol}}{0,08957 \text{ g/L}} = 22,4 \text{ L/mol pri N.P.}$$

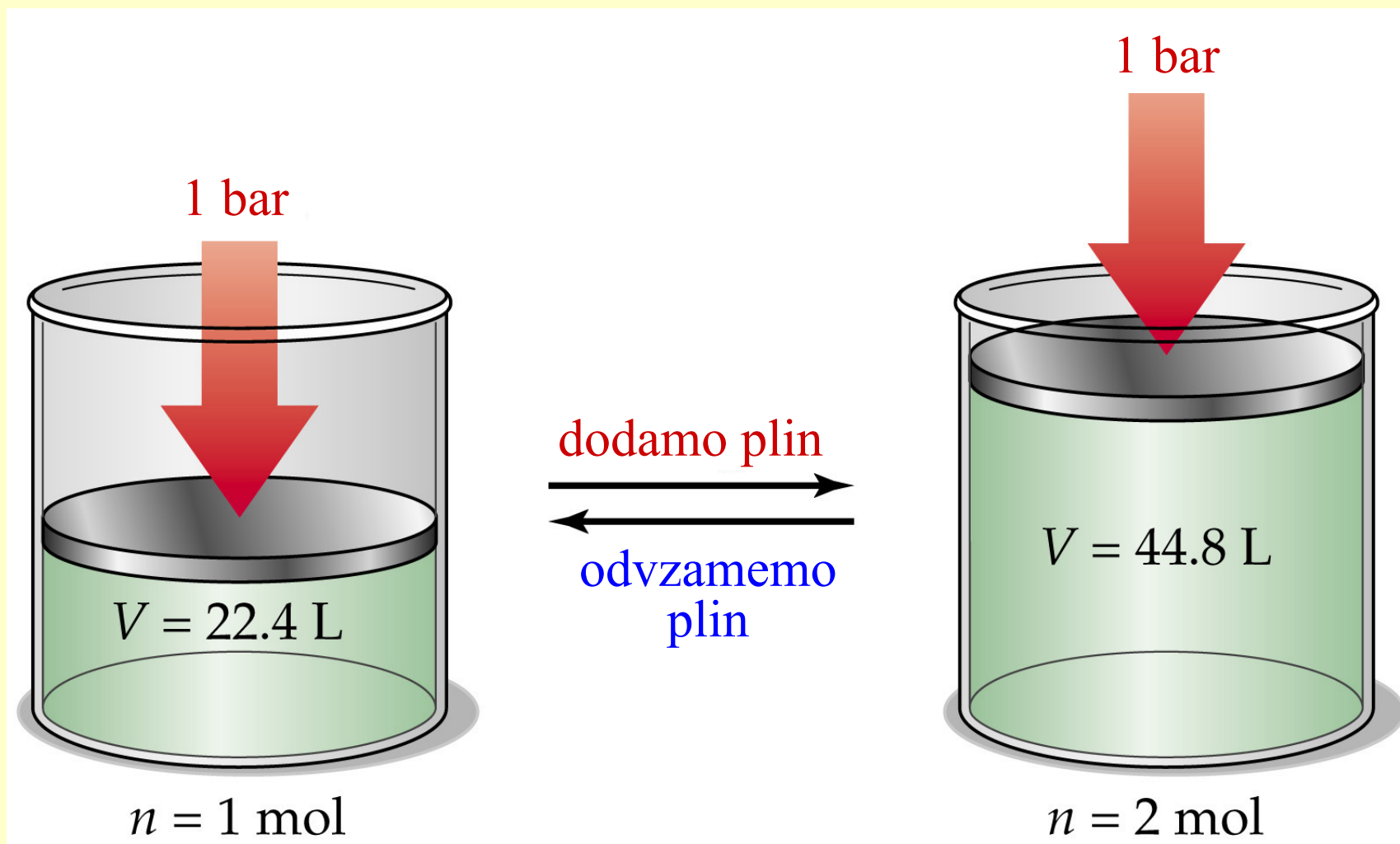
Molekule plinov so najpogostejše dvoatomarne: O₂, N₂, H₂, Cl₂ itd.



	Ar	O ₂	N ₂
Volume:	22.4 L	22.4 L	22.4 L
Mass:	40 g	32 g	28 g
Quantity:	1 mol	1 mol	1 mol
Pressure:	1 atm	1 atm	1 atm
Temperature:	273 K	273 K	273 K



Avogadrov zakon ali hipoteza



Plinski zakoni

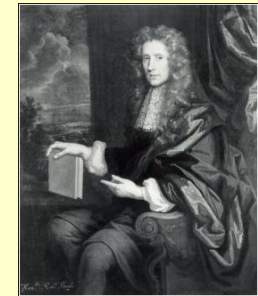
Ker plini nimajo lastne oblike in prostornine, jih določamo z: p , V , T ; zvezo med temi veličinami izražajo plinski zakoni.

Boyle – Mariottov zakon

$P \cdot V = \text{konst.}$ pri (m , T) konst.

ali

$$PV = P_0 V_0 = \text{konst.}$$



Primer :

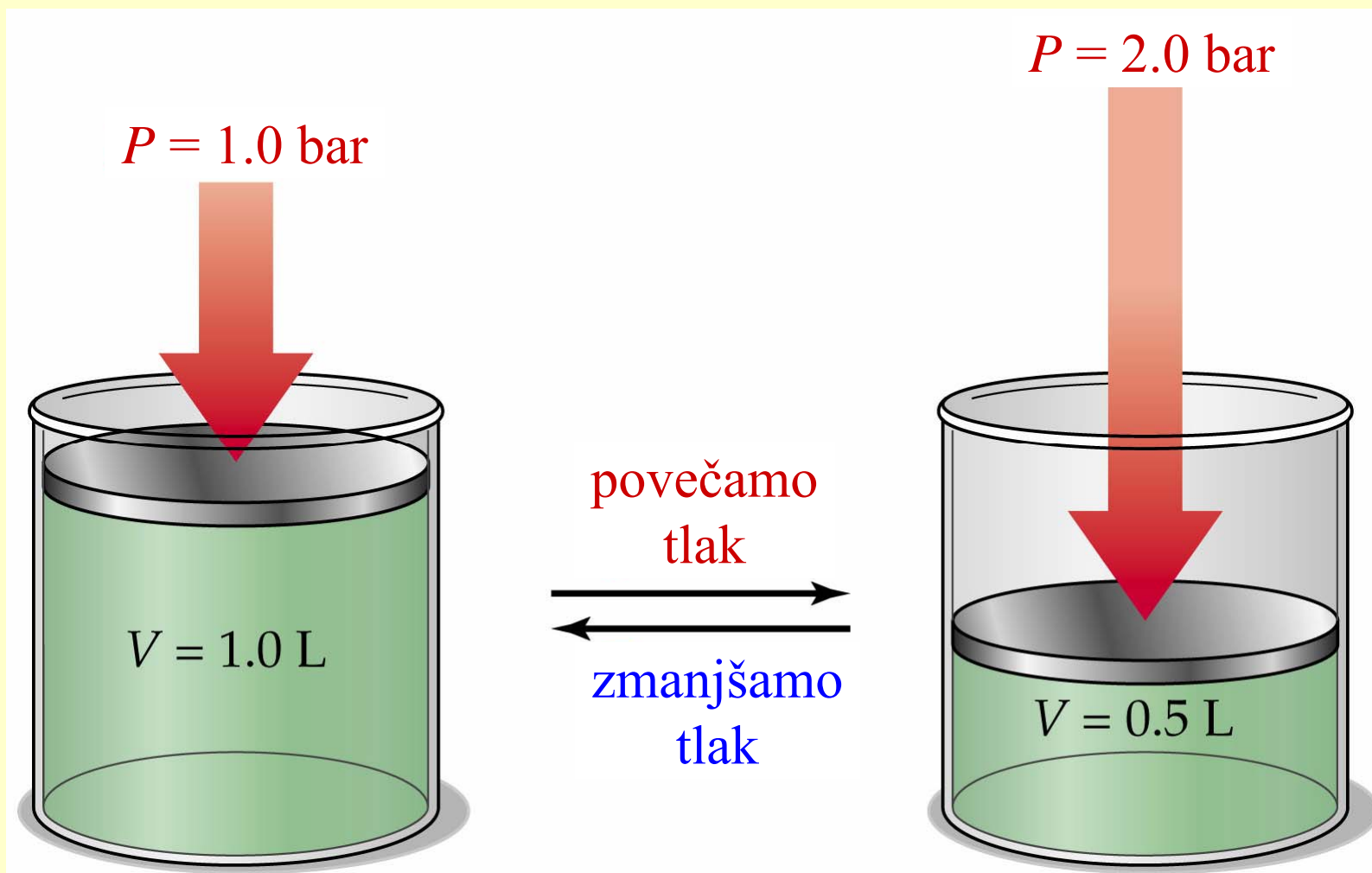
Določena masa kisika ima volumen 5,0 L in tlak 98,6 kPa. Izračunaj njen volumen pri N.P., če se T ne spremeni!

Začetno stanje: $V_1 = 5,0 \text{ L}$
 $P_1 = 98,6 \text{ kPa}$
Končno stanje: $P_0 = 1 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
 $V_0 = ?$
 $T = \text{konst.}$
 $m = \text{konst.}$

$$V_0 P_0 = V_1 P_1$$
$$V_0 = 4,88 \text{ L}$$

Boyle – Mariottov zakon

$$PV = P_0 V_0 = \text{konst.}$$



Gay Lussacov zakon I. in II.



Če segrejemo določeni volumen plina pri konstantnem tlaku za 1 °C, se volumen poveča za 1/273 volumna, ki ga je plin zavzemal pri 0 °C. Če ga segrejemo za t °C, se njegov volumen poveča za t/273 vrednosti, ki ga je imel pri 0 °C.

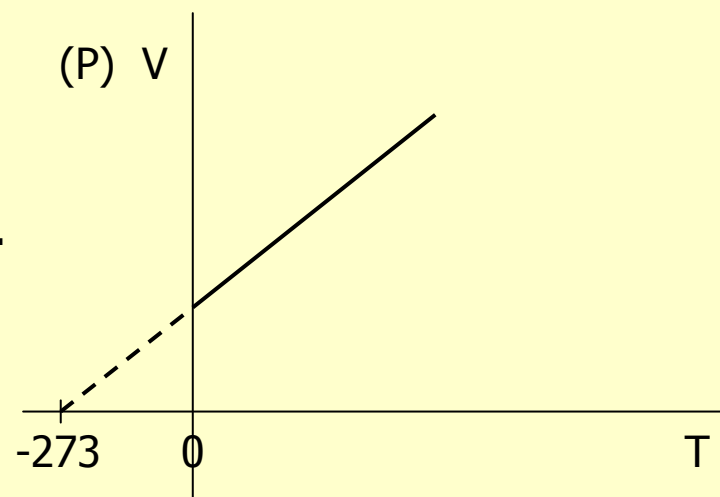
I. $V = V_0(1 + t/273)$ $m, P = \text{konst.}$

$$\frac{V}{T} = \frac{V_0}{T_0}$$

I. Gay Lussacov zakon

II. $\frac{P}{T} = \frac{P_0}{T_0}$ II. Gay Lussacov zakon

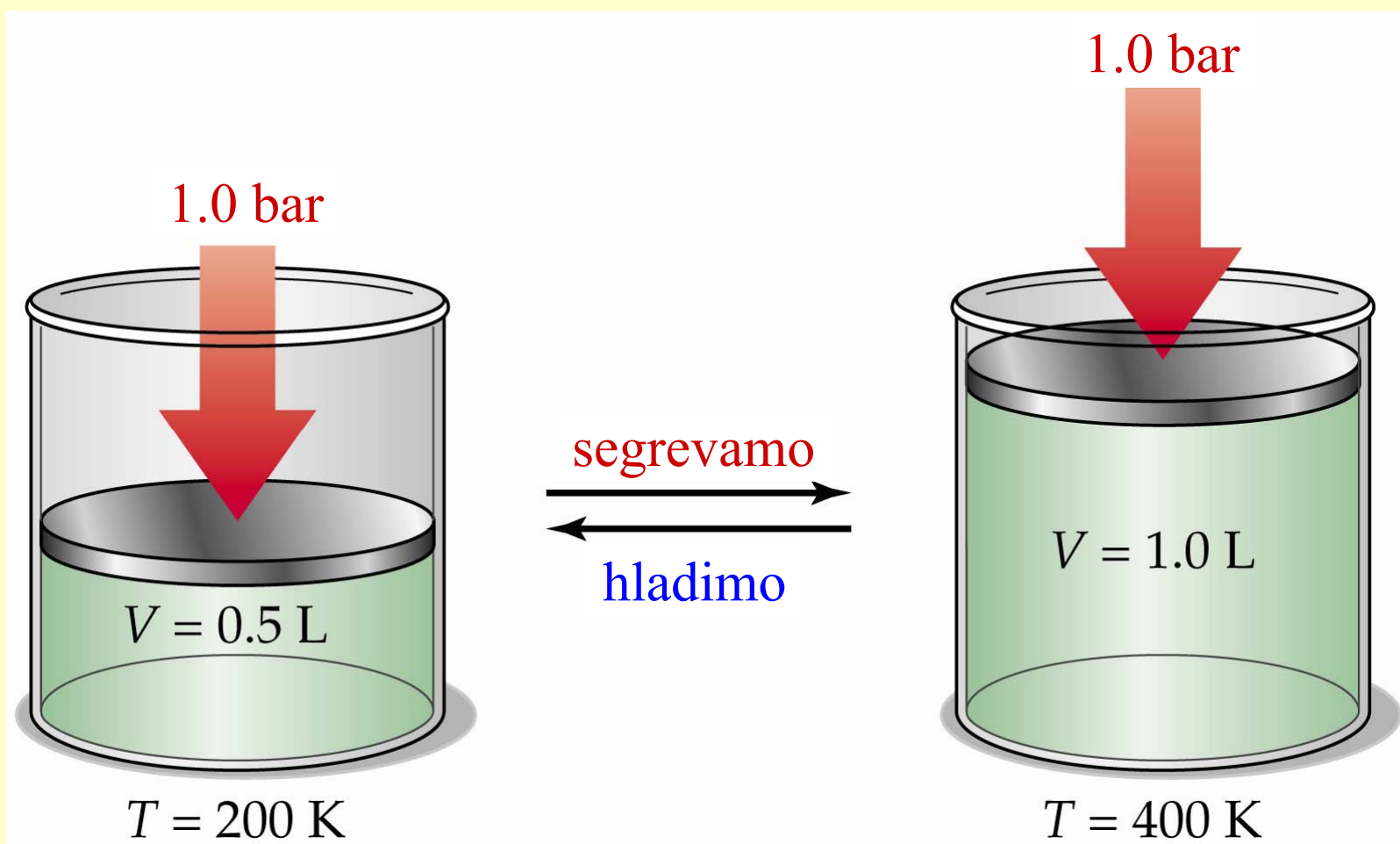
Volumen oz. tlak je linearna funkcija temperature.



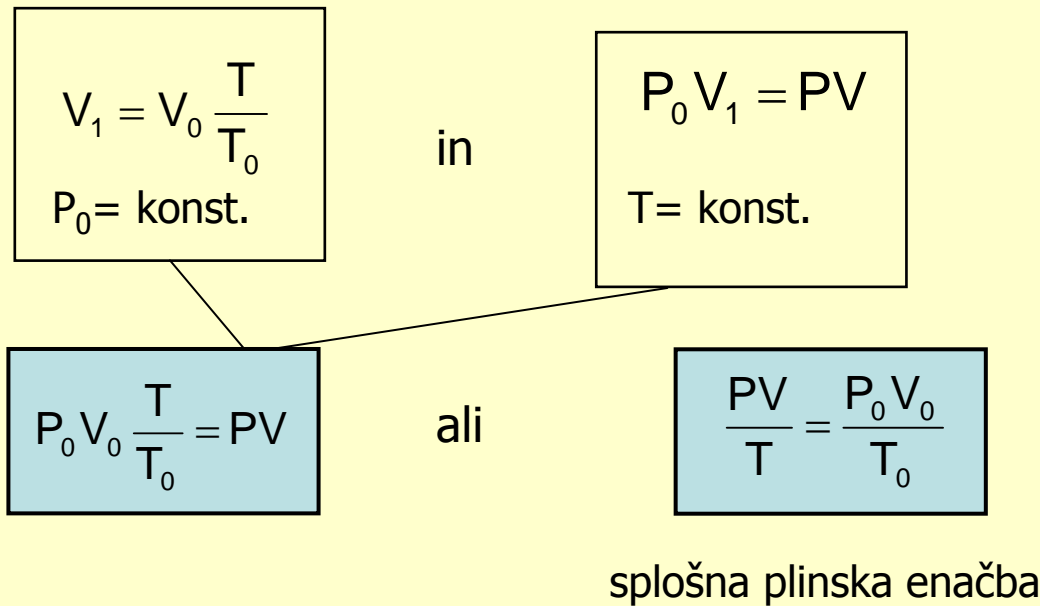
Gay Lussacov zakon I. in II.

$$\frac{V}{T} = \frac{V_0}{T_0}$$

$$\frac{P}{T} = \frac{P_0}{T_0}$$



Splošna plinska enačba (združitev Boyle – Mariottovega in Gay Lussacovega zakona)



$P_0 = 1,01 \text{ bar}$ ali $101,3 \text{ kPa}$
 $T_0 = 0 \text{ }^\circ\text{C}$ ali 273 K
 P_0 in $T_0 = \text{N.P.}$

Veljavnost: Ko med delci plina ni privlačnih in odbojnih sil !

IDEALEN PLIN JE PLIN, za katerega velja pri določenih pogojih splošna plinska enačba.

Poenostavitev splošne plinske enačbe

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T} = R$$

konstanta za 1 mol = R ali plinska konstanta (Regnault)

Ker 1 mol zavzema pri N.P. 22,4 L je

$$R = \frac{1 \text{ bar} \cdot 22,4 \text{ L}}{273 \text{ K}} = 0,0821 \text{ bar L/K mol}$$

ali

$$R = \frac{101,3 \text{ kPa} \cdot 22,4 \text{ L}}{273 \text{ K} \cdot \text{mol}} = 8,314 \text{ J/mol K}$$

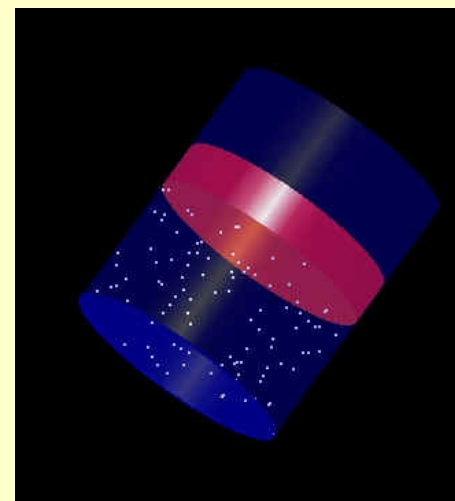
Poenostavitev:

$$PV = nRT$$

$$n = \frac{m}{M}$$

masa plina
molska masa plina

$$PV = \frac{m}{M} RT$$



Uporaba: za izračun M_r plinov

Splošna plinska enačba velja za IDEALNE PLINE.

Za REALNE PLINE pa Van der Waalsova enačba, ki upošteva privlačne sile med molekulami.

Primeri:

- Kolikšen bo volumen 10 m³ vodne pare, če se segreje pri konstantnem tlaku od 100 °C na 300 °C?

Začetno stanje: Končno stanje:

$$V_1 = 10 \text{ m}^3$$

$$V_2 = ?$$

$$T_1 = 373 \text{ K}$$

$$T_2 = 573 \text{ K}$$

$P = \text{konst.}$

$m = \text{konst.}$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$V_2 = 15,36 \text{ m}^3$$

- Kolikšen volumen zavzema 100 kg N₂ pri 17 °C in tlaku 1,05 bar?

$$pV = \frac{m}{M}RT$$

$$V = 80,88 \text{ L}$$

Primer:

Določena masa CO_2 ima pri $27\text{ }^\circ\text{C}$ in tlaku $0,12\text{ MPa}$ volumen 30 m^3 . Izračunaj volumen pri N.P. in maso plina!

Rezultat: $V_0 = 32,4\text{ m}^3$

maso izračunamo :

1 kmol CO_2	$22,4\text{ m}^3$	$44,0\text{ kg}$
.....	$32,4\text{ m}^3$	x

$x = 63,6\text{ kg}$

• **Kritični pogoji** so pogoji, pri katerih preidejo plini iz plinskega v tekoče stanje.

1. Kritična temperatura: je T , iznad katere plina pod nobenim tlakom ne moremo utekočiniti.
2. Kritični tlak: je najmanjši potreben tlak, da se plin, ki je ohlajen na kritično temperaturo, utekočini.

Normalne in relativne gostote

- Normalna gostota

$$\rho = \frac{m}{V}$$

pri N.P. (101,3 kPa, 273 K)

- Absolutna gostota

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Snov	Gostota (g/mL)
vodik	0.000089
helij	0.00018
zrak	0.00128
CO ₂	0.001977
voda	1.00

- Relativna gostota

Ker je v enakih volumnih enako število molekul pri enakih pogojih sledi:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{r_1}}{M_{r_2}} = \frac{\rho_1}{\rho_2} = D$$

normalni gostoti

D=relativna gostota

ali

$$M_{r_1} = D M_{r_2}$$

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

$$PM = \rho RT$$

$$\rho = \frac{PM}{RT}$$

- Tako lahko s pomočjo relativne gostote izračunamo relativno molekulsko maso nekega plina, če poznamo relativno molekulsko maso drugega plina, s katerim neznanega primerjamo.
- Relativno gostoto običajno določamo glede na vodik $M_r = 2D$, ker je $M_r(\text{H}_2) = 2$

Primer: Določi M_r neznanega plina glede na H_2 !

$$\rho_{\text{H}_2} = 0,09 \text{ g/mL}$$

$$\rho_{\text{plina}} = 1,98 \text{ g/mL (N.P.)}$$

Račun:

$$D = \frac{1,98}{0,09} = 22 \quad M_{r(\text{CO}_2)} = 2 \cdot D = 2 \cdot 22 = 44$$

V praksi M_r določamo s pomočjo gostote zraka !

$$D = \frac{\rho(\text{neznanega plina})}{\rho(\text{zraka})} \quad \text{pri danih pogojih (ne pri N.P.)}$$

Po enačbi $\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0}$ preračunamo na N.P.

Primer: Določi M_r plina , če je D neznanega plina glede na zrak 0,587!

$$D_{\text{ZRAK}} = \frac{M_r}{M_{r(\text{zrak})}}$$

$$M_r = 0,587 \cdot 29 = 17$$

Daltonov zakon o parcialnih tlakih

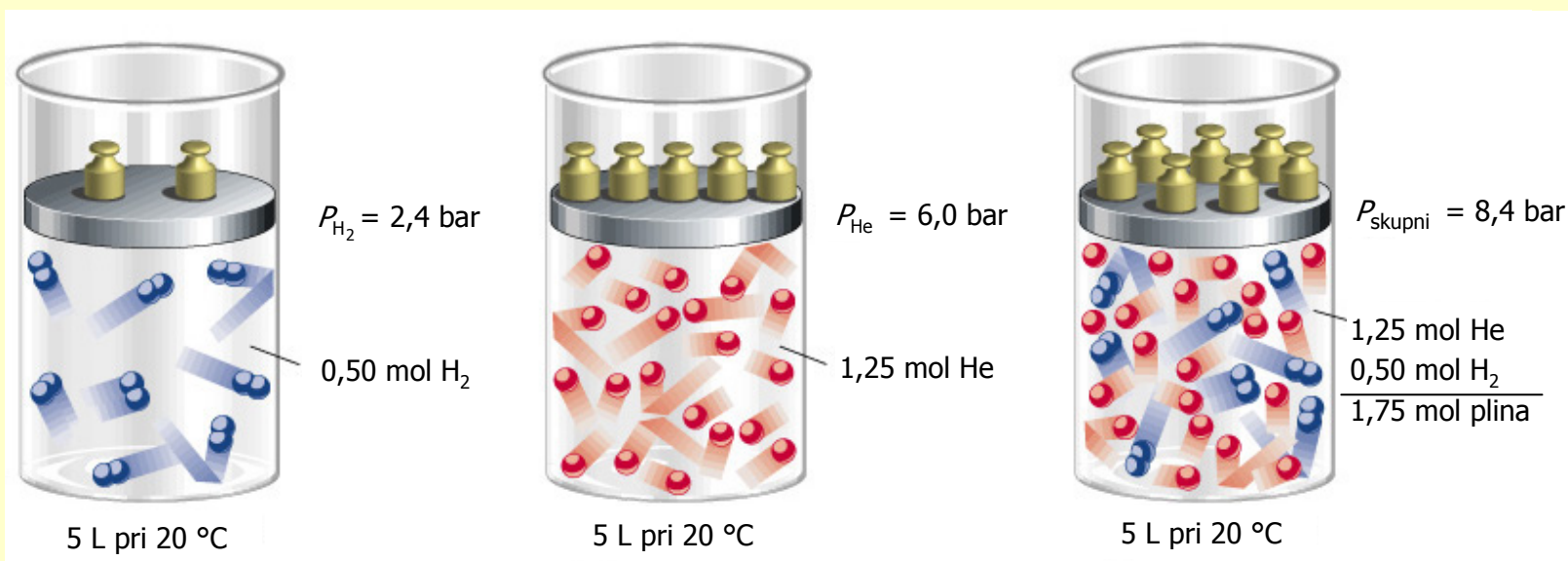
Tlak zmesi idealnih plinov je enak vsoti tlakov posameznih plinov.



$$P = P_1 + P_2 + P_3 + \dots = \sum_{i=1}^n P_i$$

parcialni tlaki

$$P_i = X_i \cdot P$$



Primer:

Izračunaj normalno gostoto dušika N_2 in kisika O_2 , v g/L pri N.P.

Normalno gostoto lahko izračunamo, če molsko maso plina (M) delimo z molskim volumnom.

a)

$$\rho = \frac{M \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{V_m \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} \quad V_m = 22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\rho_{N_2} = 1,25 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

b)

$$\rho_{O_2} = \frac{M_{(O_2)}}{V_m} = \frac{32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,43 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

$$\rho_{O_2} = 1,43 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$$

