

OBECNÁ CHEMIE

Kurz chemie pro fyziky MFF-UK
přednášející:

Jaroslav Burda, KChFO

burda@karlov.mff.cuni.cz

HMOTA, JEJÍ VLASTNOSTI A FORMY

Každý hmotný objekt má dvě vlastnosti - **setrvačnost** a **schopnost konat práci**.

- Setrvačnost je schopnost hmotného objektu setrvávat v okamžitém stavu. Fyzikální veličina charakterizující kvantitativně setrvačnost je **hmotnost m** .
- Schopnost konat práci, tj. schopnost za vhodných podmínek samovolně měnit stav svůj i stav s ním interagujících objektů, je charakterizována fyzikální veličinou **energie E** .

Hmota se vyskytuje ve velkém množství různých forem. Všechny tyto formy lze zařadit do dvou základních skupin. Jsou to **látkové formy hmoty** (zkráceně nazvané **látky**) a formy hmoty označované společným názvem **pole**.

ZÁKLADNÍ CHARAKTERISTIKY LÁTEK

ZÁKLADNÍ CHEMICKÉ ZÁKONY



a) Zákon zachování hmotnosti - Lomonosov (1748), Lavoisier (1774)

Hmotnost všech látek do reakce vstupujících rovna hmotnosti všech reakčních produktů.

b) Zákon zachování energie - Lomonosov (1748), Julius Robert von Mayer (1842)

Energii nelze vytvořit ani ji nelze zničit.

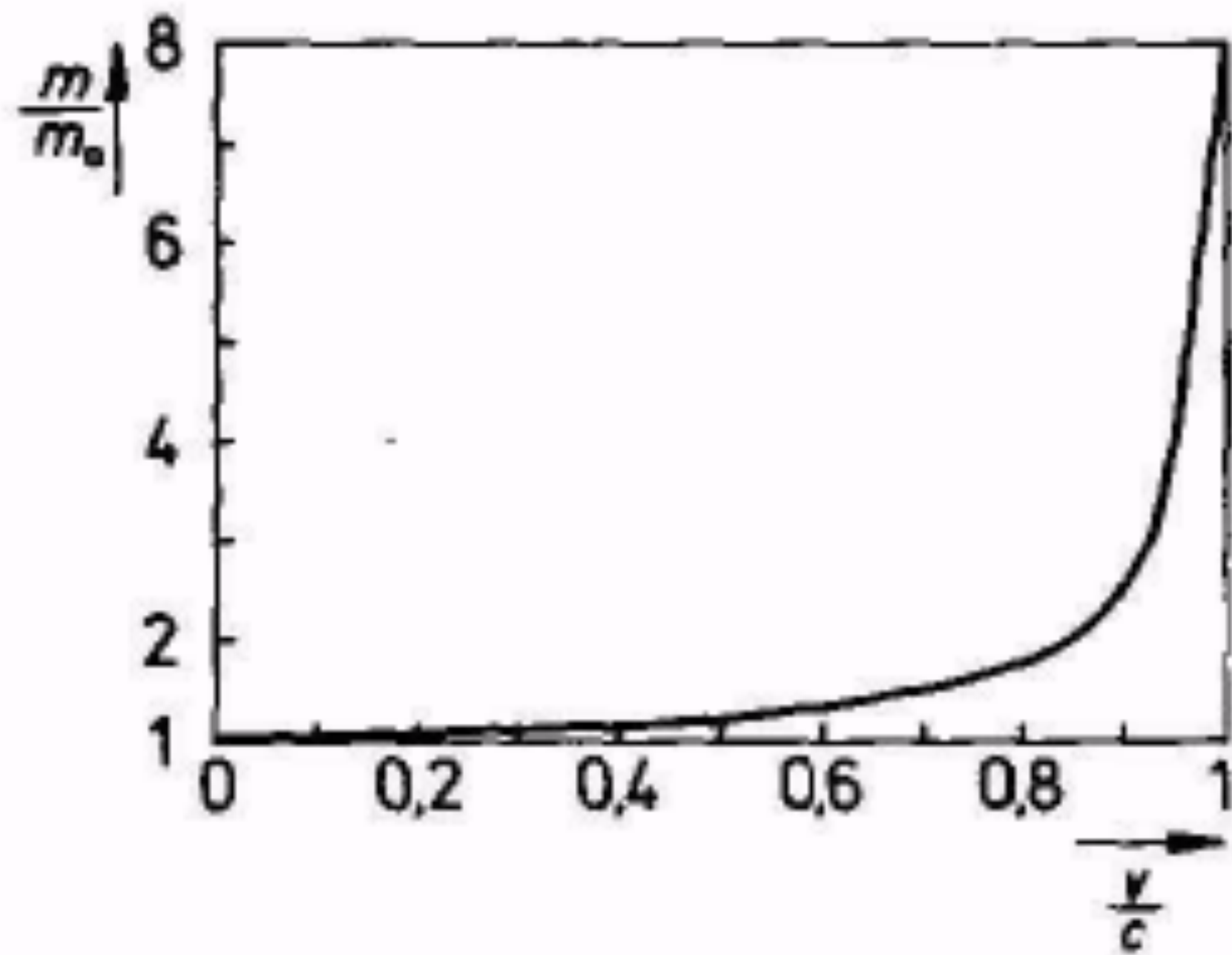


z Einsteinovy teorie speciální relativity, vyplynulo, že hmotnost m tělesa pohybujícího se rychlostí v je větší než hmotnost m_0 téhož tělesa, je-li v klidu:

$$\frac{m_0}{\sqrt{1 - \frac{v^2}{c^2}}}$$

$c \approx 3 \cdot 10^8 \text{ m} \cdot \text{s}^{-1}$ je rychlost světla ve vakuu.



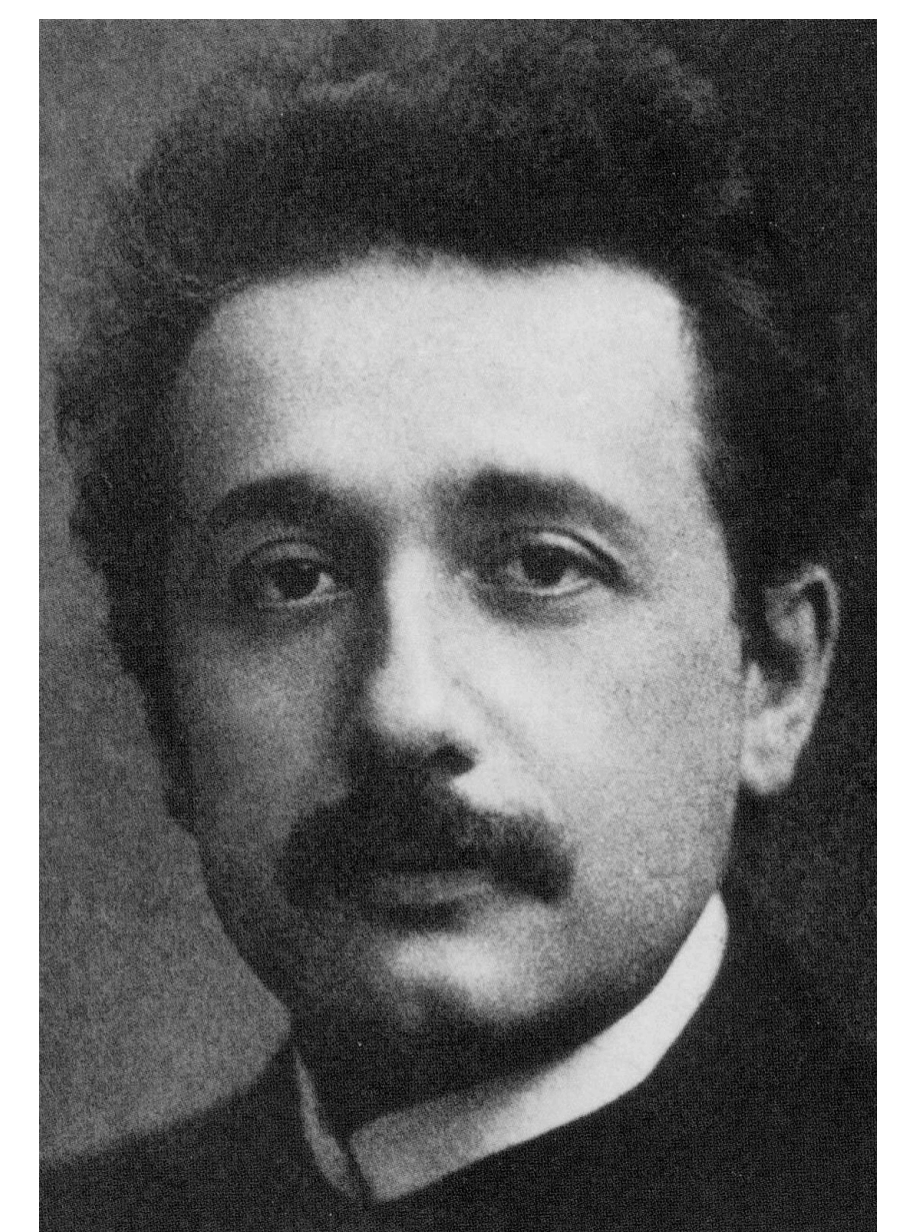


Závislost relativistické hmotnosti tělesa na jeho rychlosti (obě veličiny vyjádřeny relativně).

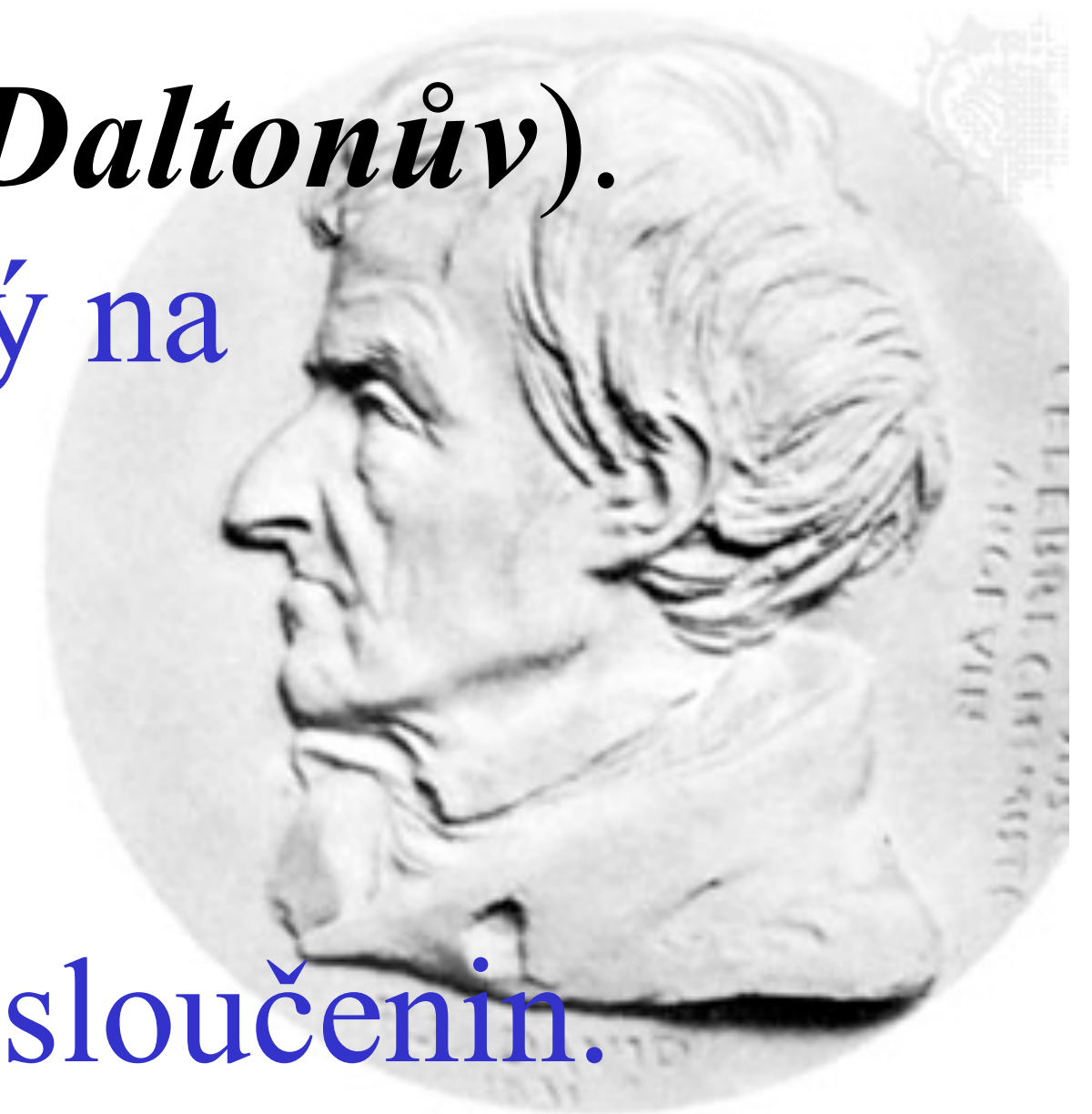
Einstein (pomocí druhého Newtonova pohybového zákona) odvodil známý vztah nazývaný **zákon ekvivalence hmotnosti a energie**:

$$E = mc^2 \quad (1)$$

Vzhledem k rovnici (1) spojujeme oba uvedené zákony do jednoho **zákona zachování hmotnosti a energie**.



c) **Zákon stálých poměrů slučovacích** *Joseph-Louis Proust (1799) (první zákon Daltonův)*.
Hmotnostní poměr prvků či součástí dané sloučeniny je vždy stejný a nezávislý na způsobu přípravy této sloučeniny.



d) **Zákon násobných poměrů slučovacích** *Jeremias Benjamine Richter (1791), Dalton (1802) (druhý zákon Daltonův)*.
Tvoří-li dva prvky více podvojných sloučenin. Pak hmotnosti jednoho prvku, který se slučuje se stejným množstvím prvku druhého, jsou vzájemně v poměrech, které lze vyjádřit malými celými čísly.



Ze slučovacích zákonů odvodil **Dalton atomovou teorii**, kterou lze shrnout takto:

Prvky jsou složeny z velmi malých, dále nedělitelných částic – atomů (Leukippos a Démokritos).

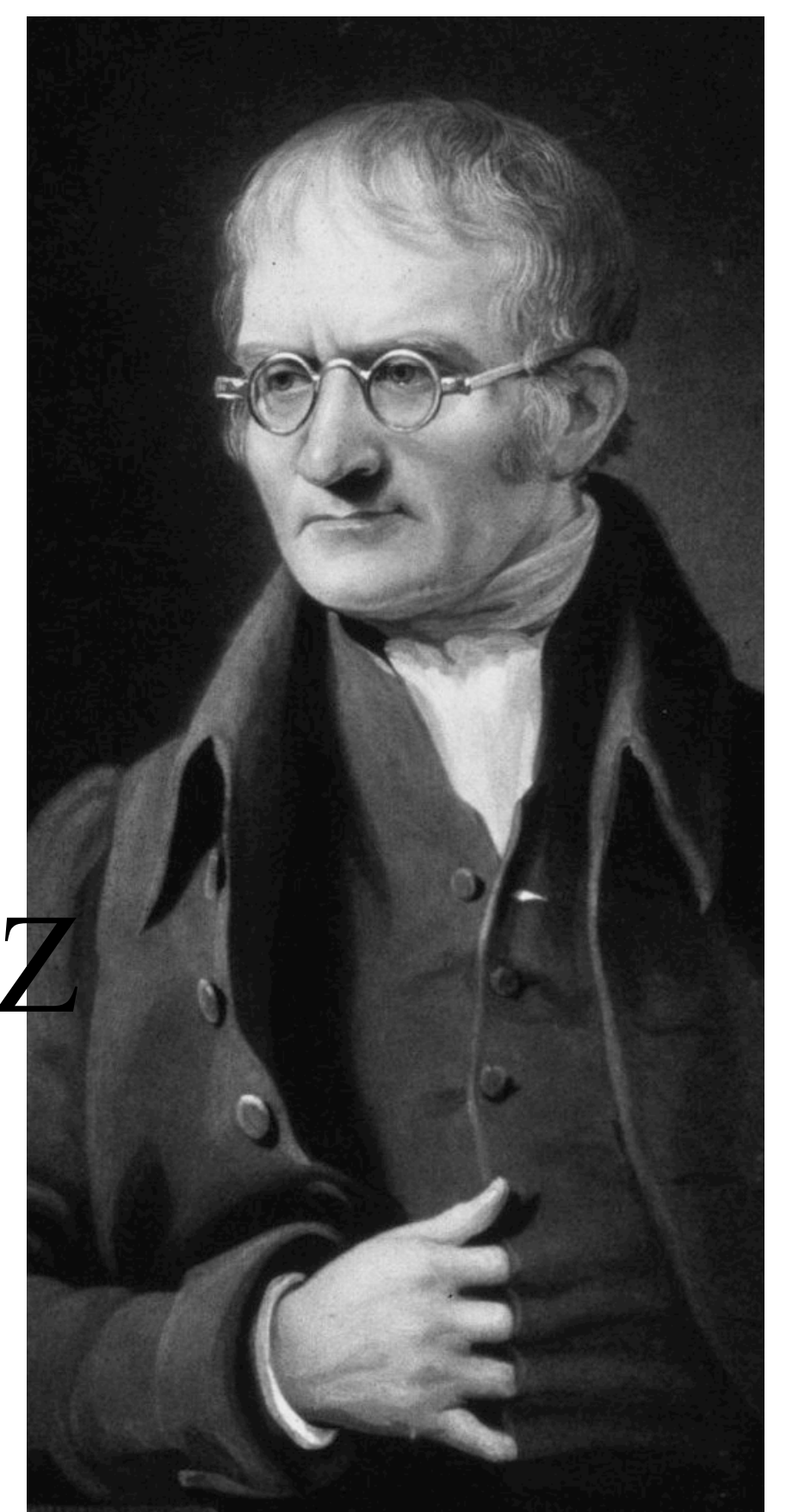
Atomy téhož prvku jsou stejné, atomy různých prvků se liší hmotností, velikostí a dalšími vlastnostmi.

V průběhu chemických dějů se atomy spojují, oddělují nebo přeskupují. Nemohou však vzniknout nebo zaniknout.

e) **Zákon stálých poměrů objemových** *Gay-Lussac (1805)*
Plyny se slučují v jednoduchých poměrech objemových.



Např. jeden objem kyslíku a dva objemy vodíku poskytují dva objemy vodní páry. Z Daltonovy teorie nebylo možno vysvětlit, proč v uvedeném příkladu celkem ze tří stejných objemů vodíku a kyslíku vzniknou právě dvě objemové jednotky.



Tento nesoulad vedl *Avogadra (1811)* k zavedení pojmu **molekula**. Molekuly prvků mohou být v plynném stavu složeny z více stejných atomů, podobně jako je sloučenina složena z více různých atomů. Reakci, při níž vodík reaguje s kyslíkem za vzniku vodní páry, lze pak popsat rovnicí



ze které vyplývá, že plynný vodík a plynný kyslík tvoří biatomické molekuly.

f) Avogadrův zákon

Ve stejných objemech různých plynů a par je za stejného tlaku a teploty stejný počet molekul.



HMOTNOST, MNOŽSTVÍ A SLOŽENÍ LÁTEK

Významnou charakteristikou látek jsou **hmotnosti jejich atomů a molekul**.

Z Daltonových zákonů ovšem vyplynulo, že zpravidla není potřeba znát absolutní hmotnosti atomů a molekul → zavedení **relativní atomové hmotnosti**, resp. **relativní molekulové hmotnosti**. Ke srovnání byl použit nejlehčí prvek -- vodík -- o hmotnosti 1 g. Později byl za standard zvolen kyslík o hmotnosti 16 g (většina prvků tvoří oxidy, které byly vhodné pro experimentální určování „atomových vah“). Protože však přírodní kyslík je směsí více izotopů, je od r. 1961 za **základ relativních atomových (resp. molekulových) hmotností** používán **nuklid ^{12}C** o hmotnosti 12 g.

Látkové množství n (jednotka 1 mol) je definován takto:

Vzorek ze stejnorodé látky má látkové množství jeden mol, obsahuje-li právě tolik částic (atomů, iontů, molekul, elektronů aj. - částici je nutno vždy přesně určit), kolik je atomů ve vzorku nuklidu uhlíku ^{12}C o hmotnosti 12 g.

Počet částic připadající na 1 mol látky udává Avogadrova konstanta N_A ; podle posledních měření má hodnotu:

$$N_A = 6,022\ 140\ 857(74) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Veličiny vztažené na jednotkové látkové množství se nazývají **molární**. *Molární hmotnost M je určena podílem hmotnosti m a látkového množství n dané látky.* Jednotkou molární hmotnosti je $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

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

Vydělením molární hmotnosti Avogadrovou konstantou dostaneme hmotnost $m(X)$ jednoho atomu X .

^1H má hmotnost $m(^1\text{H}) = 1,673\,55 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$,

^{12}C má hmotnost $m(^{12}\text{C}) = 1,992\,67 \cdot 10^{-26} \text{ kg}$.

K vyjadřování hmotností atomů a molekul lze použít i vedlejší jednotku hmotnosti — **atomovou hmotnostní jednotku u** .

Ta je definována vztahem: **$1\,u = 1,660\,539\,040(20) \cdot 10^{-27} \text{ kg}$**

tak, aby **hmotnost m_u atomové hmotnostní konstanty** (která je rovna dvanáctině hmotnosti atomu nuklidu ^{12}C) byla právě $1\,u$:

$$m_u = \frac{m(^{12}\text{C})}{12} = 1,66053904 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1u$$

Hmotnosti atomů výše uvedených nuklidů vyjádřené pomocí této vedlejší jednotky hmotnosti jsou:

$$m(^{12}\text{C}) = 12,0000\,u$$

$$m(^1\text{H}) = 1,00782\,u$$

Pomocí hmotností atomů a molekul a atomové hmotnostní konstanty můžeme nyní přesně definovat již dříve uvedené veličiny — atomovou (molekulovou) relativní hmotnost.

Relativní atomová hmotnost $A_r(X)$ je dána poměrem hmotnosti $m(X)$ atomu X a atomové hmotnostní konstanty :

$$A_r(X) = \frac{m(X)}{m_u}$$

Je to tedy bezrozměrná veličina, která udává, kolikrát je hmotnost dané částice X větší než atomová hmotnostní konstanta.

V přírodní směsi vodíku je 99,985% izotopu ^1H (jeho $A_r(^1\text{H}) = 1,00782$) a 0,015% izotopu ^2H (jeho $A_r(^2\text{H}) = 2,01410$). Relativní atomová hmotnost přírodní směsi vodíku pak je $A_r(\text{H}) = 1,00797$.

Podobně je definována i relativní molekulová hmotnost $M_r(Y)$ molekuly Y :

$$M_r(Y) = \frac{m(Y)}{m_u}$$

Vedle hmotnosti nebo látkového množství v jednosložkových soustavách je důležité i vyjadřování složení vícesložkových soustav. Nejčastěji se udává **relativní obsah** dané složky v soustavě. Nejběžnější způsoby jsou:

• **Molární zlomek** $x(A)$ látky **A** je dán podílem **látkového množství** $n(A)$ látky **A** a látkového množství n celé soustavy :

$$x(A) = \frac{n(A)}{n}$$

Vzhledem k definici látkového množství lze $x(A)$ chápat také jako díl z celkového počtu molekul směsi, který představují molekuly složky **A**.

• **Hmotnostní zlomek** $w(A)$ látky **A** je dán podílem **hmotnosti** $m(A)$ látky **A** a celkové hmotnosti m soustavy :

$$w(A) = \frac{m(A)}{m}$$

Hmotnostní zlomek se často vyjadřuje v procentech.

• **Objemový zlomek** $\varphi(A)$ látky **A** je dán podílem **objemu** $V(A)$ látky **A** a celkového objemu V :

$$\varphi(A) = \frac{V(A)}{V}$$

Rovněž objemový zlomek se vyjadřuje i v procentech.

V roztocích často vyjadřujeme složení směsí pomocí koncentrací.

• **Molární (látková) koncentrace** $c_M(A)$ **látky A je dána podílem** *látkového množství* $n(A)$ **látky A a celkového objemu** V **směsi (roztoku):**

$$c_M(A) = \frac{n(A)}{V}$$

Jednotkou molární koncentrace je $\text{mol}\cdot\text{m}^{-3}$; velmi často používanou dílčí jednotkou je $\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$.

• **Hmotnostní koncentrace** $\rho(A)$ **látky A je dána podílem** *hmotnosti* $m(A)$ **látky A a celkového objemu** V **směsi (roztoku) :**

$$\rho(A) = \frac{m(A)}{V}$$

Hlavní jednotkou hmotnostní koncentrace je $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$.

• **Molalita** $c_m(A)$ **látky A je dána podílem** *látkového množství* $n(A)$ **látky A a hmotnosti rozpouštědla** m .

$$c_m(A) = \frac{n(A)}{m}$$

Pro řadu případů je účelné vedle relativních (a tedy bezrozměrných) veličin jako $M_r(A)$, $\chi(A)$, $w(A)$, $\varphi(A)$) definovat i další relativní veličiny.

- **Relativní molární koncentrace** $[A]$ ²⁾ látky **A** je dána. podílem **molární koncentrace** $c_M(A)$ a **standardní molární koncentrace**

$$c_M^\circ = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} :$$

$$[A] = \frac{c_M(A)}{c_M^\circ}$$

Obdobně jako relativní molární koncentraci lze zavést i **relativní molalitu**.

- Často budeme používat i **relativní tlak** p_r . Je dán poměrem tlaku p a standardního tlaku p_0 :

$$p_r = \frac{p}{p_0}$$

Zvolme za standardní tlak hodnotu $p_0 = 101\,325 \text{ Pa}$; pak je relativní tlak číselně roven tlaku ve dříve používaných (ale dnes již nepovolených) jednotkách tlaku — atmosférách:
 $1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$.

Za relativní veličinu lze považovat i nábojové číslo **z** (počet elementárních nábojů). Je dáno poměrem celkového náboje Q a náboje protonu $Q = 1,602176565(35) \cdot 10^{-19} \text{ C}$