

Měření a platné číslice

Měření = určení velikosti veličiny v daných jednotkách

Měření = odečtení hodnot na stupnici + odhad posledního místa výsledku na desetinu nejmenšího dílku stupnice

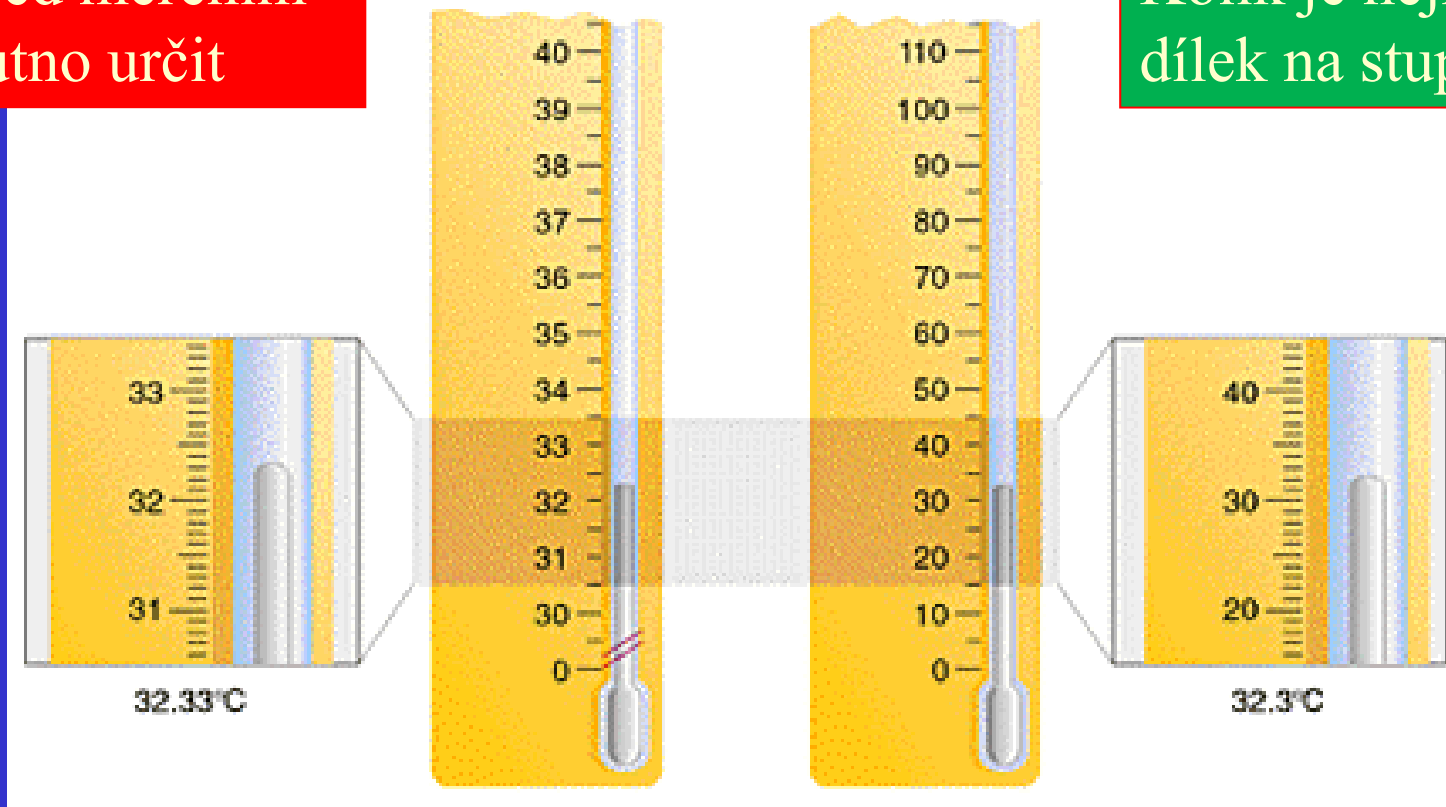
Platné číslice = čísla odečtená ze stupnice + poslední odhadnuté místo

Chybu měření předpokládáme minimálně ± 1 posledního místa

Měření

Před měřením
nutno určit

Kolik je nejmenší
dílek na stupnici



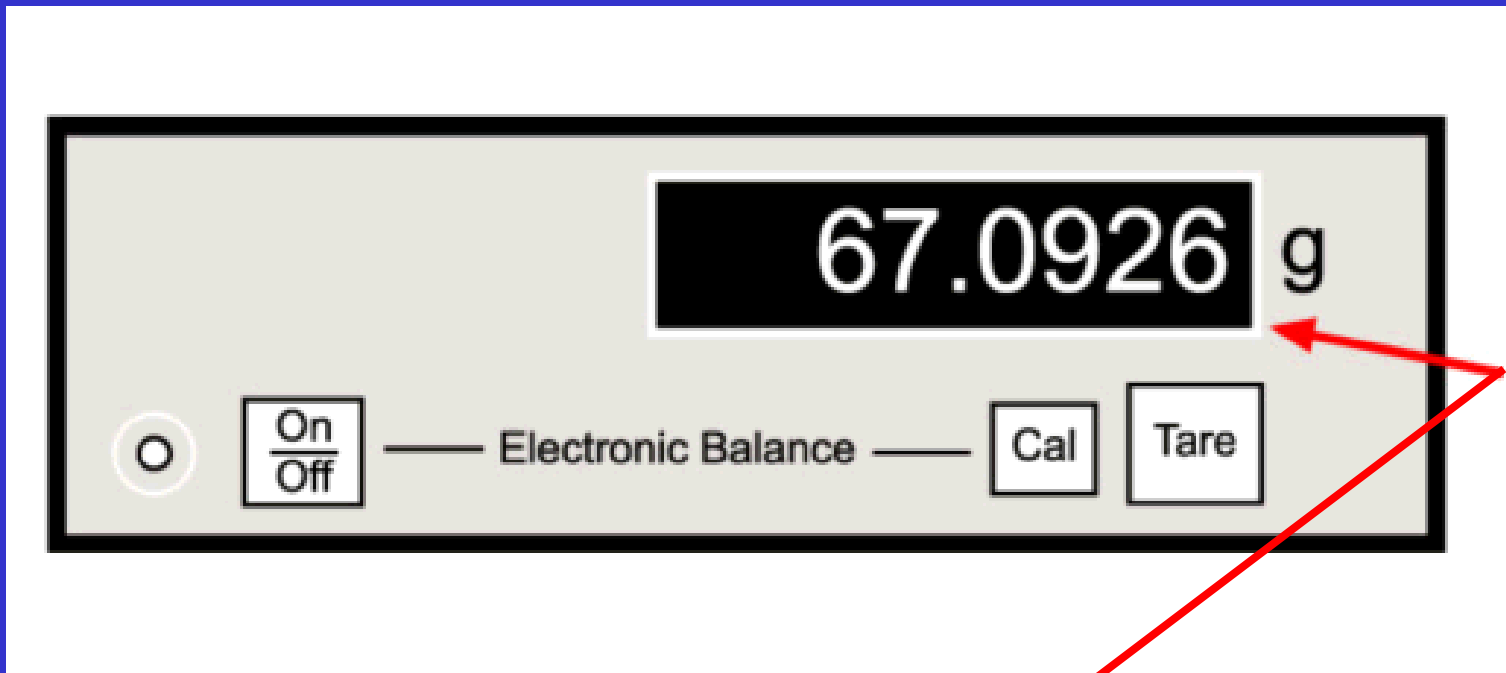
32,33 °C

32,3 °C

Vážení



Odečtení z digitální stupnice



**Chybu měření předpokládáme ± 1 posledního místa
nebo najdeme v manuálu**

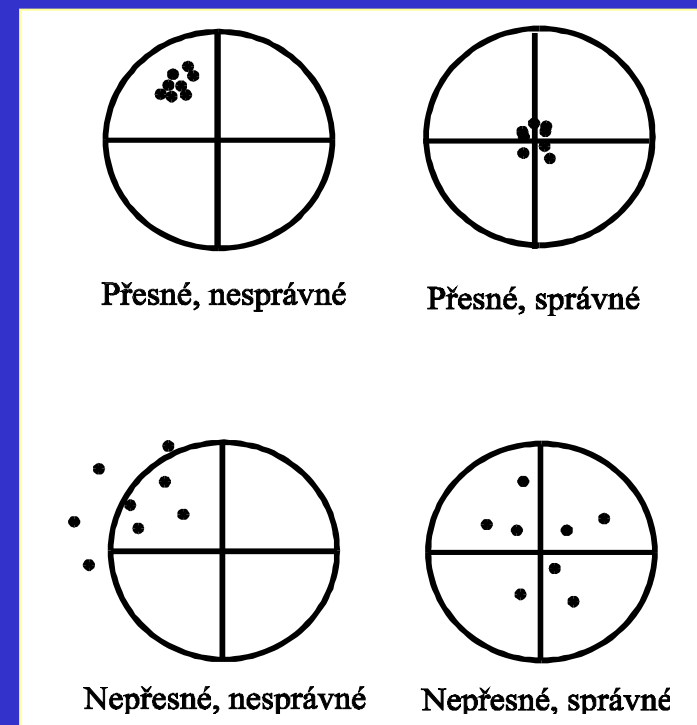
Přesnost a správnost (pravdivost) měření

Měření každé fyzikální veličiny je spojeno s určitou nepřesností – **chybou**.

Opakovaná měření se od sebe liší – drobné odchylky jsou obvykle na posledním místě výsledku.

Přesnost = rozdíl mezi jednotlivými výsledky měření, závisí na schopnostech experimentátora

Správnost (pravdivost) = rozdíl mezi výsledky měření a **skutečnou hodnotou**, závisí na kvalitě měřícího přístroje



Platné číslice

Nuly mezi desetinnou čárkou a první nenulovou číslicí nejsou platné číslice 0,00**34**

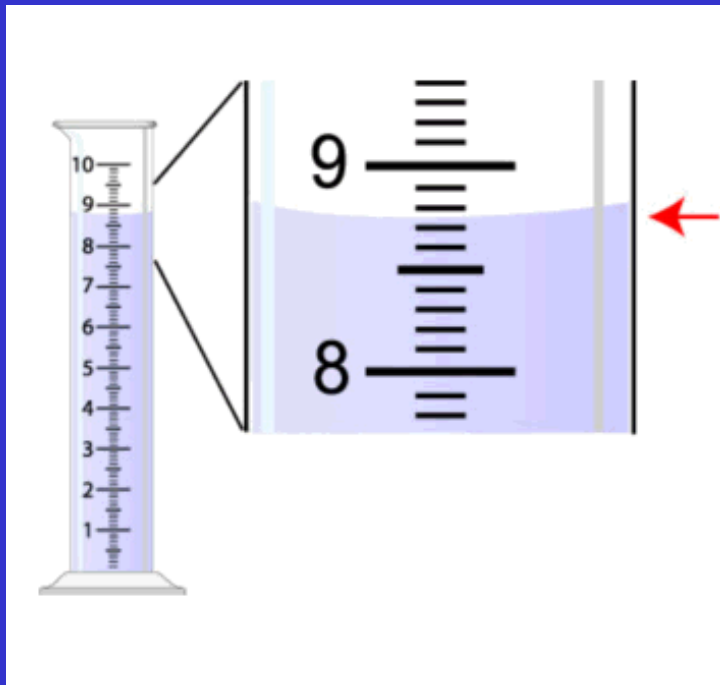
Nuly za nenulovými číslicemi ve výsledku vyjádřeném desetinným číslem jsou platnými číslicemi 0,00**3400**

Nuly na konci výsledku, který neobsahuje desetinnou čárku, MOHOU, ale NEMUSÍ být platnými číslicemi, záleží na přesnosti měření 1**200**

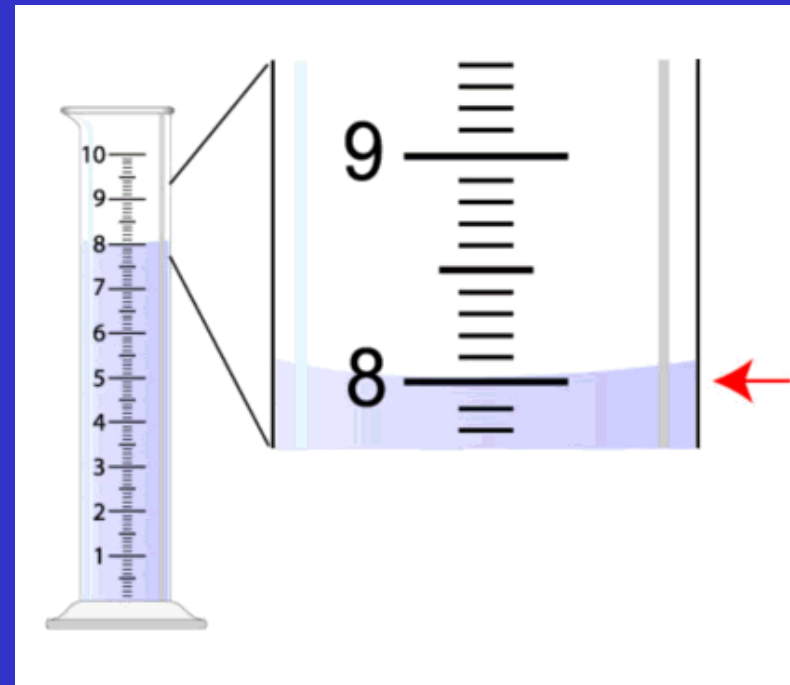
Proto pro jednoznačnost se používá EXPONENCIÁLNÍ zápis: jedno místo před desetinnou čárkou, desetinná místa odpovídající přesnosti měření, exponent, jednotka: **1,2** 10^3 6

Platné číslice

Odečtení ze stupnice – počet platných číslic určen kvalitou přístroje



8,75 cm³



8,00 cm³

NE 8 cm³ !!!!

čísla odečtená ze stupnice + poslední **odhadnuté** místo

Platné číslice

Exaktní čísla = nekonečný počet platných míst (nuly), nemají chybu měření, neovlivňují počet platných číslic výsledku výpočtu

- počet lidí, pokusů, ...

- převodní faktory 1 týden = 7 dní 7.000000000
1 inch = 2.54 cm

- definice 0 °C = 273.15 K

Operace s platnými číslicemi

Násobení a dělení: výsledek má tolik **PLATNÝCH**
číslic jako má číslo s nejmenším počtem platných číslic

$$p V = n R T$$
$$p = 748 \text{ Torr} = 99.7 \cdot 10^3 \text{ Pa}$$
$$V = 1254 \text{ ml} = 1.254 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$
$$T = 298 \text{ K}$$
$$R = 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$n = pV/RT = 5.0462226 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 5.05 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

Zaokrouhlování - zaokrouhlovat až konečný výsledek.

Operace s platnými číslicemi

Sčítání a odčítání: výsledek má tolik **DESETINNÝCH**
míst jako má číslo s nejmenším počtem desetinných míst

Příklad:

Naměříme 2.5 cm pomocí pravítka a 1.2 μm pomocí
mikrometru

sečteme	2.5 cm	s chybou ± 0.1 cm
	+0.00012 cm	s chybou ± 0.00001 cm
výsledek není		2.50012 cm
ale		2.5 cm

protože chyba prvního měření převyšuje řádově hodnotu
druhého měření

Operace s platnými číslicemi

Dekadický a přirozený logaritmus: výsledek má tolik míst **ZA DESETINNOU ČÁRKOU** jako má číslo logaritmované platných číslic

Příklad:

Naměříme koncentraci $2,35 \text{ mol l}^{-1}$ 3 platné číslice
 $\log 2,35 = 0,371$ 3 desetinná místa za čárkou

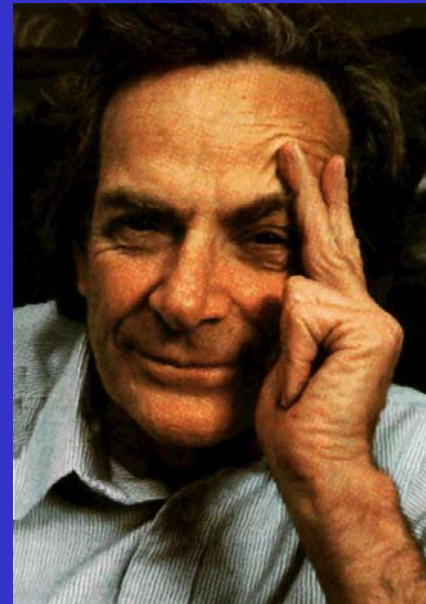
Roztok HCl má koncentraci $1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol l}^{-1}$
 $\text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 1,5 \cdot 10^{-2} = 1,82$

Hmota

Cokoliv zabírá prostor a má hmotnost je hmota

Veškerá hmota sestává z pozitivně a negativně nabitých částic, které jsou v neustálém pohybu, na krátké vzdálenosti se vzájemně přitahují, odpuzují se pokud jsou stlačeny příliš blízko k sobě.

Richard P. Feynman
(1918 - 1988)
NP za fyziku 1965



Zákon zachování hmoty

Lavoisierův zákon 1785

Hmota se netvoří ani nemůže být zničena.

Při chemických reakcích zůstává hmotnost všech zúčastněných sloučenin konstantní.

Zákon je výsledkem přesného měření: **vážení** reaktantů a produktů (a naopak z vážení získáme informace o chemických reakcích)



Antoine Laurent Lavoisier
(1743 – 1794)
gilotina

Zákon zachování hmotnosti a energie

Hmotnost je mírou gravitačních vlastností a setrvačnosti

Ekvivalence hmoty a energie $E = m c^2$

$$u = 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 931.4 \text{ MeV}$$

Soustava:

Izolovaná = Hmotnost a energie je konstantní

Uzavřená = Hmotnost je konstantní, energie se vyměňuje s okolím

Úbytek hmotnosti při uvolnění energie:

- Chemické reakce ng na mol
- Jaderné reakce mg na mol

Zákon stálých slučovacích poměrů

Proustův zákon konstantního složení

1788/1799

Prokázal konstantní složení vody.

(1783 H. Cavendish: voda = $H_2 + O_2$)

Existují SnO a SnO_2 , ale nic mezi nimi

$CuCO_3$ - daná sloučenina vždy obsahuje přesně stejná relativní hmotnostní množství prvků, ze kterých se skládá. Nezáleží na způsobu vzniku nebo postupu přípravy, přírodní nebo syntetický vzorek.



Louis Joseph Proust
(1754 - 1826)

1.000 g UHLÍKU se vždy sloučí s 1.333 g KYSLÍKU na CO ¹⁵

Zákon násobných slučovacích poměrů

Daltonův zákon 1803

Tvoří-li dva prvky řadu sloučenin (N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5) hmotnosti druhého prvku, který se slučuje s 1 g prvního prvku lze vždy vyjádřit malými celými čísly

Tabulka relativních atomových hmotností 14 prvků vzhledem k H (=1) jako standardu.



John Dalton
(1766 - 1844)

Oxidy chromu

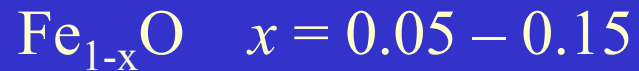
$$r = \frac{m(O)Cr_xO_y}{m(O)CrO}$$

Sloučenina	$m(\text{Cr}) / \text{g}$	$m(\text{O}) / \text{g}$	Poměr, r
CrO	1.000	0.3077	1.000
Cr ₂ O ₃	1.000	0.4615	1.499
CrO ₂	1.000	0.6154	2.000
CrO ₃	1.000	0.9231	3.000

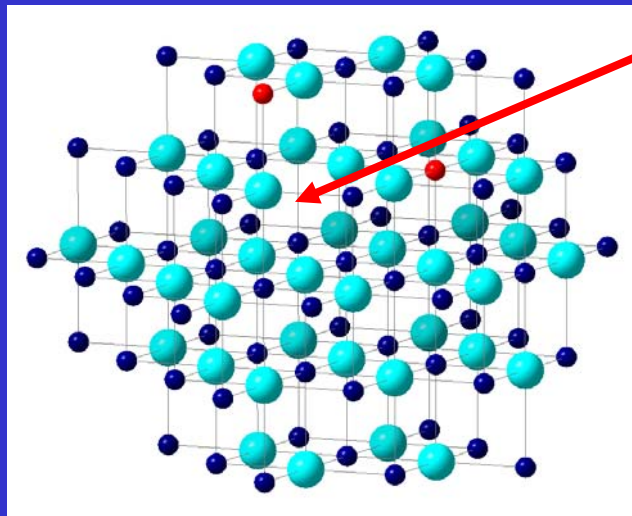
Nestechiometrické sloučeniny-bertholidy

Sloučeniny s kovem ve více oxidačních stavech

Oxidy, sulfidy, nitridy,...



3 pozice Fe^{2+} = 2 pozice Fe^{3+} + 1 vakance (Fe)



Strukturní typ NaCl

Fe^{2+} = modrá

Fe^{3+} = červená

O^{2-} = 

Vakance = neobsazená pozice



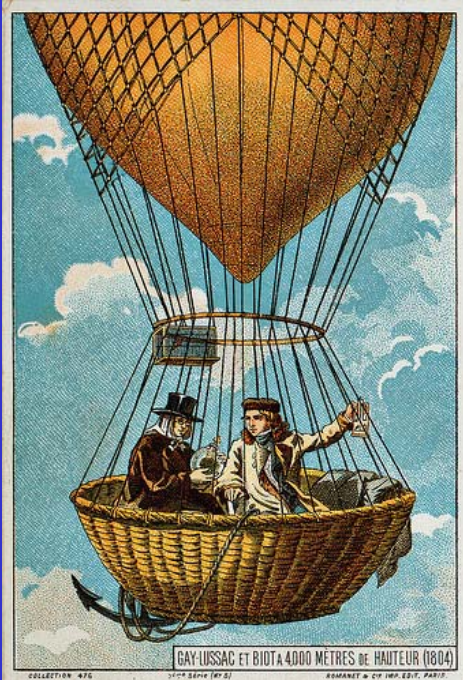
C. L. Berthollet
(1748 - 1822)

Daltonova atomová teorie

1805

- Každý **prvek** se skládá z malých nedělitelných a nezničitelných částic – atomů (ne pro jaderné přeměny, $\text{Ra} \rightarrow \alpha + \text{Rn}$).
- **Atomy** stejného prvku mají identické vlastnosti a hmotnost (ne pro nuklidy, ^{12}C , ^{13}C), atomy různých prvků se podstatně liší ve vlastnostech a hmotnosti (ne pro izobary, ^{14}C - ^{14}N).
- **Sloučeniny** jsou tvořeny spojením atomů různých prvků, pro danou sloučeninu vždy stejné typy atomů ve stejném poměru.
- **Chemická reakce** je reorganizace vzájemného uspořádání atomů.

Zákon nebo teorie ?



Zákon stálých objemů

Joseph Louis Gay-Lussac
(1778 - 1850)

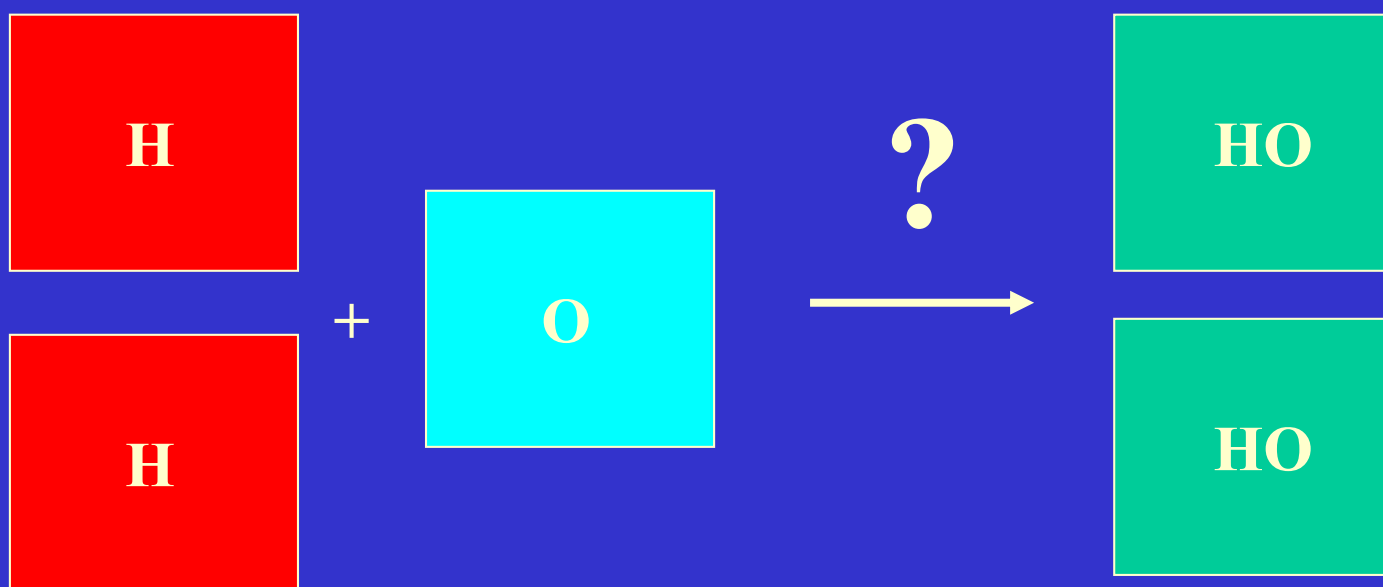


1809 Plyny se slučují v jednoduchých poměrech objemových

2 objemy vodíku + 1 objem kyslíku \rightarrow 2 objemy vodní páry

Zákon stálých objemů + Daltonova atomová teorie

2 objemy vodíku + 1 objem kyslíku → 2 objemy vodní páry



Daltonova atomová teorie
Prvek se skládá z atomů

Sloučeniny jsou tvořeny
spojením atomů různých prvků

Avogadrova hypotéza

1811 Z Daltonovy **atomové** teorie a Gay-Lussakova zákona vyvodil:

Při stejné teplotě a tlaku obsahují stejné objemy různých plynů stejný počet částic.

Plyny jsou dvouatomové molekuly.

H₂, N₂, O₂

Objem 1 molu plynu je **22.4** litru při 0 °C a 101325 Pa

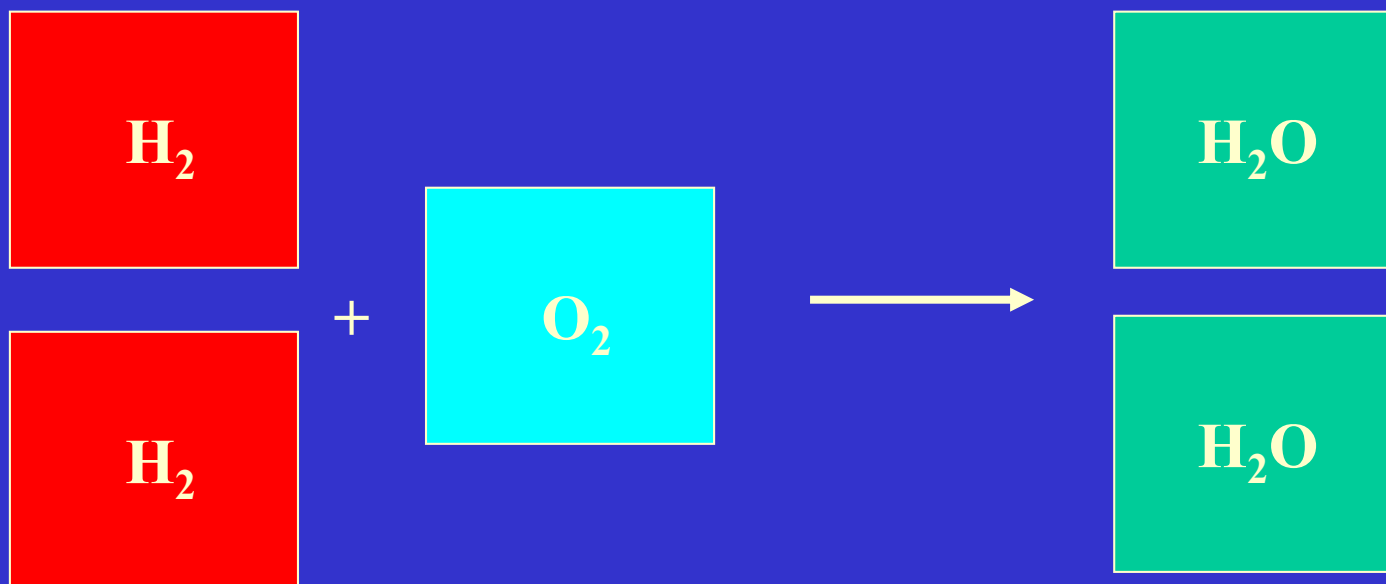
$$V_m = 22.4 \text{ l mol}^{-1}$$



Amadeo Avogadro
(1776 - 1856) ²²

Zákon stálých objemů + Avogadrova hypotéza

Plyny jsou dvouatomové molekuly



2 objemy vodíku + 1 objem kyslíku → 2 objemy vodní páry

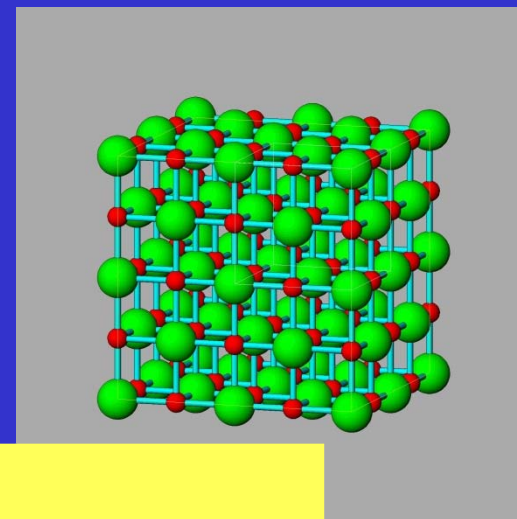
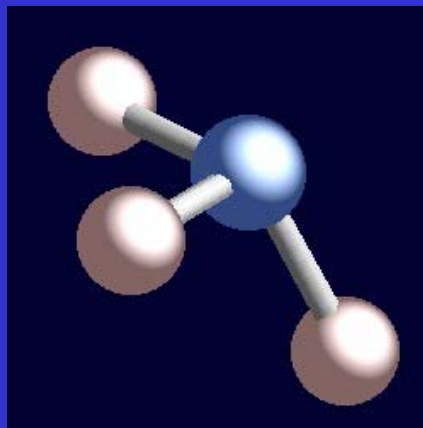
Avogadrova molekula

Molekuly = nejmenší částice látky schopné samostatné existence
Určují chemické vlastnosti látek.

He, Ne, Ar,

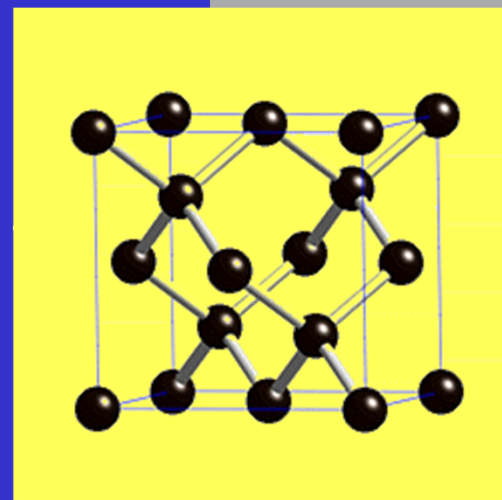
N_2 , P_4 (bílý), S_8 , C_{60} ,

BCl_3 , CH_4 , H_2O , NH_3



Nejsou molekuly:

NaCl , SiO_2 , BeF_2 , C (grafit, diamant),



Hmotnost – mol – Avogadrova konstanta

Prvky se slučují ve stálých hmotnostních poměrech:

NaCl = 23.0 g Na s 35.5 g chloru

Škála relativních atomových hmotností:

H = 1.0, C = 12.0, O = 16.0

Definice molu: 12.0 g ^{12}C = 1 mol

Pak 23.0 g Na = 1 mol

1 mol plynu = 22.4 litru

Změřit kolik částic je v 1 molu (Loschmidt, Perrin,...)

$$N_A = 6.02214084(18) \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Látkové množství

1 mol = takové množství částic (atomů, molekul, elektronů,...)
jako ve 12 g uhlíku ^{12}C

$$N_{\text{A}} = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ částic mol}^{-1}$$

Chemické vzorce Na_2SO_4

Stechiometrie chemických rovnic



Výpočet Avogadrovy konstanty

Loschmidtovo číslo = počet molekul v jednotce objemu ideálního plynu

1865 z kinetické teorie plynů vypočetl

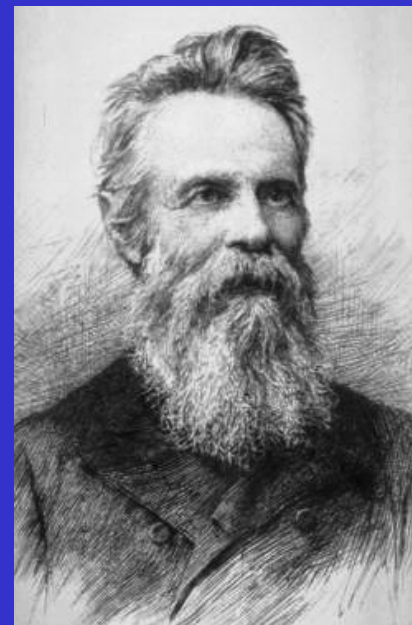
$$n_0 = 2.6 \cdot 10^{19} \text{ molekul cm}^{-3}$$

Dnešní hodnota: $2.686\,7775 \cdot 10^{25} \text{ m}^{-3}$



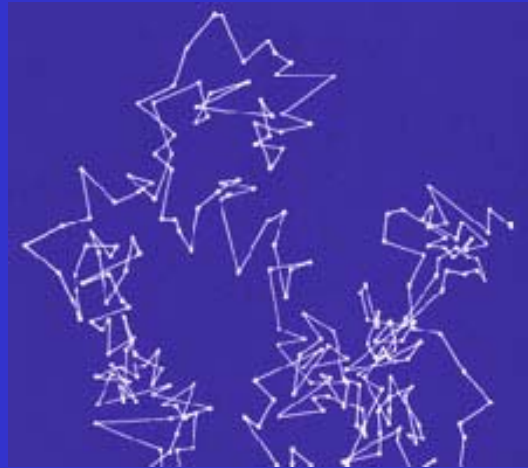
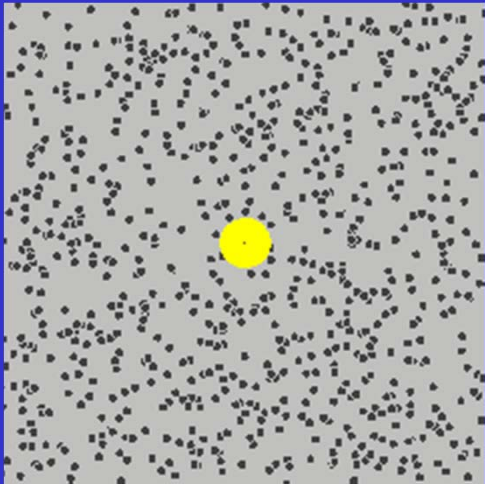
Avogadrova konstanta

$$N_A = 6.022\,141\,99 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$



Johann Josef Loschmidt
(1821 - 1895)
Počerny u KV

Výpočet Avogadrovy konstanty



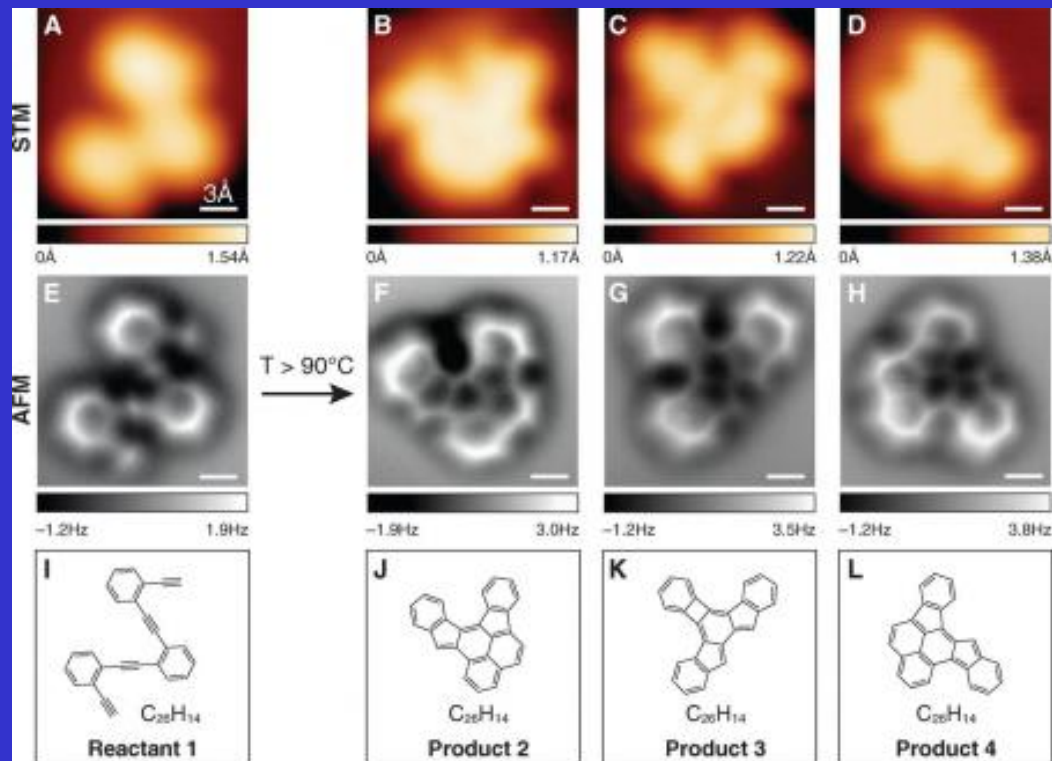
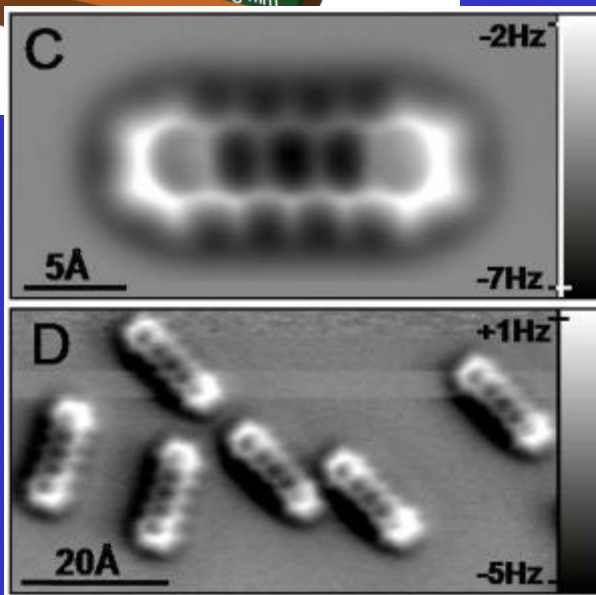
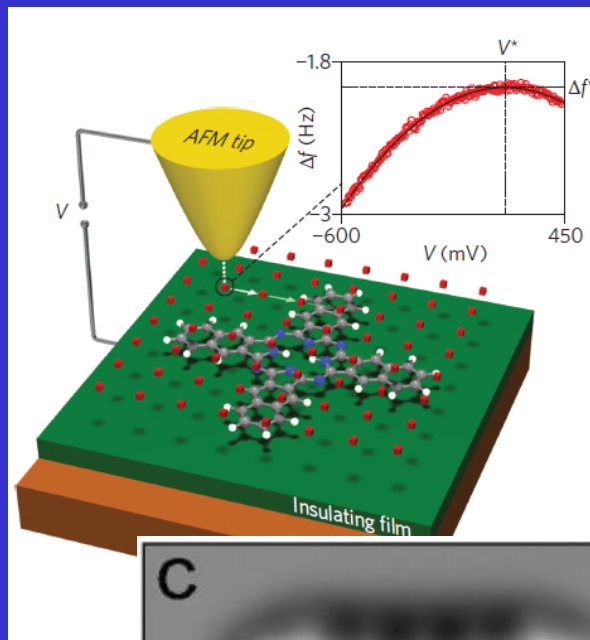
Brownův pohyb částic v kapalině
1908 Experimentální důkaz existence molekul

Zavedl pojem Avogadrova konstanta
a experimentálně zjistil její hodnotu

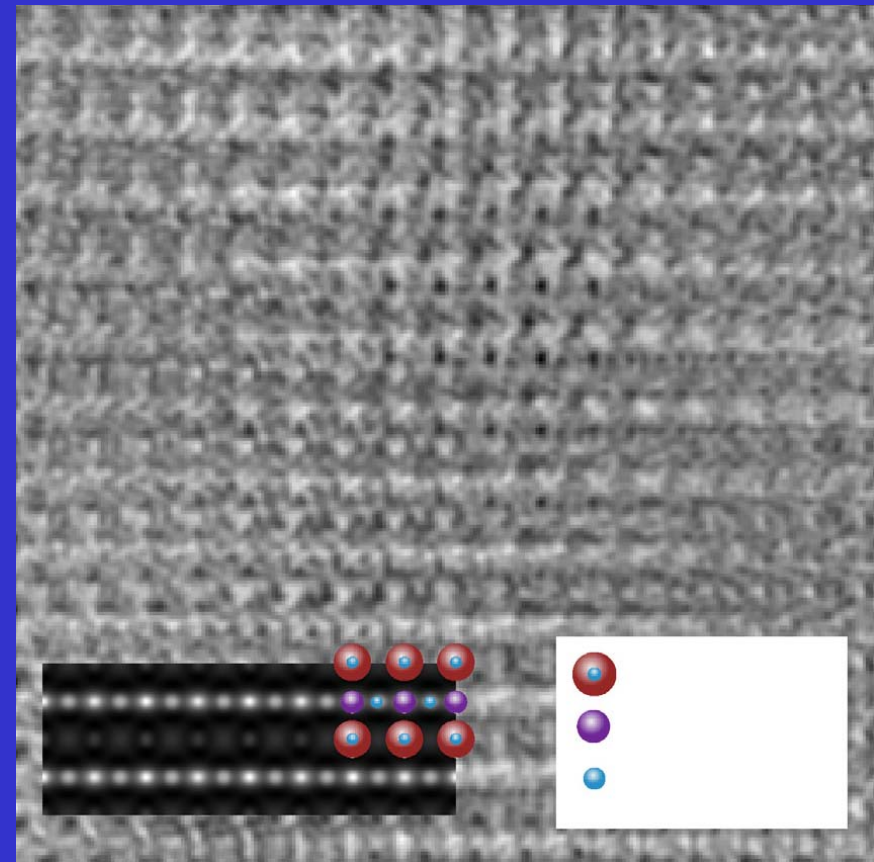
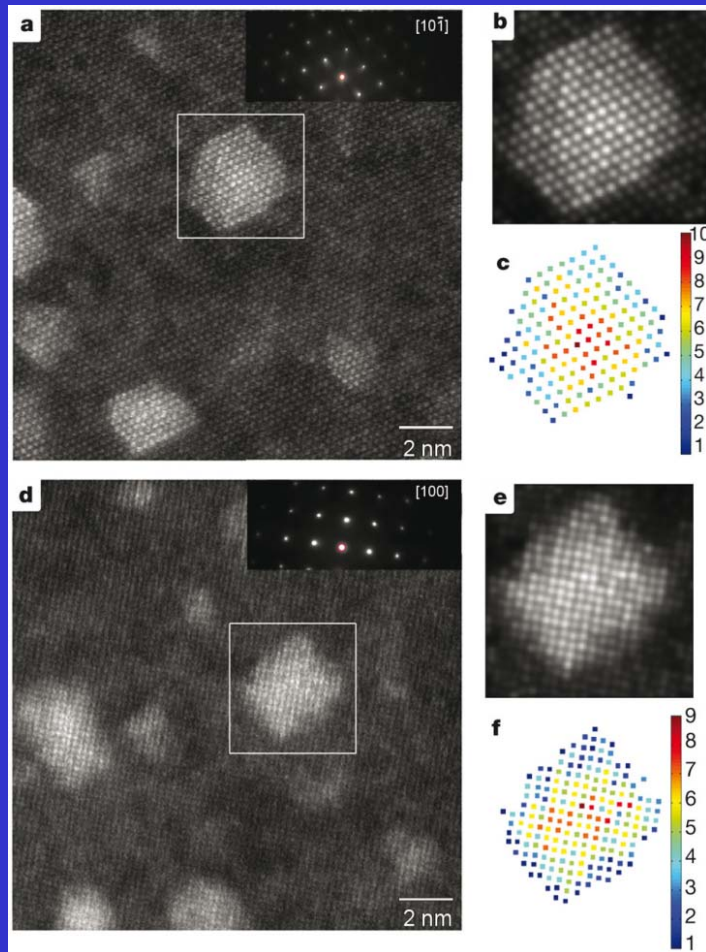
$6.82 \cdot 10^{23}$ molekul ve 2 g vodíku

Jean Baptiste Perrin
(1870 - 1942)
NP za fyziku 1926

STM/AFM - Mikroskopie skenovací sondou

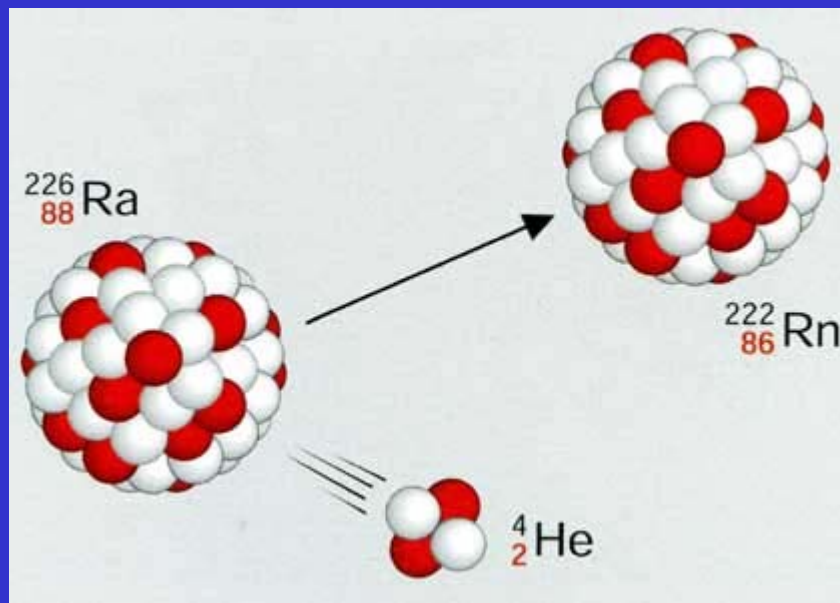


TEM - Transmisní elektronová mikroskopie



Výpočet Avogadrovy konstanty

1911 Ernest Rutherford and Bertram B. Boltwood



1 g radia emituje
 6.2×10^{10} alfa částic
za sekundu
(Geigerův počítač)

Za 132 dní
při 0 °C a 760 mmHg
získali 10.38 mm³ helia

$$N_A = 6.1 \times 10^{23}$$

Výpočet Avogadrovy konstanty

Z rentgenové strukturní analýzy monokrystalů Ti

Příklad:

Ti tělesně centrovaná kubická buňka

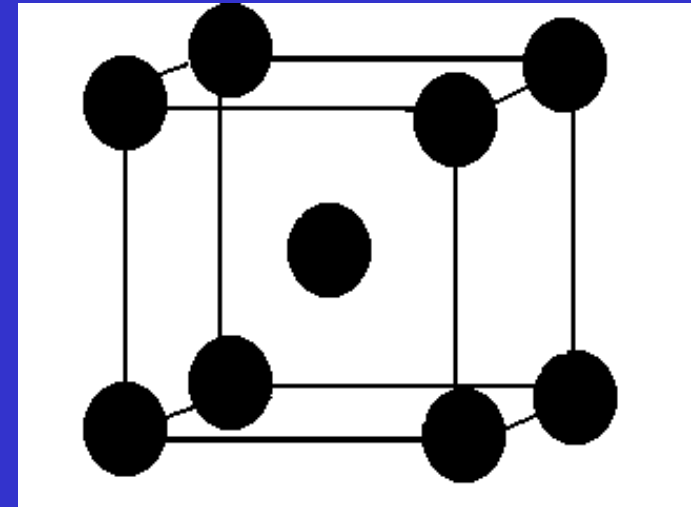
počet atomů v buňce $Z = 2$

Délka hrany $a = 330.6 \text{ pm}$

Hustota Ti $\rho = 4.401 \text{ g cm}^{-3}$

$A(\text{Ti}) = 47.88 \text{ g mol}^{-1}$

2 Ti na 1 buňku o objemu $V = a^3$



$$\rho a^3 = Z \frac{A(\text{Ti})}{N_A}$$

Pojem atomu

Leukippos (480-420 př. n. l.)

Je hmota spojitá nebo nespojitá?

Svět sestává z hmoty a prázdnoty, je tvořen z nedělitelných částic.

Demokritos (470-380 př. n. l.)

Pojem atom

atomos = nedělitelný, atomy mají tvar, velikost a hmotnost, které určují vlastnosti látek. Existuje nekonečné množství nekonečného počtu druhů atomů, které jsou v neustálém pohybu a kombinují se.

Dalších 2000 let odmítáno - až do 1805 – **John Dalton**

Pojem prvku v historii chemie

Tháles Milétský (624 - 543 př.n.l.) Základní prvek je voda

Empedokles (490 - 430 př.n.l.)

4 základní prvky = oheň, voda, vzduch, země

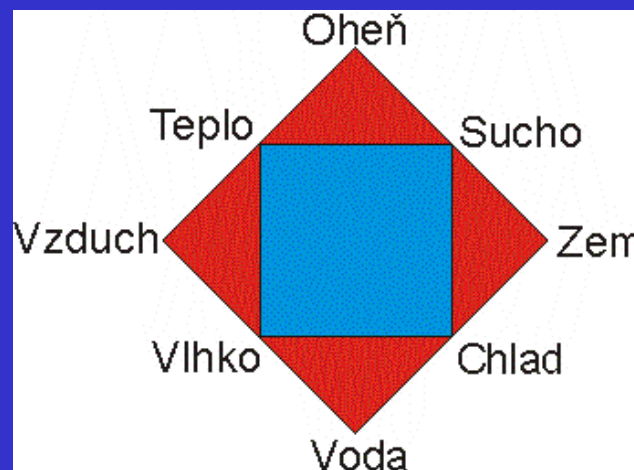
a 2 základní síly: přitažlivá a odpuzivá

(až 1783 H. Cavendish: voda je sloučenina H_2 a O_2)

Aristoteles (384 - 322 př.n.l.) 4 základní prvky + ether

Prvek je nositel vlastností

Kombinace vlastností



Pojem prvku v historii chemie

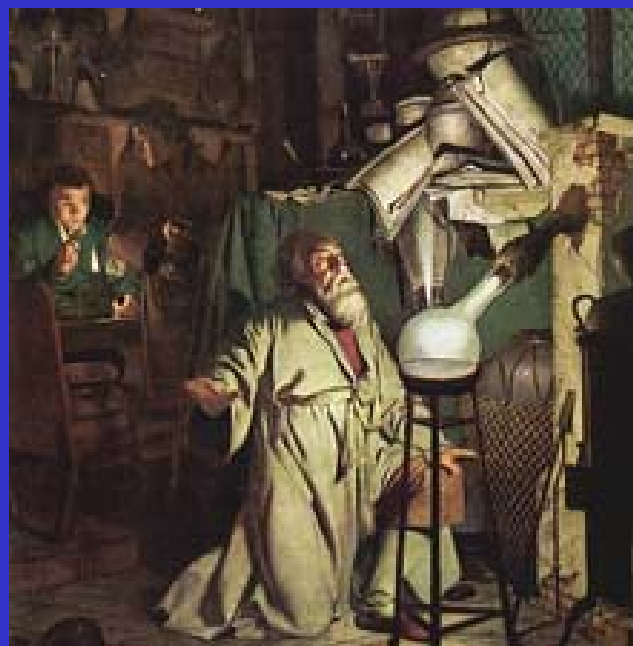
Alexandrie: řecká teorie + egyptská praktická “chemie”

Arabská alchymie, přenesena do Evropy

Alchymistické prvky: země, voda, oheň, vzduch a navíc

Au, Ag, Hg, Fe, Sn, Cu, S, sůl

Au	Slunce
Ag	Měsíc
Sn	Jupiter
Fe	Mars
Cu	Venuše
Hg	Merkur
Pb	Saturn



Pojem prvku v historii chemie

**Philippus Theodorus Bombastus von Hohenheim
Paracelsus (1493–1541)**

tři elementární substance: rtuť, síra a sůl

1537 Moravský Krumlov - Jan z Lipé

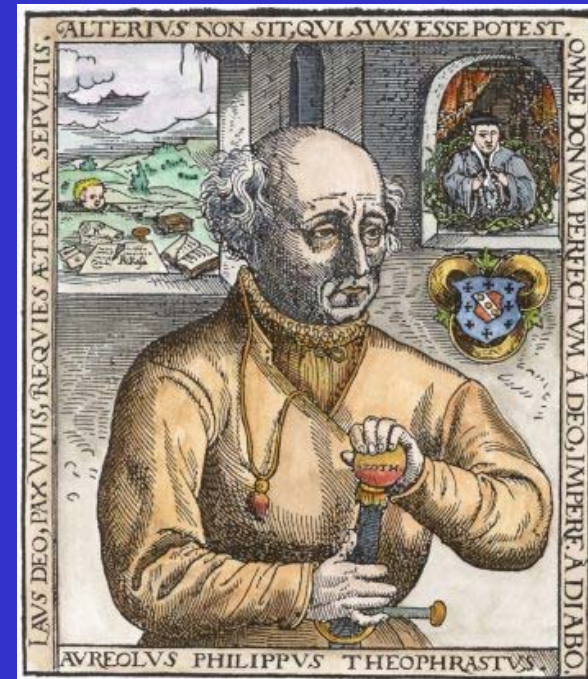
Oslepnutí syna Pertolda na jedno oko

a smrt Jany z Perštejna

Rtuť = tekutost a kovový charakter

Síra = hořlavost

Sůl = inertní element



Pojem prvku v historii chemie



1661 Robert Boyle – první přírodovědecká definice prvku:
Prvek je látka, která se nedá rozložit na jiné látky.

1789 Lavoisier 21 prvků

1808 Dalton 36 prvků – první spojení pojmů atom/prvek
stejně atomy mají stejnou hmotnost, násobky H

1813-14 Berzelius 47 prvků

1869 Mendělejev tabulka 63 prvků

2013 Periodická tabulka: známe 118 prvků
Pojmenovány po 112, 114 a 116

1805

Daltonova atomová teorie

- Každý prvek se skládá z malých nedělitelných a nezničitelných částic – atomů (ne pro jaderné přeměny).
- Atomy stejného prvku mají identické vlastnosti a hmotnost (ne pro nuklidy), atomy různých prvků se podstatně liší ve vlastnostech a hmotnosti (ne pro izobary).
- Sloučeniny jsou tvořeny spojením atomů různých prvků, pro danou sloučeninu vždy stejné typy atomů ve stejném poměru.
- Chemická reakce je reorganizace vzájemného uspořádání atomů.



John Dalton
(1766 - 1844)

Daltonovy symboly atomů/prvků

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36

- | | | | | |
|---------------|--------------|----------------|----------------|----------------|
| 1. Oxygen. | 9. Silver. | 17. Bismuth. | 25. Cerium. | 33. Silicon. |
| 2. Hydrogen. | 10. Mercury. | 18. Antimony. | 26. Potassium. | 34. Yttrium. |
| 3. Nitrogen. | 11. Copper. | 19. Arsenic. | 27. Sodium. | 35. Beryllium. |
| 4. Carbon. | 12. Iron. | 20. Cobalt. | 28. Calcium. | 36. Zirconium. |
| 5. Sulphur. | 13. Nickel. | 21. Manganese. | 29. Magnesium. | |
| 6. Phosphorus | 14. Tin. | 22. Uranium. | 30. Barium. | |
| 7. Gold. | 15. Lead. | 23. Tungsten. | 31. Strontium. | |
| 8. Platinum. | 16. Zinc. | 24. Titanium. | 32. Aluminium. | |

Vývoj definice atomových hmotností

J. Dalton $H = 1$

J. J. Berzelius $O = 100$

J. S. Stas $O = 16$ (pro přírodní směs izotopů ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O)
chemická stupnice

fyzikální stupnice $^{16}\text{O} = 16$ (hmotnostní spektrometrie) ZMATEK

1961

Atomová hmotnostní jednotka = $1/12$ hmotnosti atomu nuklidu ^{12}C

$1 \text{ amu} = 1 \text{ u} = 1.6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Atomová hmotnost

1814 Tabulka relativních atomových hmotností 41 prvků

O = 100

1811 Zavedení zkratk jako symbolů prvků

Li Lithium

Be Beryllium

Ga Gallium (ne Galium)

Y Yttrium

Te Tellur

Tl Thallium

Ds Darmstadtium

(Cp) Copernicium

Vzorce sloučenin

H²O dnes H₂O



Jöns Jacob Berzelius
(1779 - 1848)

Periodická tabulka prvků

The image shows a blank periodic table grid on a yellow background. The grid is composed of 7 rows and 18 columns. The first row has a single cell in the first column and a single cell in the 18th column. The second and third rows each have two cells in the first and second columns, and six cells in the 13th through 18th columns. The fourth, fifth, sixth, and seventh rows each have 18 cells. This layout represents the standard periodic table structure with gaps for noble gases and the lanthanide and actinide series.

Definice prvku

Soubor atomů se stejným protonovým číslem



Nuklid = soubor atomů se stejným A a Z

Prvek = soubor atomů se stejným Z

Chemické látky - složení

CAS - 120 milionů chemických sloučenin

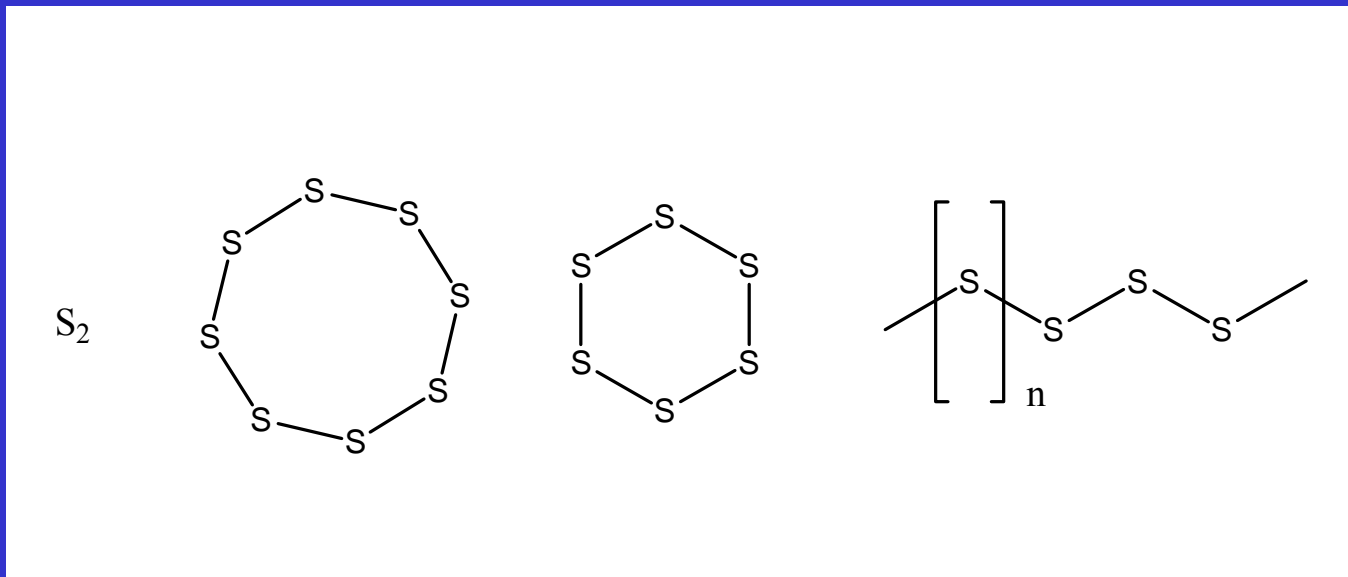
Druh atomů	A nebo B A a B nebo A a C	prvky sloučeniny
Relativní počet atomů		AB nebo AB ₂
	→ empirický vzorec	(CO nebo CO ₂)
Absolutní počet atomů		A ₂ B ₂ nebo A ₆ B ₆
	→ molekulový vzorec	(C ₂ H ₂ nebo C ₆ H ₆)
		[CoN ₆ H ₁₅ O ₂] ²⁺

Prvky – struktura – allotropie

Struktura (vazby mezi atomy)

→ strukturní vzorec

Vazebná topologie allotropie (prvky): O_2 , O_3



Sloučeniny – struktura – konstituce

Vazebná topologie

→ strukturní (konstituční) vzorec

topologická (konstituční, vazebná) izomerie (sloučeniny)

A-B-C nebo A-C-B

$C_5H_{10}O$

HOCN, HNCO, HONC

$[Co(NH_3)_5NO_2]^{2+}$ $[Co(NH_3)_5ONO]^{2+}$

Topologická (konstituční, vazebná) izomerie

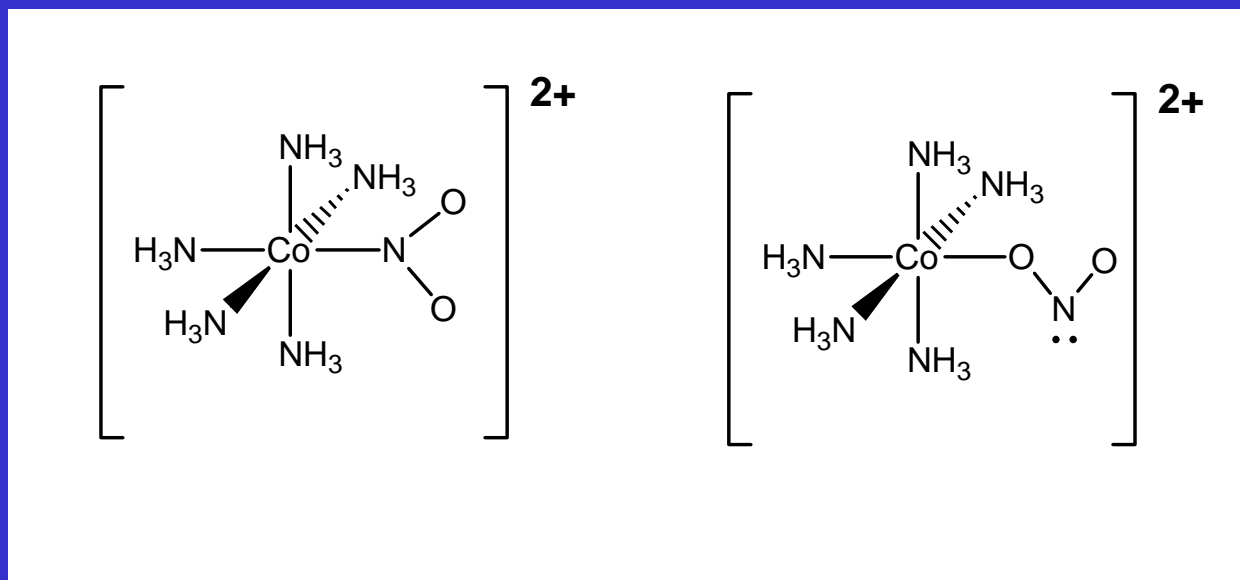


217 izomerů C_6H_6

$\Sigma 217$

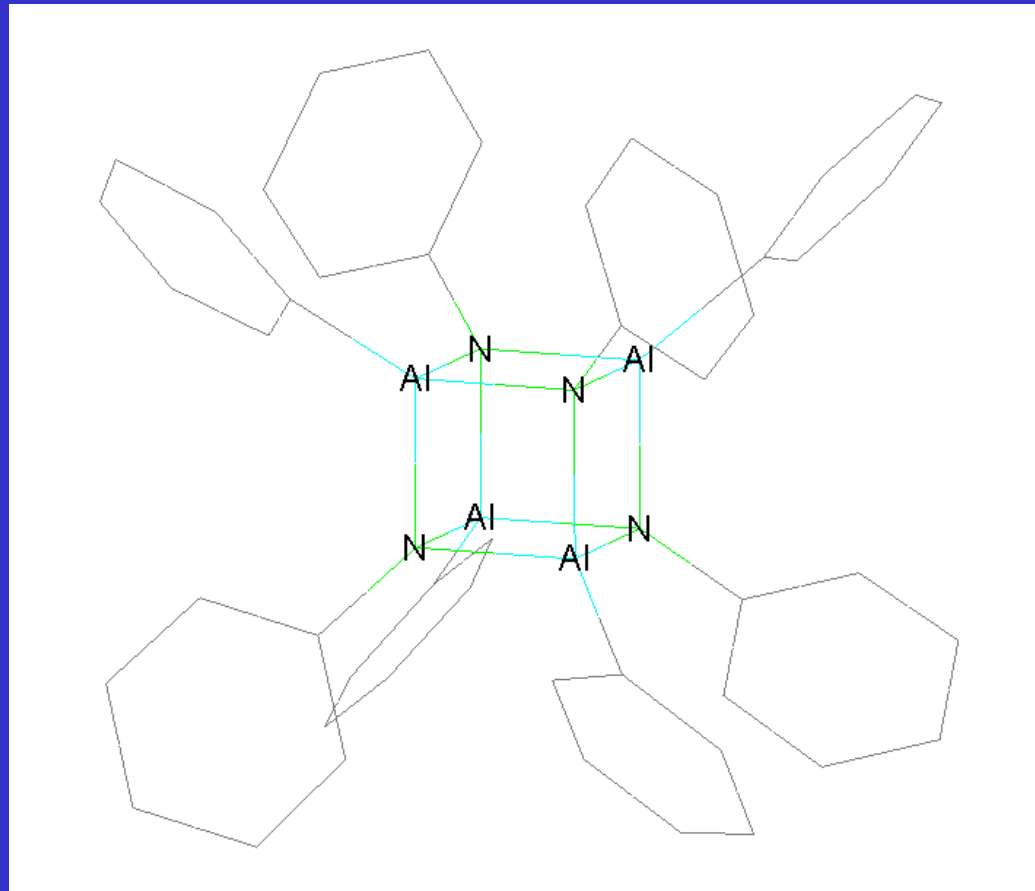
Molekulární tvar

Molekulární tvar → geometrický vzorec

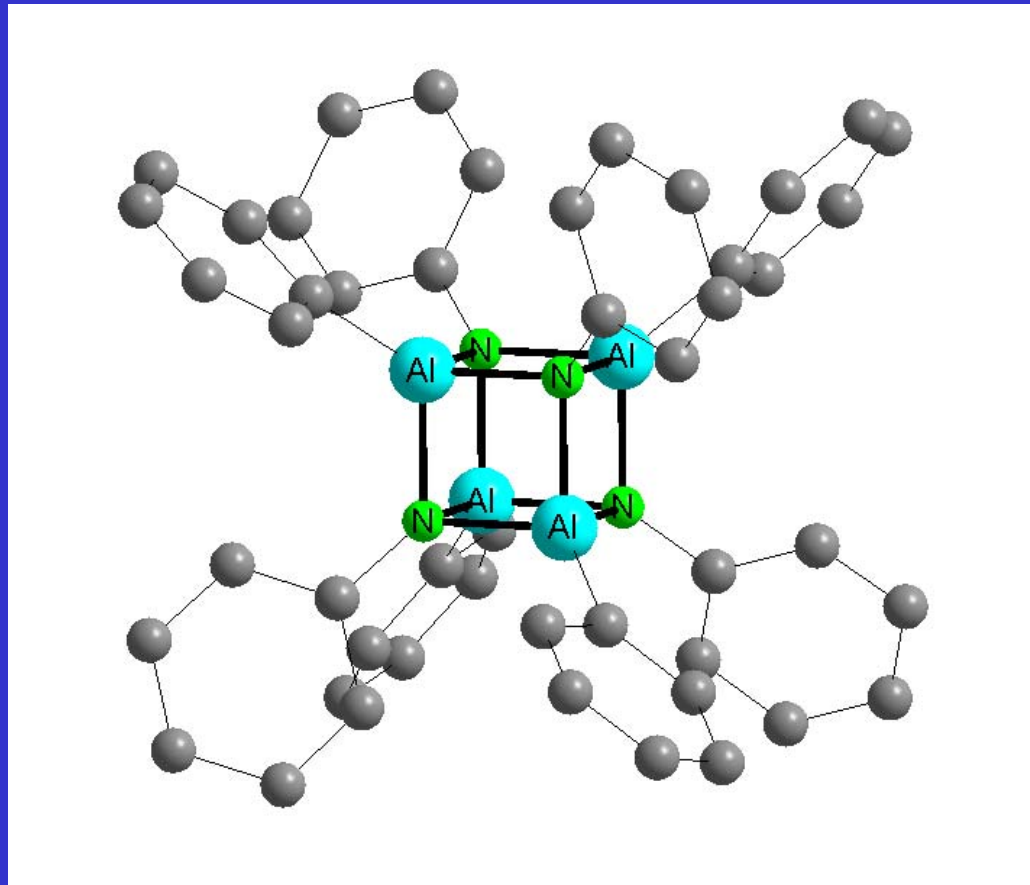


Vazebná izomerie NO₂ skupiny

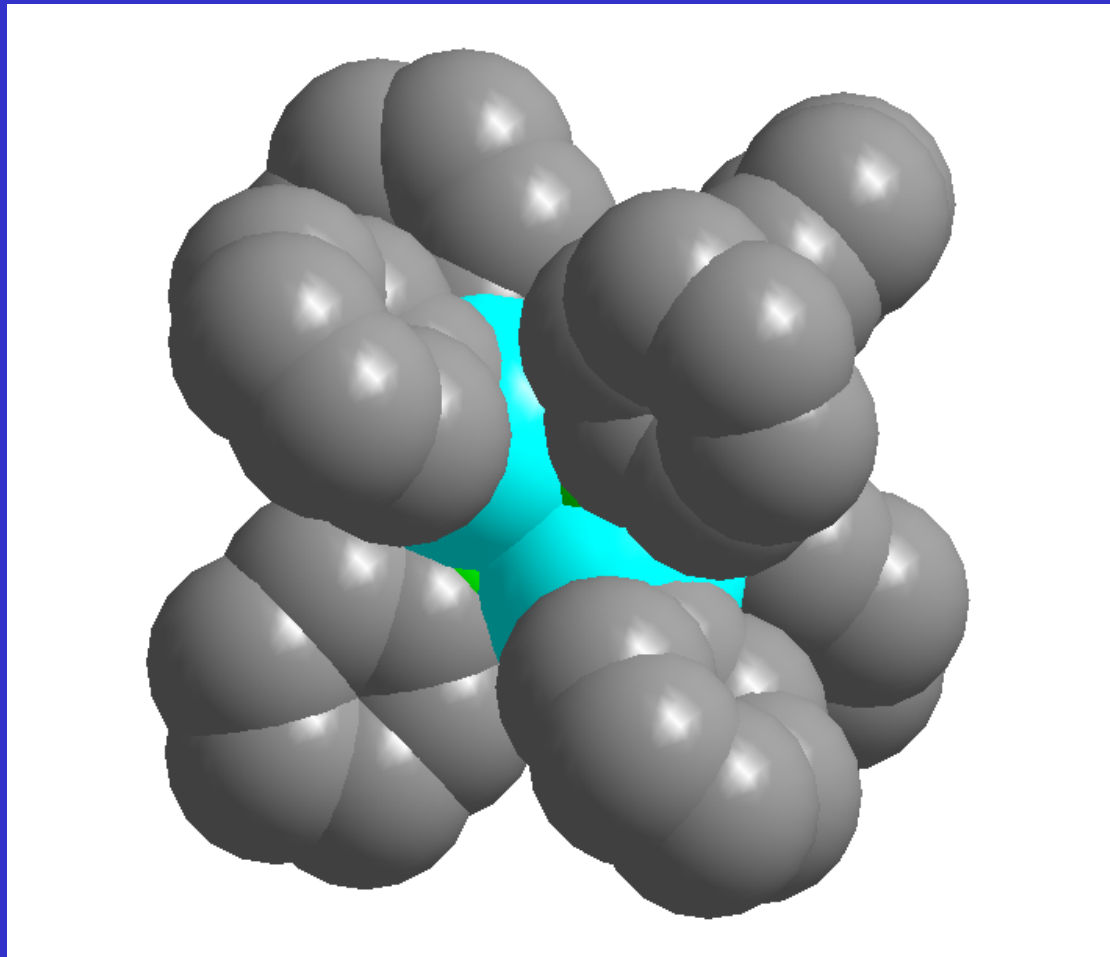
Sloučeniny – struktura – konstituce



Sloučeniny – struktura – konstituce



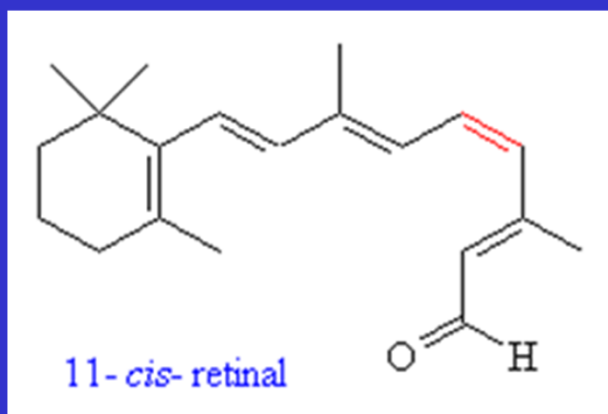
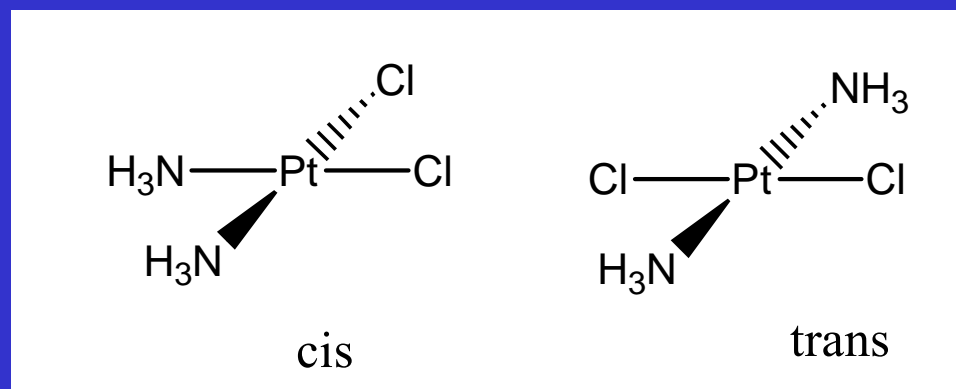
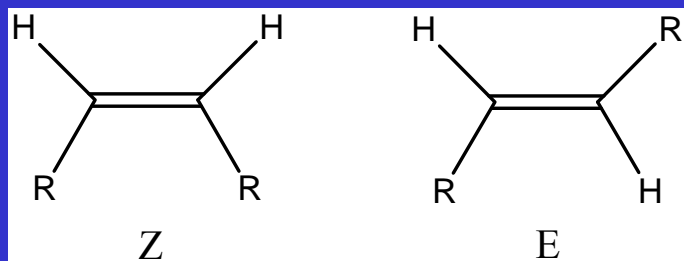
Sloučeniny – struktura – konstituce



Molekulární tvar

Molekulární tvar → geometrický vzorec

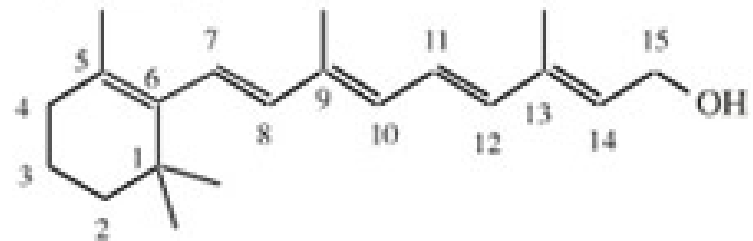
geometrické izomery



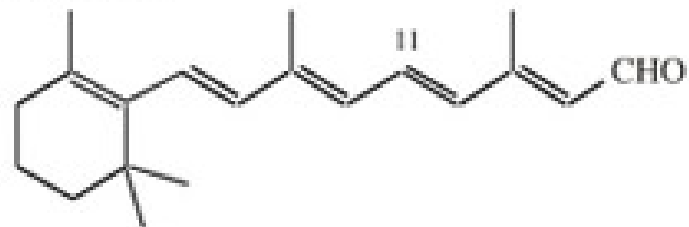
Molekulární tvar

- fyzikální vlastnosti
- chemická reaktivita

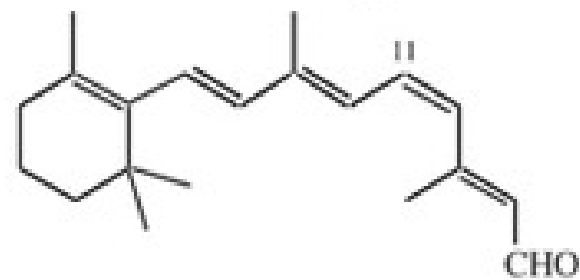
Retinol (vitamin A)



All *trans*-Retinal



11-*cis*-Retinal

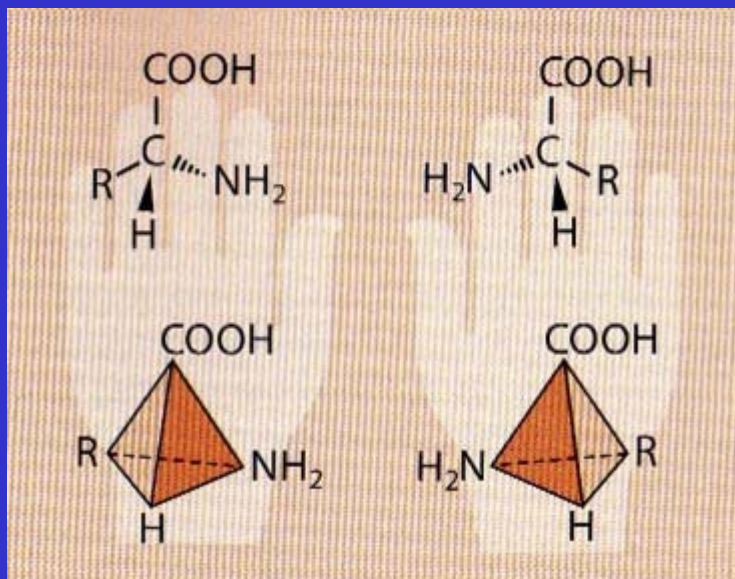


Molekulární tvar

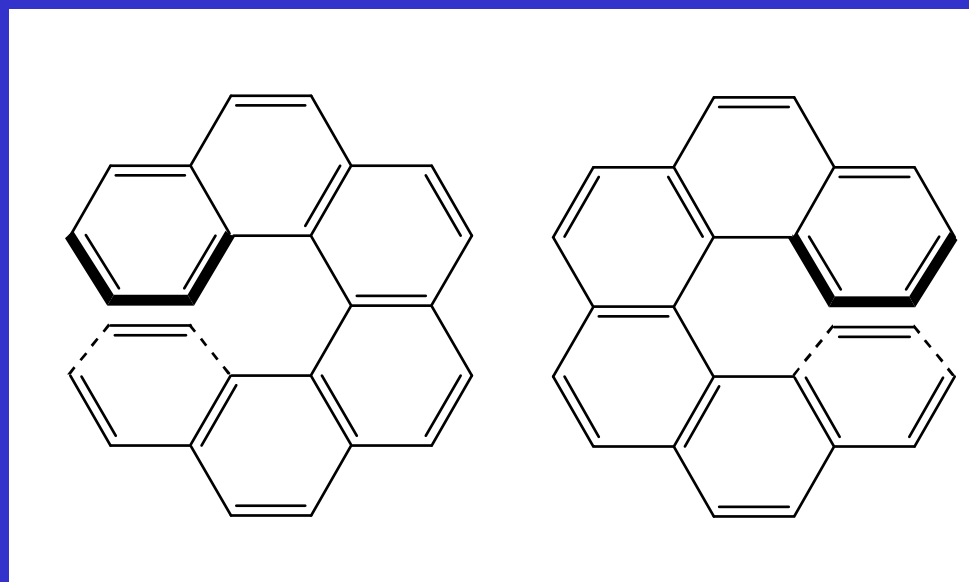
Molekulární tvar → geometrický vzorec

Optické izomery – enantiomery

Dissymetrie

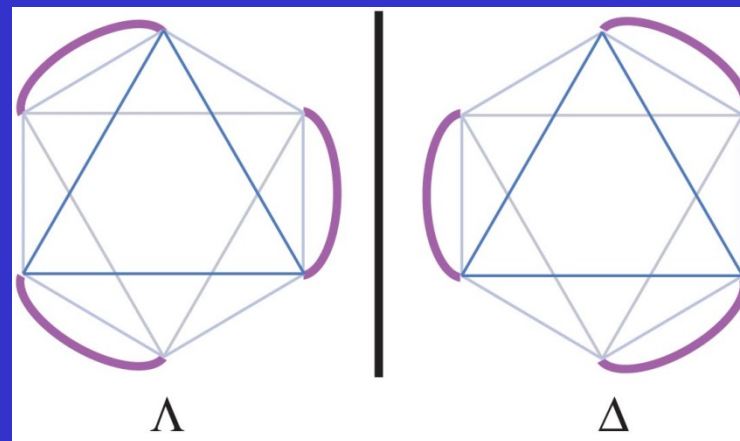
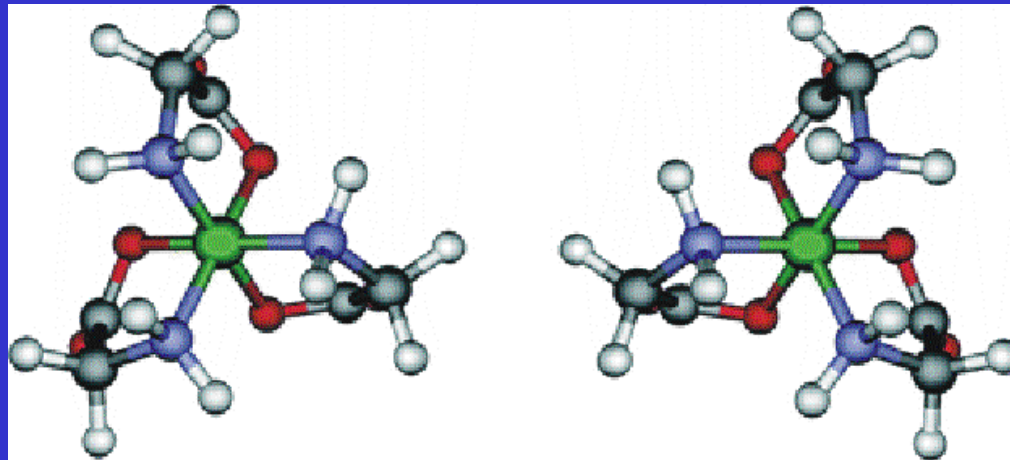


Asymetrický atom



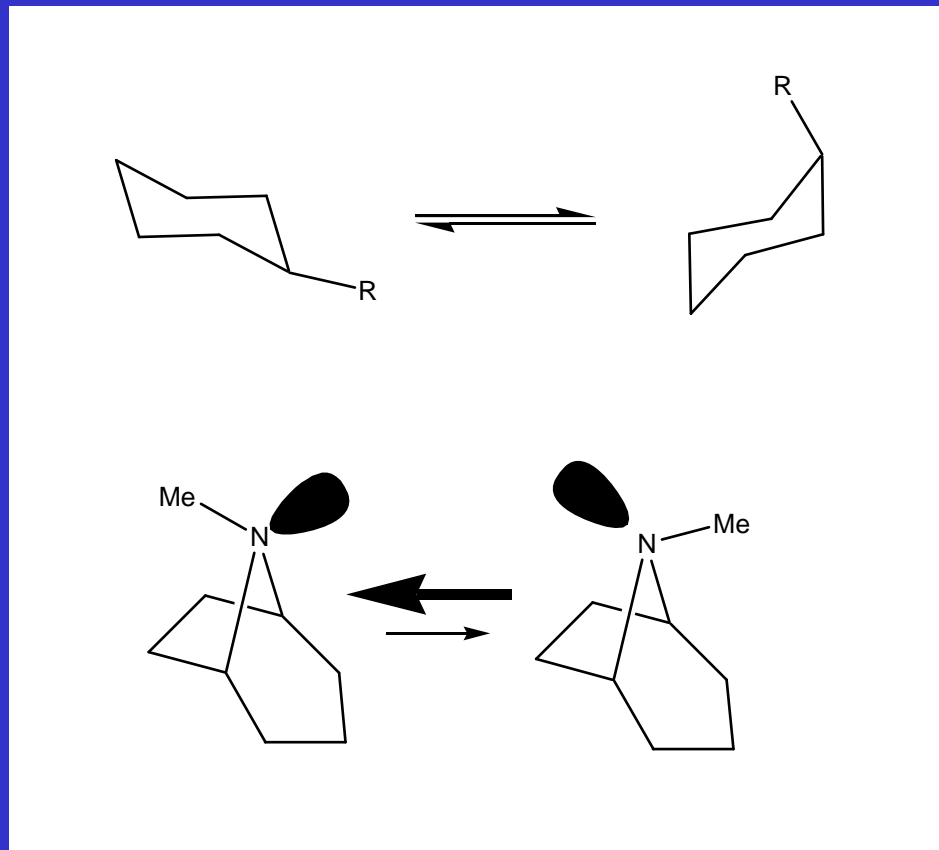
Optické izomery - enantiomery

Oktaedrický komplex



Molekulární tvar

konformery

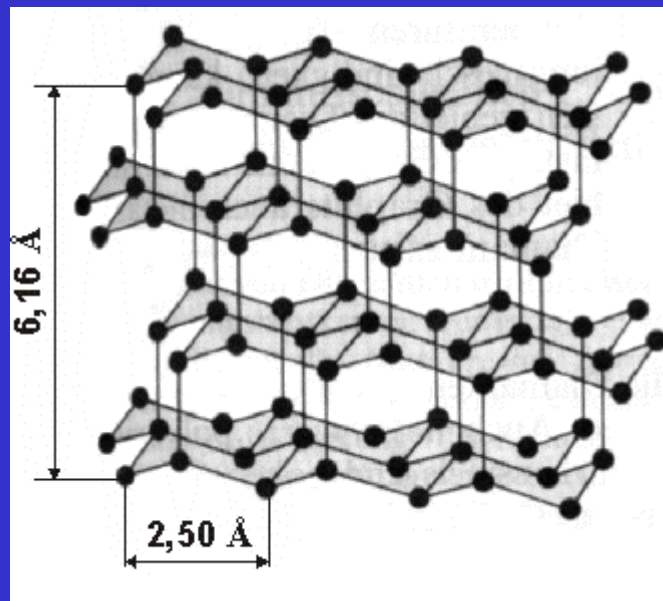


Krystalová struktura

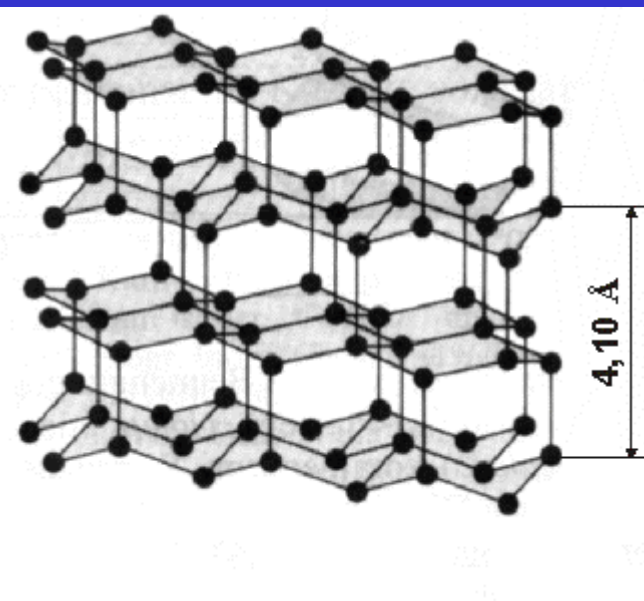
Polymorfie – jen pro pevné látky

Stejné stavební (vzorcové) jednotky, stejné vazby,
ale různé uspořádání v prostoru

Kubický diamant



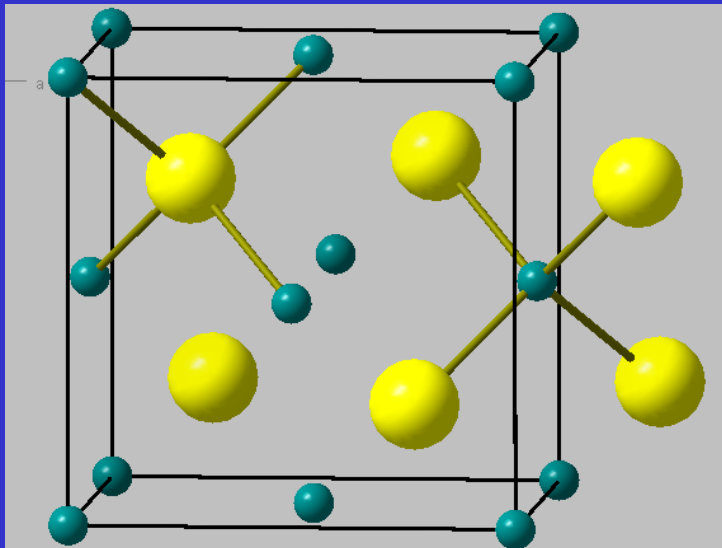
Hexagonální diamant



Krystalová struktura

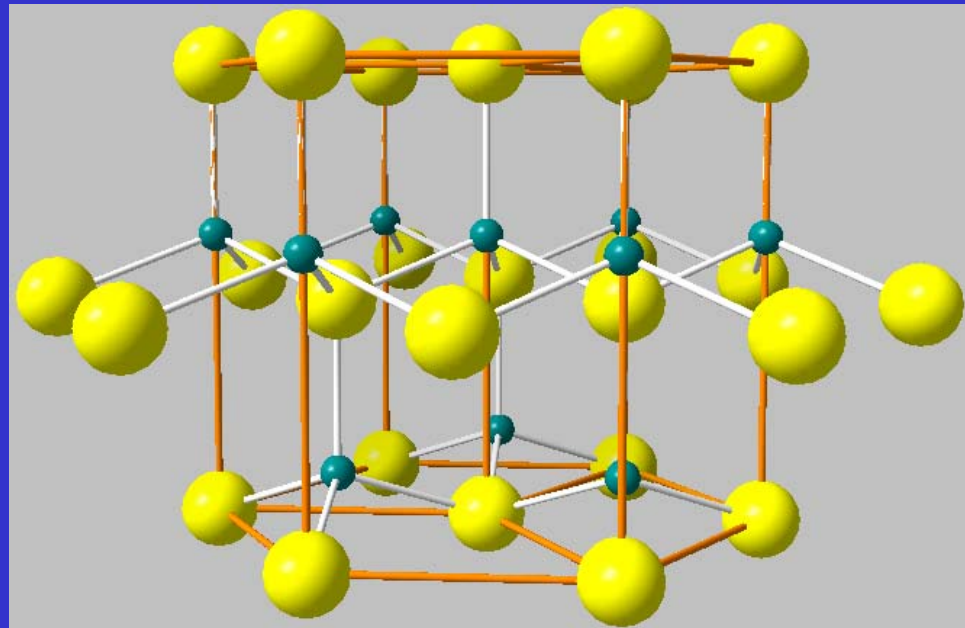
ZnS sfalerit

kubická struktura



ZnS wurzit

hexagonální struktura



Vývoj znalostí o složení atomu

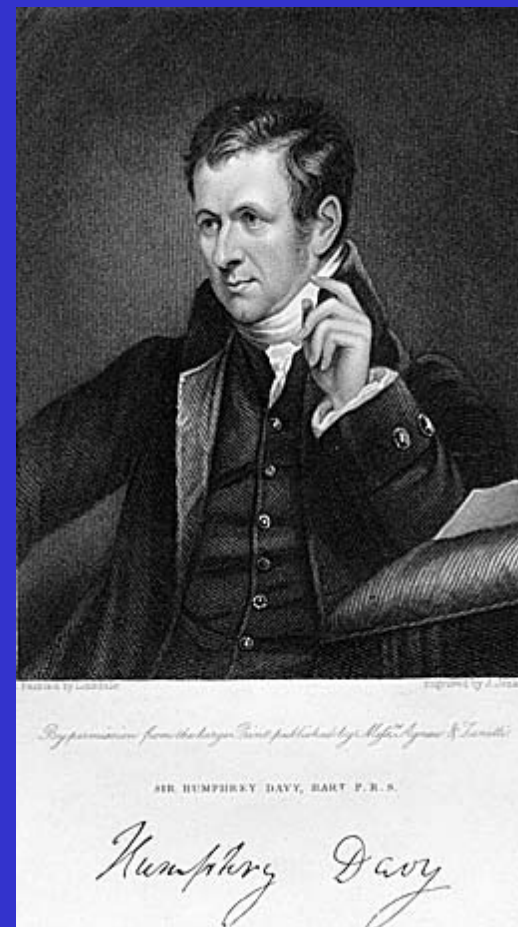
1807 Sloučeniny jsou drženy pohromadě elektrickými silami.

Získal alkalické kovy z **tavenin** jejich solí elektrolýzou

Elektrolýza taveniny $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}$

Elektrolýza taveniny $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}$

Humphry Davy
(1778 - 1829)



Faradayův zákon

1833 Množství vyloučené látky při elektrolýze je přímo úměrné prošlému náboji

Faradayova konstanta = F
náboj 1 molu $e = 96500 \text{ C}$

1 mol M^{z+} $96500 \text{ C} \times z$

n molů M^{z+} $Q = I t$

$$m = \frac{MI t}{zF}$$



Michael Faraday
(1791 - 1867) 60

Složení atomu

1758

Dva druhy elektriny: Robert Symmer
vlněné a hedvábné ponožky

1874

Elektrina je tvořena diskrétními negativně nabitými
částicemi

1894 **název elektron**

George J. Stoney
(1826 - 1911)



Složení atomu

Katodové paprsky, 1898-1903

- Crookesova trubice (William Crookes, 1869-1875)
- Vycházejí z negativní elektrody, pohybují se po přímce, zahřívají kov, otáčejí vrtulku (TV, TEM, MS)
- Jsou stejné pro různé druhy katodového materiálu a použitého plynu
- Jsou odpuzovány záporným potenciálem

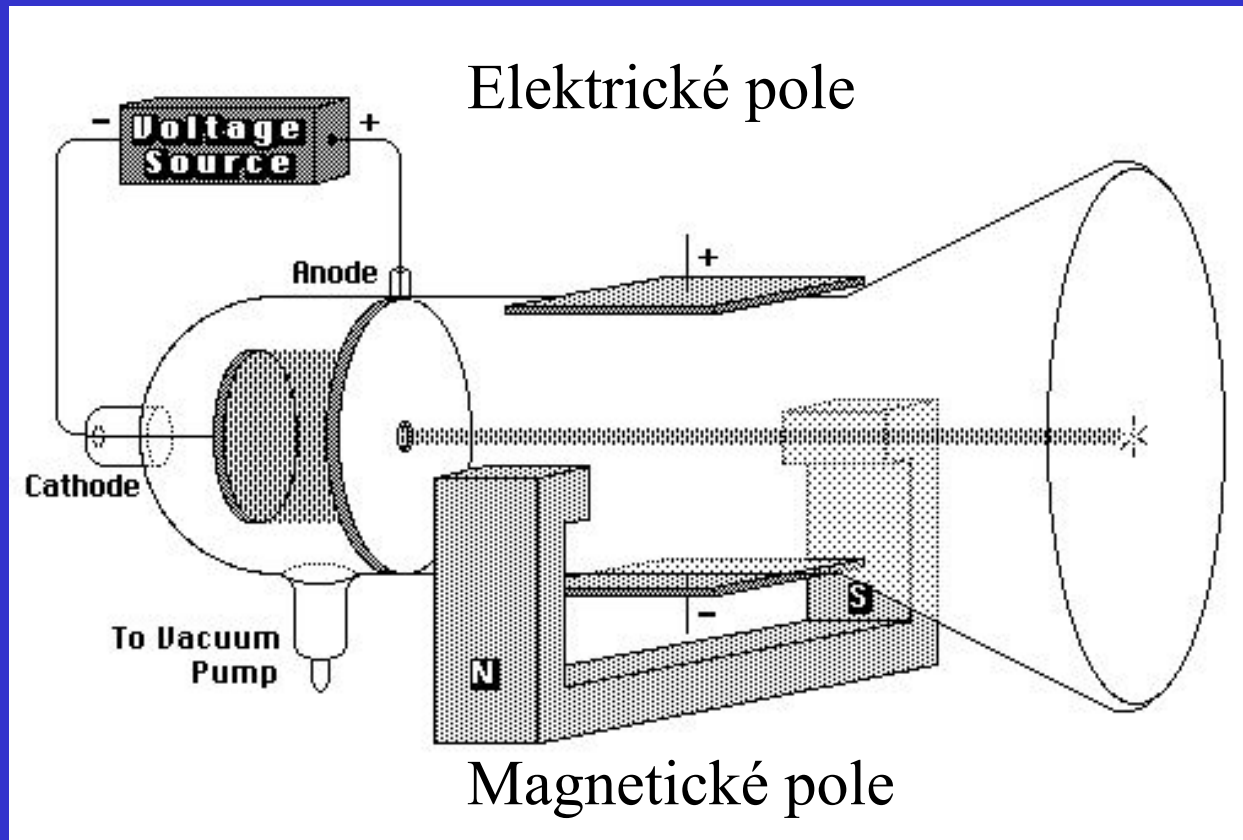
Experimentální potvrzení existence elektronu

Specifický náboj
 $q/m_e = -1.76 \cdot 10^8 \text{ C g}^{-1}$



Joseph John Thomson
(1856 - 1940)⁶²

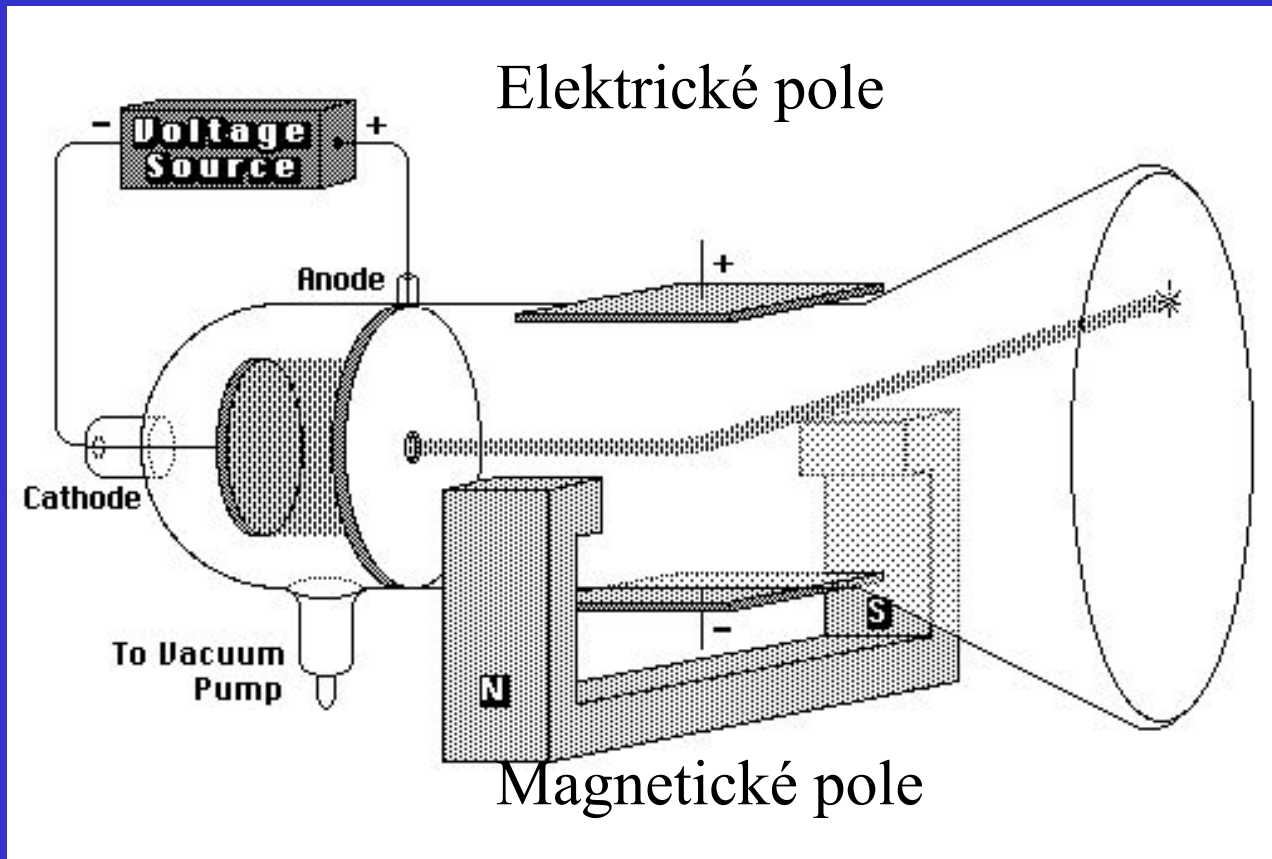
Katodové paprsky



Specifický náboj

$$q/m_e = -1.76 \cdot 10^8 \text{ C g}^{-1}$$

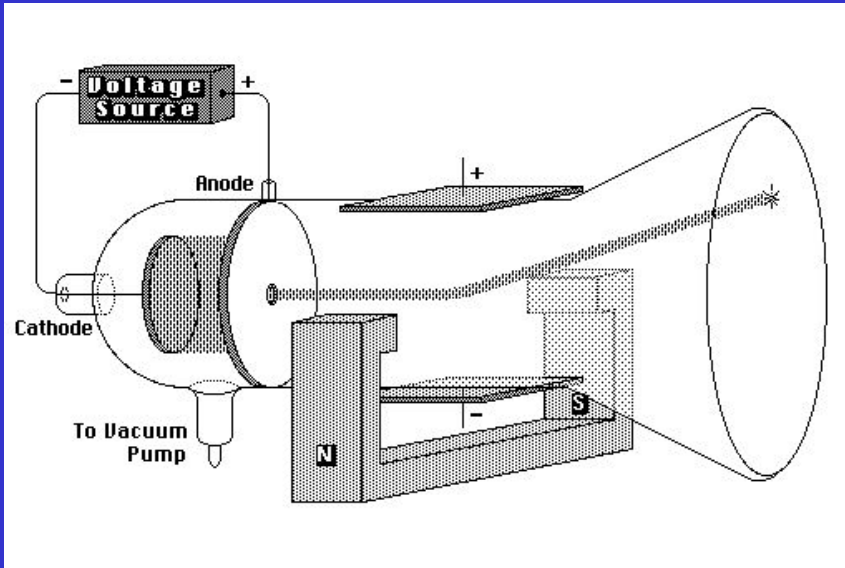
Katodové paprsky



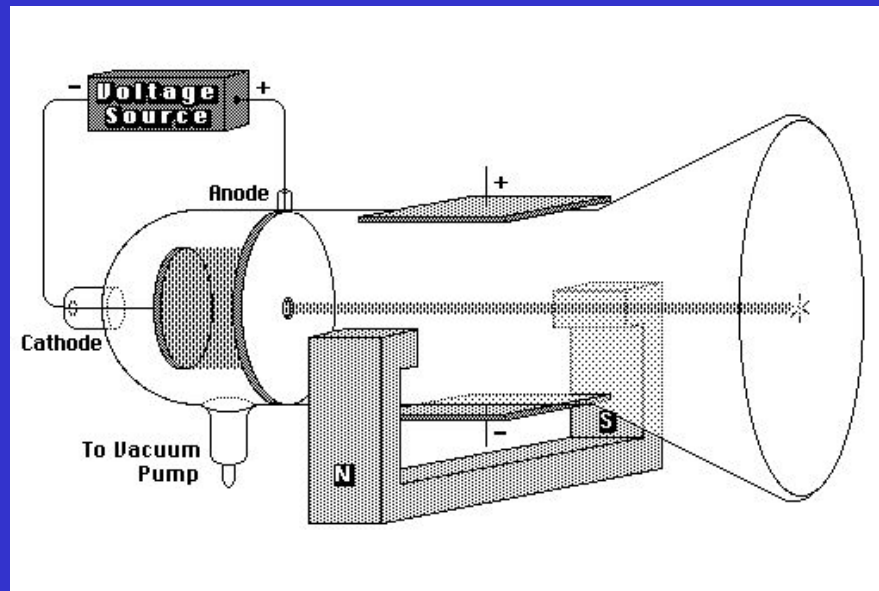
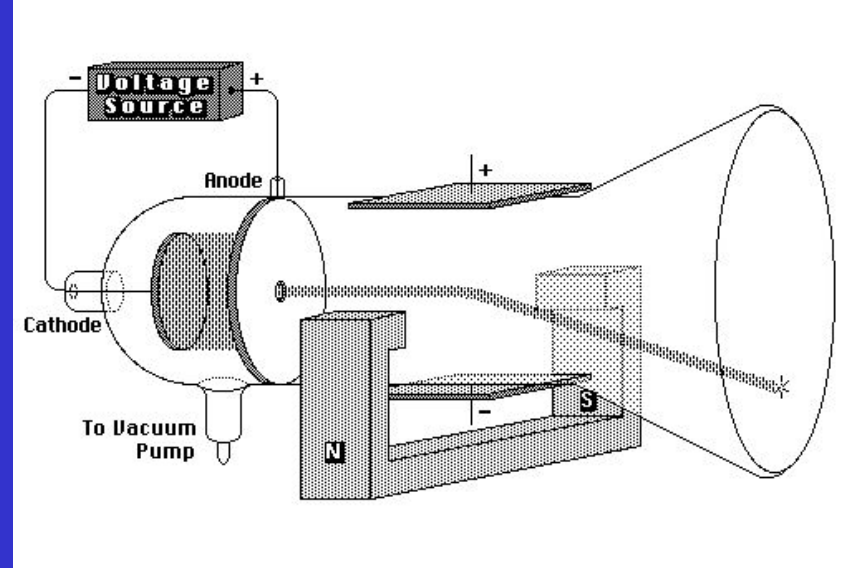
Specifický náboj

$$q/m_e = -1.76 \cdot 10^8 \text{ C g}^{-1}$$

Elektrické pole



Magnetické pole



Thomsonův model atomu

Elektrony

Kladný náboj rozptýlený

