

CHEMIE PRO FAKULTU STROJNÍ

Ing. Mgr. Barbora Nikendey
Holubová, Ph.D.

ORGANIZACE PŘEDMĚTU

- **Přednášky: úterý 10:40–12:10**, celkem **8** přednášek, forma: **prezenční**
s možností dotazů + konzultace + e-kurz
- **Laboratoře: troje laboratoře prezenční**, tedy celkem 3 týdny po sobě podle zasláního rozpisu, pokud někdo nedostal, ať přijde na poslední termín, příp. pošle mail.
- **Dva navazující písemné testy:**
 - 1) 45 minut, chemické názvosloví a výpočty
≥ 50 % správně postup do dalšího kola
 - 2) 25 minut, teorie: přednášky a laboratoře
≥ 50 % správně
- **Termíny** – zkouškové období (2.1.–3.2.2024) + 3 předtermíny 4.–22.12., přihlašování STAG

V případě dotazů piště na:

Ing. Mgr. Barbora Nikendey Holubová, Ph.D.

- Barbora.holubova@tul.cz

Mgr. Martin Slavík, Ph.D.

- Martin.slavik@tul.cz

E-LEARNINGOVÝ KURZ

KATEGORIE KURZŮ

- Návody, rady, manuály
- Ankety, průzkumy a manuály
- EXTERNAL
- FA
- FE
- FM
- FP
- FS
- FT
- FZS
- Návody a metodiky pro FE
- Rektorát
- UKN
- UZS
- Veřejné kurzy
- _ARCHIV
- Všechny kurzy ...

NAVIGACE

Nástěnka

- Titulní stránka
- Hlavní nabídka
- Registrace/odregistrace kurzů (STAG)**
- Moje kurzy
 - EXTERNAL
 - FE
 - FM
 - Více...
- Kurzy

POSLEDNÍ OZNÁMENÍ



Vítejte uživateli se jménem Igor Kopetschke

Nemáte žádné nepřečtené zprávy

Nástěnka po přihlášení

Nevidíte zde svůj kurz?

- V bloku **Navigace** klikněte na **Registrace/odregistrace kurzů (STAG)** nebo **KLIKNUTÍM ZDE**
- Jestli jste **studující**, zaškrtněte si kurzy, do kterých se chcete registrovat a již na portále existují
- Jestli jste **učitel**, zaškrtněte si kurzy, které chcete vytvořit
- Klikněte na **Uložit změny** a přejděte zpět na **Nástěnku**.

← Základní nápověda

Rezbalit vše

2019/20 Kurzy ze STAGu ve kterých učíte podle roku (u studentů = zapsané kurzy)

- KIN/PR (2019) KIN/PR - Projektové řízení (2019)
- NTI/ADA (2019) NTI/ADA - Algoritmy a datové struktury (2019)
- NTI/DPG (2019) NTI/DPG - Distribuované programování (2019)
- NTI/PAA (2019) NTI/PAA - Programování mobilních aplikací (2019)
- NTI/PG1-P (2019) NTI/PG1-P - Programování 1 (2019)
- NTI/PG2-P (2019) NTI/PG2-P - Programování 2 (2019)
- NTI/ICPE (2019) NTI/ICPE - Programovací jazyk C (2019)
- klady algoritmizace a programování (2019)

2018/19

Nezařazeno Zde jsou kurzy mimo STAG

OSOBNÍ SOUBORY

- ADA
- ADS-P
- CDV
- DPG
- Návody FE
- Návody obecně
- NMP
- OSU-P
- PAA
- PG1-P
- PG2-P
- PJC-P
- pokus
- Školení KCJ
- WEA
- ZAP
- ZAPZ

Spravovat osobní soubory...

NEJNOVĚJŠÍ ODZNAKY

Nemáte žádné odznaky k zobrazení

KALENDÁŘ

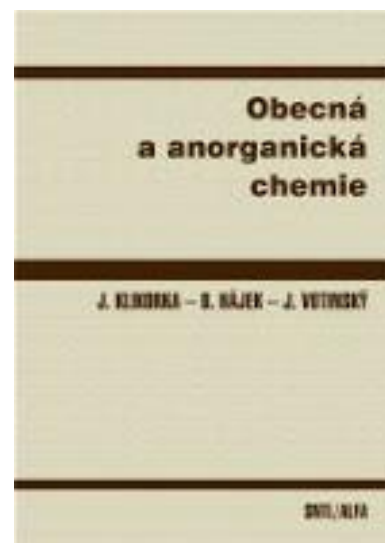
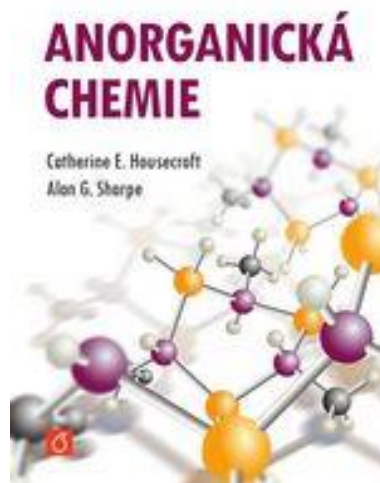
březen 2020

Po	Út	St	Čt	Pá	So	Ne
						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

Klepněte pro od/registraci kurzů

LITERATURA

<https://vydavatelstvi.vscht.cz/katalog>



D. SEDMIDUBSKÝ a kol. Základy chemie pro bakaláře, VŠCHT Praha, 2011

Lošťák P. a kol. **Vybrané kapitoly z obecné chemie**, UPce Pardubice, 2010

Housecroft Catherine E., Sharpe Alan G. **Anorganická chemie**, VŠCHT Praha, 2014

Kratochvíl, B. – Švorčík V. – Vojtěch D. **Úvod do studia materiálů**. VŠCHT Praha, 2005.

Klikorka, J. - Hájek, B. - Votinský, J. **Obecná a anorganická chemie**. Praha, SNTL, 1985

G.E.Rodgers, Descriptive Inorganic, Coordination, and Solid-State Chemistry, 2ndEd., Thomson Learning, 2002

W.Kolos, Základy kvantové chemie vyložené bez použití matematiky, Academia, 1987

W.L.Jolly, Modern Inorganic Chemistry, 2ndEd., Mc.GrawHill, 1991

J.B.Russell, General Chemistry, 2ndEd., Mc.GrawHill, 1992

A.G.Sharpe, Inorganic Chemistry, 3rdEd., Longman, 1992

PROČ POTŘEBUJÍ STROJAŘI ZNÁT CHEMIÍ

1) Poškození konstrukcí vlivem vnějšího prostředí, způsoby ochrany proti korozi

-V průmyslově vyspělých státech dosahují **korozní ztráty** 4 až 6% hrubého domácího produktu.

-V **České republice** **korozní ztráty** způsobí každoročně obrovské **škody**, odhadované až na 130 miliard Kč.



2) Domluva s chemiky, laboratoři a dodavateli materiálů

Borax

Tetraboritan disodný

CAS: 1303-96-4

EINECS: 215-540-4

$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$



3) Výpočty pro přípravu např. roztoků na povrchové úpravy a látkové bilance probíhajících dějů

- Ekonomie
- Ekologie
- Praxe

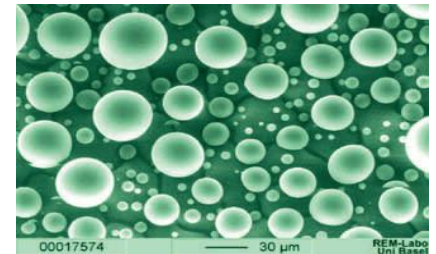
Zředte v poměru...



4) Moderní trendy v materiálovém inženýrství, např. kompozity a nanomateriály

5) Celkový rozhled

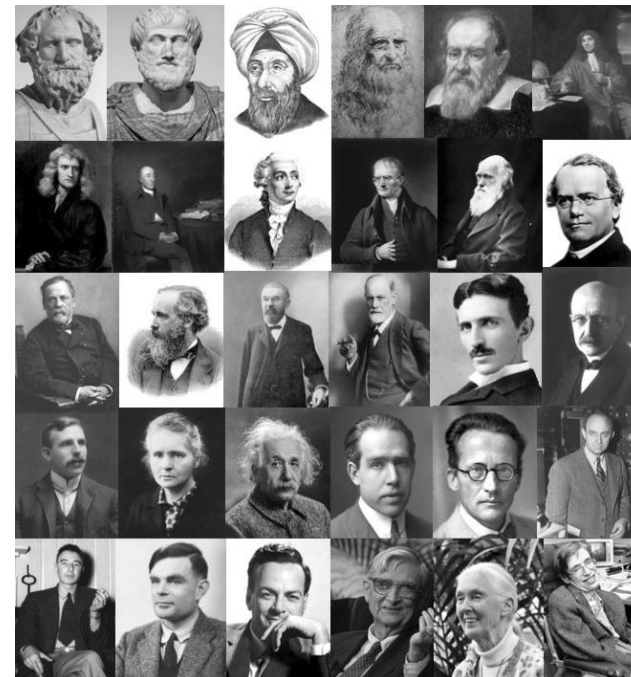
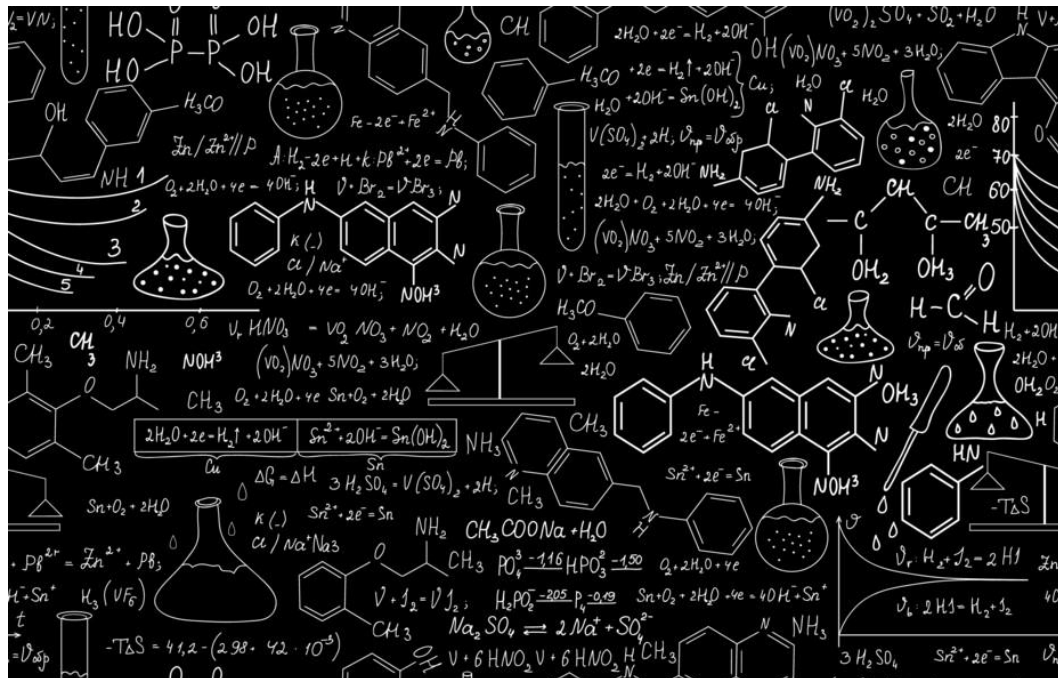
Lotosový efekt. Kapičky vody na lístku řeřichy zobrazené pomocí environmentálního rastrovacího elektronového mikroskopu (ESEM)



1. ÚVOD DO STUDIA CHEMIE

CHEMIE (z řeckého "χημεία" - šťáva, roztok; egyptské "chem" znamená Země)

- je přírodní věda zkoumající strukturu, vlastnosti a přeměny látek. Při těchto přeměnách z původních látek vznikají látky nové.
- Zosim z Panopole (asi 250-320) - alchymea: chymós (χημός) = šťáva
- Robert Boyle (1627-1691) : „Úkolem chemie je poznávat podstatu látek bez ohledu na jejich užitečnost“



1. ÚVOD DO STUDIA CHEMIE

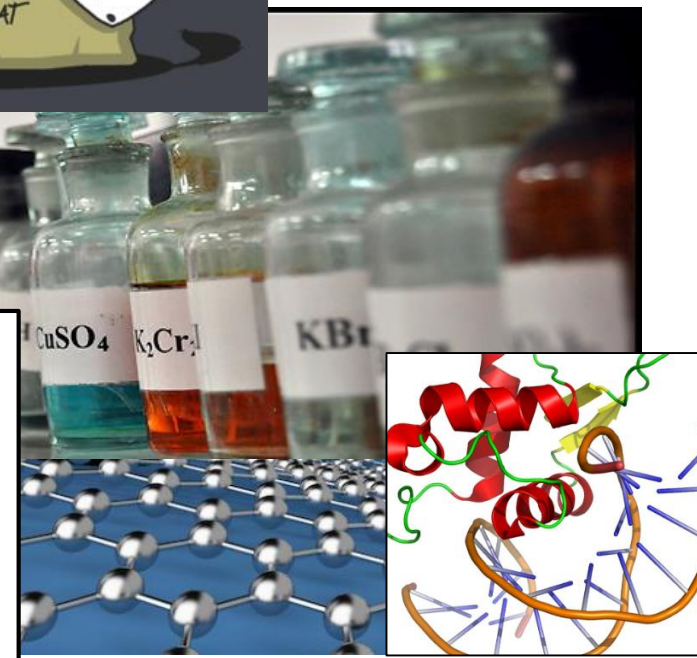
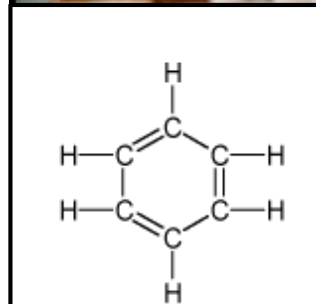
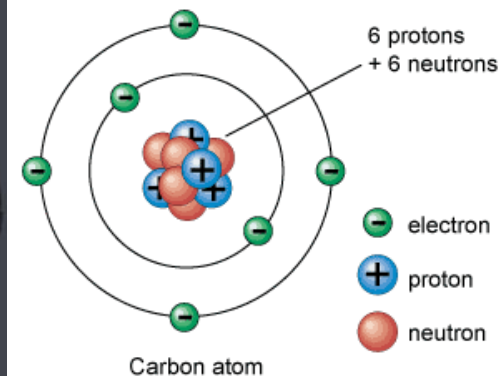
Obecná chemie – soubor disciplín tvořící teoretický základ chemie (kvantová mechanika, elektrochemie, termodynamika aj.)

Anorganická chemie podrobně zkoumá strukturu a vlastnosti chemických prvků a jejich sloučenin vyjma většiny sloučenin uhlíku (anorganickými sloučeninami uhlíku jsou oxidy uhličitý a uhelnatý, karbidy, kyselina uhličitá, (hydrogen)uhličitany, kyanidy a mnoho dalšího).

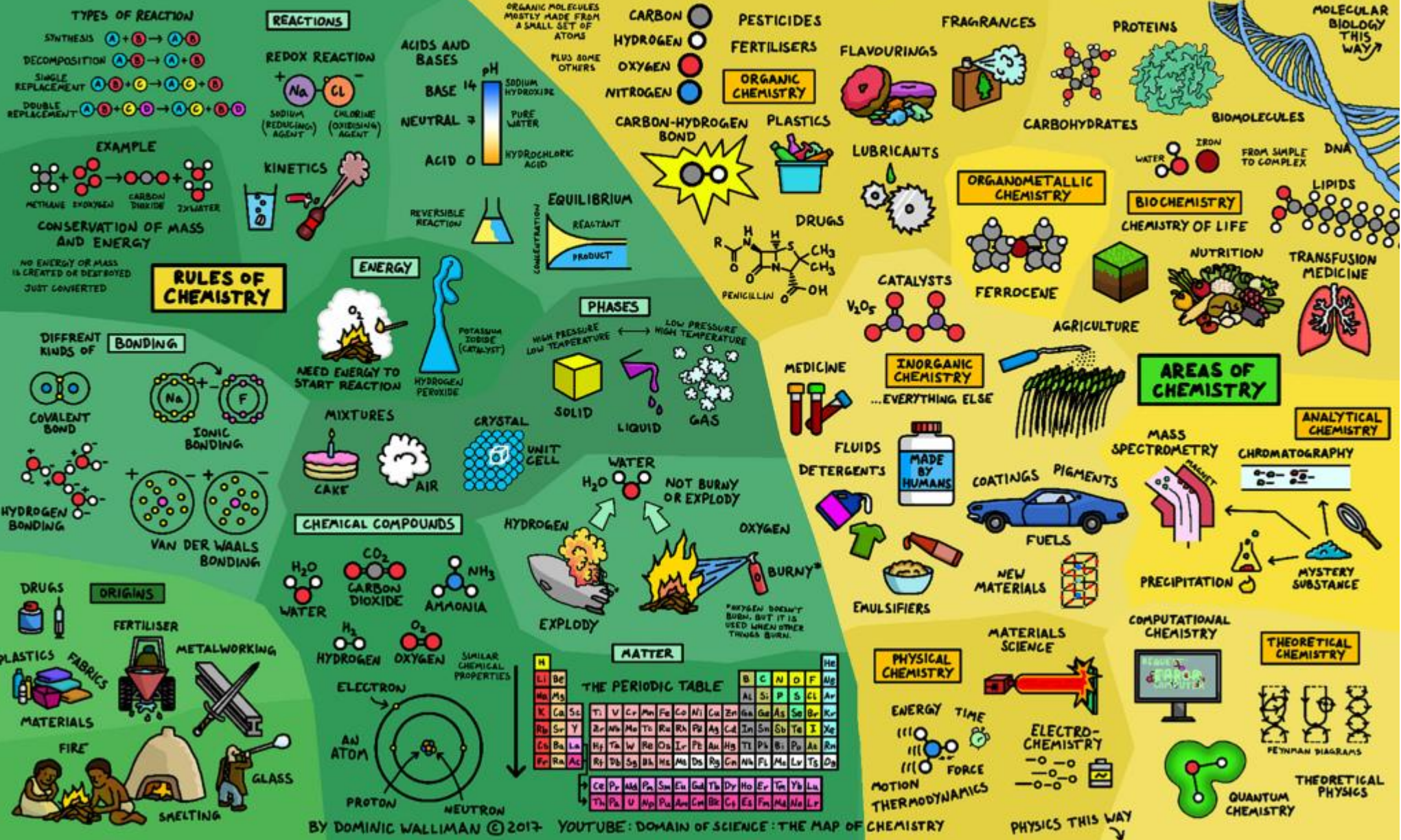
Organická chemie se zabývá organickými sloučeninami – sloučeninami uhlíku s vodíkem (uhlovodíky) a případně dalším prvkem (deriváty uhlovodíku – ty již nemusí obsahovat vodík).

Celá řada dalších oborů:

Fyzikální, Analytická, Materiálová chemie, Chemické inženýrství, Farmakochemie, Chemie potravin, Biochemie...



THE MAP OF CHEMISTRY



1 ÚVOD - LÁTKY A SMĚSI

Všechny soustavy atomů nazýváme látkami

DĚLENÍ LÁTEK

a) NA ZÁKLADĚ SKUPENSKÝCH STAVŮ (dle teploty a tlaku)

- **PEVNÉ LÁTKY:** určitý tvarem, nepůsobí-li na ně deformační síly.

: Většinou krystalické – monokrystaly / polykrystalické látky

: Vnější pravidelný tvar krystalu - krystalové mříže.

: Látky nekrystalické - amorfní materiály (bez strukturní pravidelnosti)

- **KAPALNÉ LÁTKY:** mají stálý objem, ale nikoliv tvar, přizpůsobují se tvaru nádoby, těžko stlačitelné.

: Kapaliny můžeme rozdělit na Newtonovské a neNewtonovské.

- **PLYNNÉ LÁTKY:** nemají stálý tvar ani objem a na rozdíl od kapalných a pevných látek je lze snadno stlačit.

K označení jednotlivých skupenských stavů byly

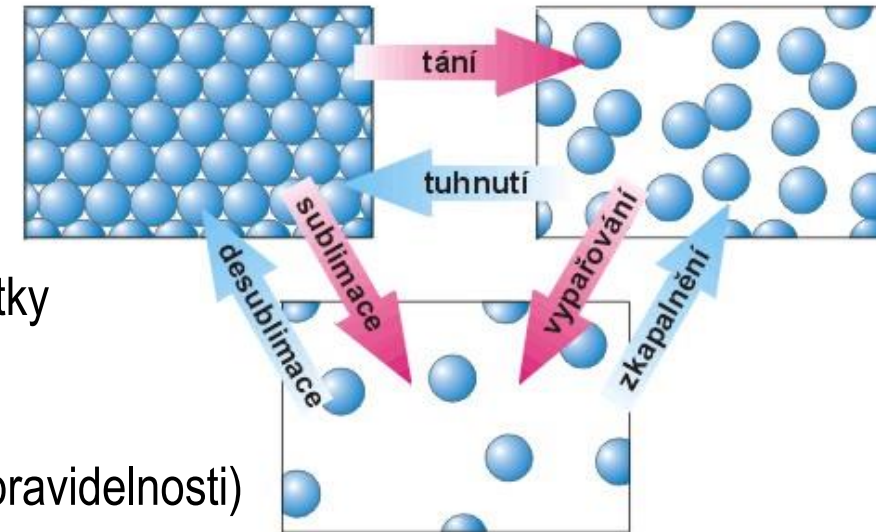
zavedeny symboly:

plynný stav (g), gaseous;

kapalný stav (l), liquid;

pevný stav (s), solid.

sloučeniny rozpuštěné ve vodném roztoku (aq)..

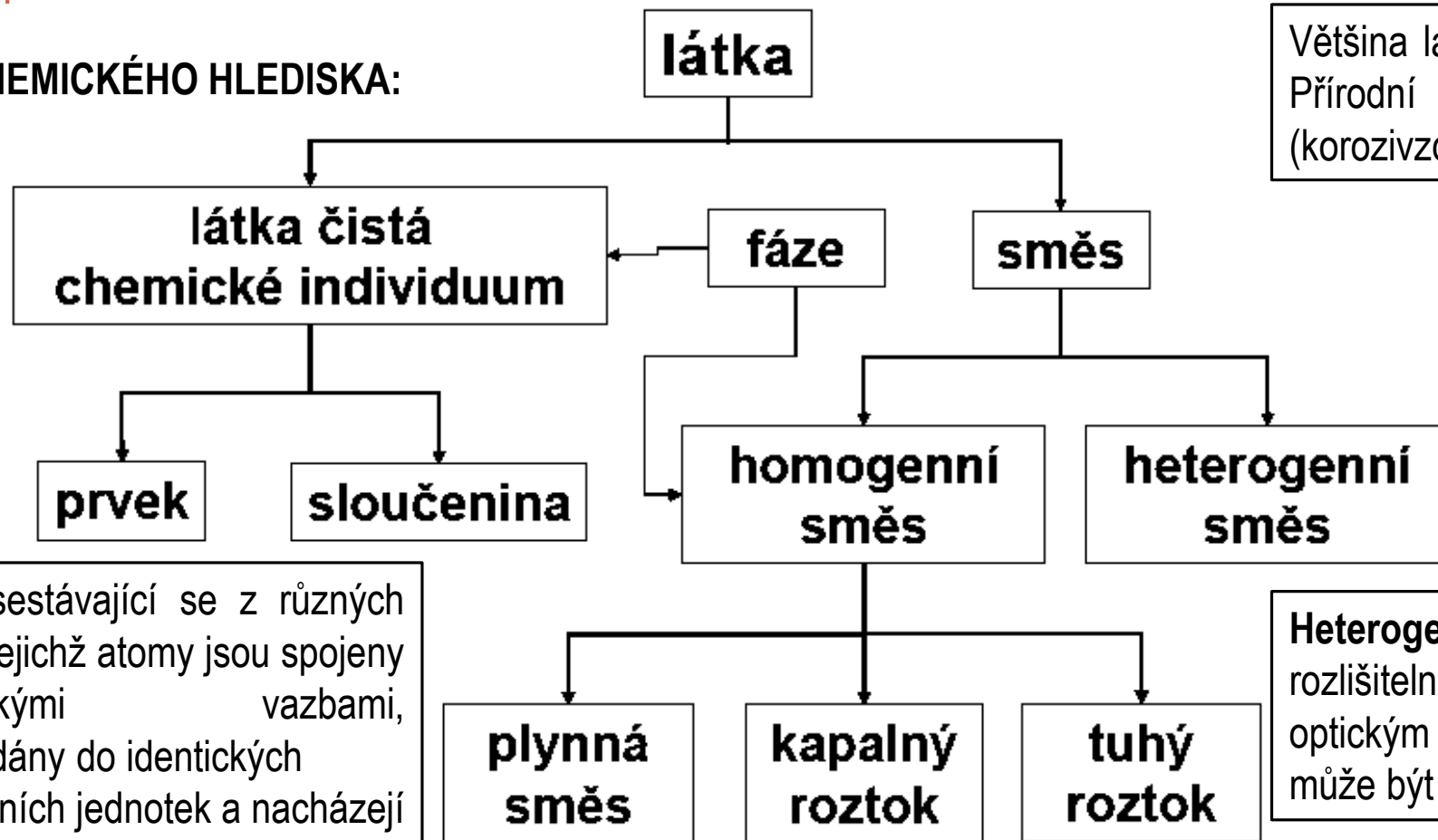


Tabulka 1.1 Skupenské přeměny

Změna skupenství v symbolech
(s) → (l)
(s) → (g)
(l) → (s)
(l) → (g)
(g) → (l)
(g) → (s)

1 ÚVOD - LÁTKY A SMĚSI

b) Z CHEMICKÉHO HLEDISKA:



Většina látek, které nás denně obklopují, jsou **směsi**. Přírodní látky i různé materiály a výrobky (korozivzdorná ocel, mléko, pěnový polystyren, pivo).

Homogenní směs se skládá ze dvou nebo více složek, kdy mezi nimi neexistuje opticky pozorovatelné rozhraní. Vlastnosti v celém objemu jsou stejné. Označení slovem **roztok**.

Látka sestávající se z různých prvků, jejichž atomy jsou spojeny chemickými vazbami, uspořádány do identických strukturních jednotek a nacházejí se ve fixním poměru celých čísel, se nazývá **sloučenina** (NaCl, H₂O).

Heterogenní směsi tvoří složky, které jsou opticky rozlišitelné, někdy pouhým okem, někdy kvalitním optickým nebo elektronovým mikroskopem. Příkladem může být šterk ve vodě.

Tabulka 1.2 Typy směsí

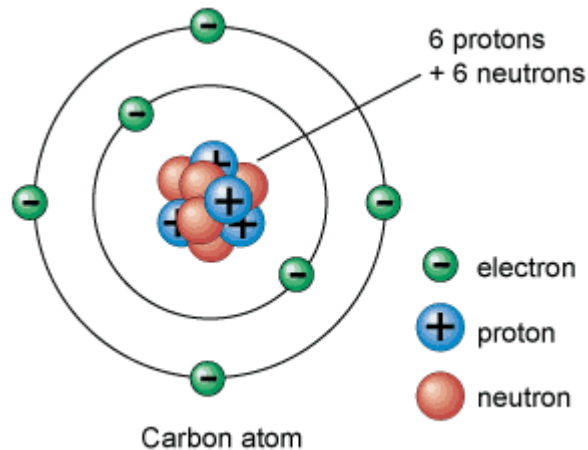
Název směsi	heterogenní	Koloidní	homogenní (roztok)
Velikost částic	větší než 10^{-7} m	10^{-7} až 10^{-9} m	menší než 10^{-9} m

Mezi koloidní systémy patří **aerosoly**: Ve vzduchu dispergované částice kapalná (mlha), pevná (dým). **Smog = dým + mlha**

1 ÚVOD DO STUDIA CHEMIE - ATOM

Náš svět je tvořen atomy, jejichž velikost se pohybuje v řádech 10^{-10} m (jednotka **Angström (Å)**).

Atomy se skládají z jádra a obalu:



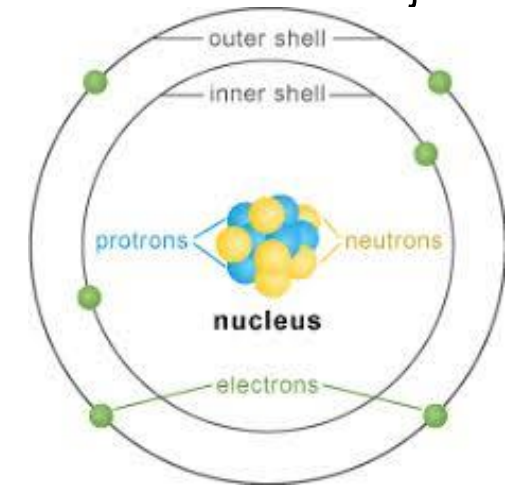
Jádro tvoří kladně nabité protony společně s nenabitými neutrony.

Atomový obal se skládá ze záporných elektronů.

Proton, elektron i neutron řadíme **mezi fermiony, částice s poločíselným spinem**.

Absolutní hodnota náboje protonu a elektronu je shodná a rovna elementárnímu náboji.

Atom je elektroneutrální částice - počet protonů a počet elektronů se sobě rovnají.



Soubor atomů se stejným počtem protonů se nazývá **prvek**.

Atomy určitého prvku se mohou lišit počtem neutronů.

Neutrony chemické chování prvku neovlivňují.

Všechny známé prvky jsou seřazeny v periodické tabulce prvků.

Všechny chemické děje jsou spojeny se změnou elektronové struktury - o vlastnostech daného prvku nejvíce rozhodují elektrony ve vnějších částech obalu, tzv. **VALENČNÍ** (na rozdíl od tzv. „**korové**“ **vnitřní elektrony**).

2 STAVBA HMOTY

Atomová teorie – Korpuskulární model látky - Robert Boyle

– chemické látky jsou složeny z mikroskopických, chemicky dále nedělitelných částic – atomů.

Později byl model rozšířen na molekuly a ionty (chemický druh -specie).

Dalton (1809)

– zákon stálých poměrů slučovacích – prvky se slučují v poměru celých čísel

– předpoklad existence atomů – neměnné a nezničitelné

Thomson (1896)

– atomy obsahují elektricky nabitě částice – záporné elektrony a kladné protony

– jsou obsaženy rovnoměrně v celém objemu koule – „pudinkový“ model

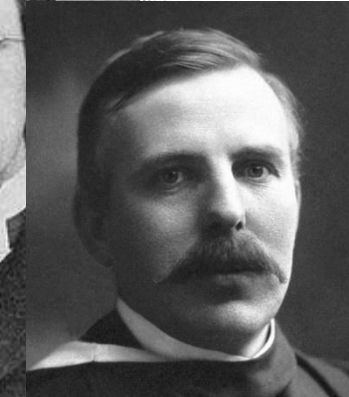
Rutherford (1906)

– protony jsou umístěny ve velmi malém jádru uprostřed atomu, které je obklopeno elektronovým obalem

Niels Bohr (20. století)

- Elektrony se pohybují okolo jádra po určitých kruhových (Bohr) nebo eliptických (Sommerfeld) drahách

- Pro dráhy elektronu použil název orbital, za svůj model atomu získal v roce 1922 NB



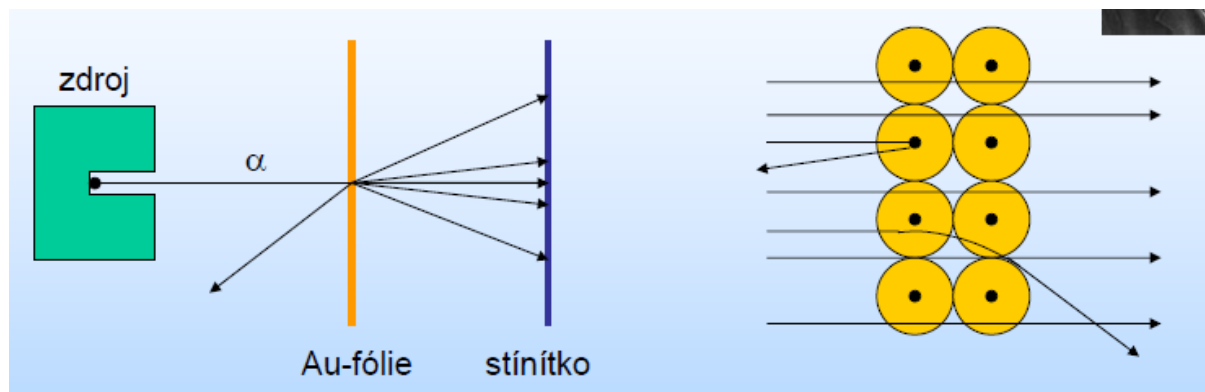
2 STRUKTURA ATOMU – JÁDRO

1896 - zkoumal A.H.Becquerel fluorescenci uranových sloučenin



- neviditelné paprsky vycházející z nerostu (paprsek – řec. radius) a jev byl nazván radioaktivita.
- záření vycházející z uranu lze magnetickým nebo elektrickým polem rozdělit na tři složky:
 - na kladně nabitě (relativně těžké) částice alfa, α
 - na záporně nabitě (relativně lehké) částice beta, β -
 - na záření gama, γ (bez náboje).

1911 - E.Rutherford první tzv. planetární model atomu - experiment s Au-fólií a částicemi α (He^{2+})



Atom se skládá z kladně nabitého jádra, které zahrnuje téměř veškerou jeho hmotnost, ale zaujímá jen velmi malou část jeho objemu. Jádro tvoří střed atomu a je obklopeno rychle se pohybujícími elektrony.

atom $\sim 10^{-10} \text{ m} = 1 \text{ \AA}$

jádro $\sim 10^{-15} \text{ m}$, $\rho \sim 10^{12} \text{ kg/m}^3$

2 STRUKTURA ATOMU – JÁDRO

PROTON - (podle řec. protos - první).1920 E.Rutherford usoudil, že atom vodíku má vůbec nejjednodušší jádro

NEUTRON – (z latinského neuter - žádný z obou) J.Chadwick - 1932

Při pokusech vycházejících z předpokladu, že jádra atomů všech prvků jsou složena pouze z protonů, docházelo k nesrovnalostem, které vysvětlil až objev neutronu

= kladně nabité protony p^+ a částice bez náboje - neutrony n^0

Pro obě tyto částice se používá souhrnný pojem **nukleony**

Tab. 2.1 Přehled základních charakteristik protonu p^+ , neutronu n^0 a elektronu e^-

Název částice	Hmotnost	Náboj	Lokace
Proton p^+	$1,672\ 623 \cdot 10^{-27}$ kg	$1,602\ 176 \cdot 10^{-19}$ C	jádro atomu
Neutron n^0	$1,674\ 929 \cdot 10^{-27}$ kg	0 C	
Elektron e^-	$9,109\ 390 \cdot 10^{-31}$ kg	$-1,602\ 176 \cdot 10^{-19}$ C	obal atomu

Atomové jádro tvoří přibližně $1/1000$ **objemu** atomu, avšak obsahuje více, než **99,9 % jeho hmotnosti**.

atomová hmotnostní jednotka

$$amu = \frac{1}{12} m(^{12}_6\text{C}) = 1.661 \times 10^{-24} \text{ g}$$

relativní hmotnost

$$M_r = \frac{m}{amu}$$

molární hmotnost

mol – počet atomů obsažený v

$$12 \text{ g nuklidu } ^{12}_6\text{C} \quad N_A = 6.022 \times 10^{23} \quad M = M_r \cdot amu \cdot N_A$$

2 STRUKTURA ATOMU – JÁDRO

Složení jádra určitého atomu (X) zapisujeme takto:



$$A = Z + N$$

A je nukleonové (též hmotnostní) číslo, které udává počet protonů a neutronů,

Z je protonové (též atomové) číslo, které udává počet protonů.

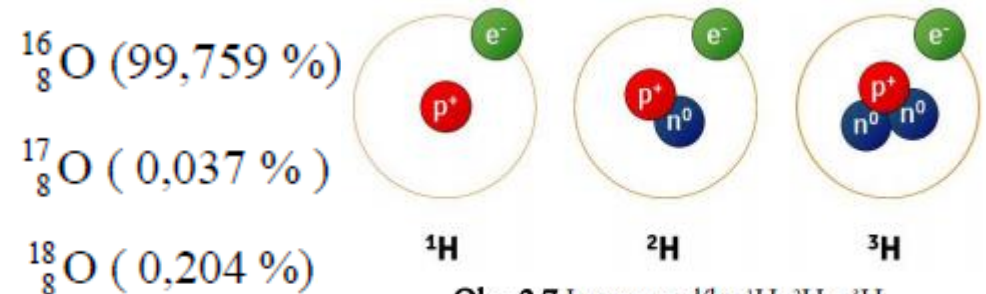
N je neutronové číslo, které udává počet neutronů.

NUKLIDY: prvky složené z atomů se stejným A a stejným Z

: přírodních nuklidů, tj. (mononuklidických prvků) je velice málo. Patří k nim např. prvky fluor a hliník.

IZOTOPY: Většina chemických prvků obsahuje atomy s odlišným nukleonovým číslem, tzn. s různým počtem neutronů a se stejným počtem protonů

: je směsí izotopů (též izotopické nuklidy (podle řec. isos – stejný a topos - místo, protože mají stejné místo v periodické tabulce prvků), jako například kyslík nebo vodík aj.

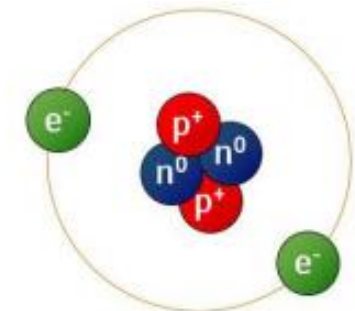


Obr. 2.7 Izotopy vodíku ${}^1\text{H}$, ${}^2\text{H}$ a ${}^3\text{H}$

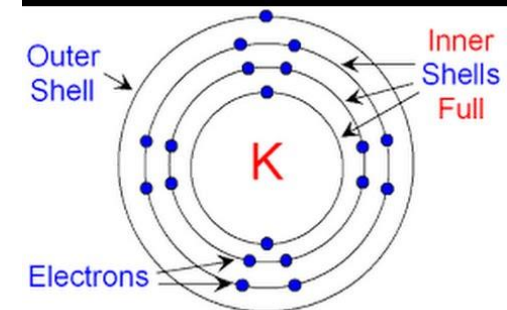
2 STRUKTURA ATOMU - ELEKTRON

PŘÍBĚH elektronu: jantar (řec. elektron)

- Již od starého Řecka bylo známé, že jantar (řec. elektron) třený suchým hadříkem přitahuje drobné částičky.
- **V roce 1733 rozpoznal Ch.F.Dufay** dva druhy statické elektřiny, jeden druh vzniká třením skla, druhý třením jantaru.
- **V roce 1749 přidělil B.Franklin** „elektřině skla“ kladný náboj a „elektřině pryskyřice“ náboj záporný.
- **V roce 1834 studoval anglický fyzik a chemik M. Faraday** průchod elektrického proudu roztoky solí a zavedl pojmy ion (z řec. ion - jdoucí), kation (z řec. katodos – cesta dolů, zpět) a anion (z řec. anodos – cesta vzhůru, výstup) pro stavy částic v roztoku mezi kladnou a zápornou elektrodou (v jeho experimentu byly elektrody umístěny nad sebou)
- Putují-li částice k záporně nabitě elektrodě, musí mít kladný náboj, putují-li k elektrodě kladné, musí mít náboj záporný.
- Atomy jsou tedy schopné elektrický náboj odevzdávat i přijímat a musí být složeny z částic, které nesou elektrický náboj.
- **V roce 1897 prokázal J.J.Thomson**, že katodové záření je proud záporně elektricky nabitých částic a objevil tak elektron.



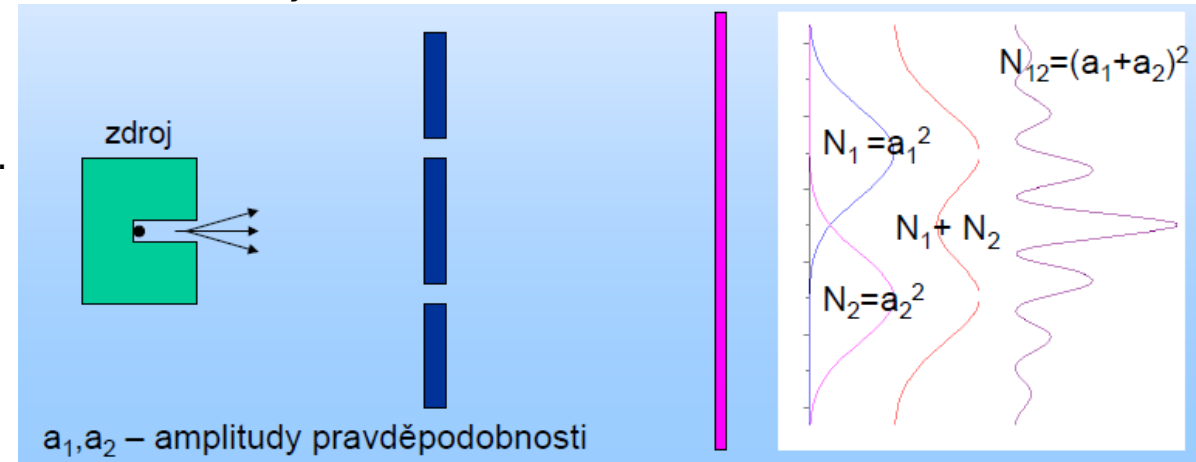
Obr. 2.6 Model atomu



2 STRUKTURA ATOMU - ELEKTRON

Elektronu je nositelem nejmenšího (elementárního) záporného elektrického náboje: $-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

- jeho hmotnost: $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
- chová se jako elementární magnet (charakterizuje ho tzv. spin).
- Popis chování elektronů – pro elektrony jako mikročástice platí **zákony kvantové mechaniky**



Elektron se v některých situacích chová jako částice, v jiných jako vlnění.

= duální charakter / dualismus jehož důsledkem:

- Vlnový charakter elektronu je příčinou toho, že energie elektronu uvnitř atomu může nabývat jen určitých diskrétních hodnot.** Aby se dostal z jednoho energetického stavu do jiného, musí přijmout nebo vyzářit určité kvantum energie, které je rozdílem energetických hladin, mezi kterými elektron přecházel. Na měření těchto kvant jsou založeny nejen naše znalosti o energetických stavech elektronů v atomech, molekulách nebo pevných látkách, ale i spektroskopické analytické metody.
- Přesnou polohu elektronu o určité energii v atomu nebo molekule nelze zjistit.** Můžeme pouze říci, s jakou pravděpodobností se může v daném prostoru nacházet, mluvíme o pravděpodobnostním charakteru elementárních částic. **Oblast, kde se elektron může nacházet s nenulovou pravděpodobností je atomový nebo molekulový ORBITAL.**

Heisenbergův princip neurčitosti uvádí, že při zvyšování pravděpodobnosti výskytu elektronu v konkrétním místě se snižuje přesnost tohoto určení.

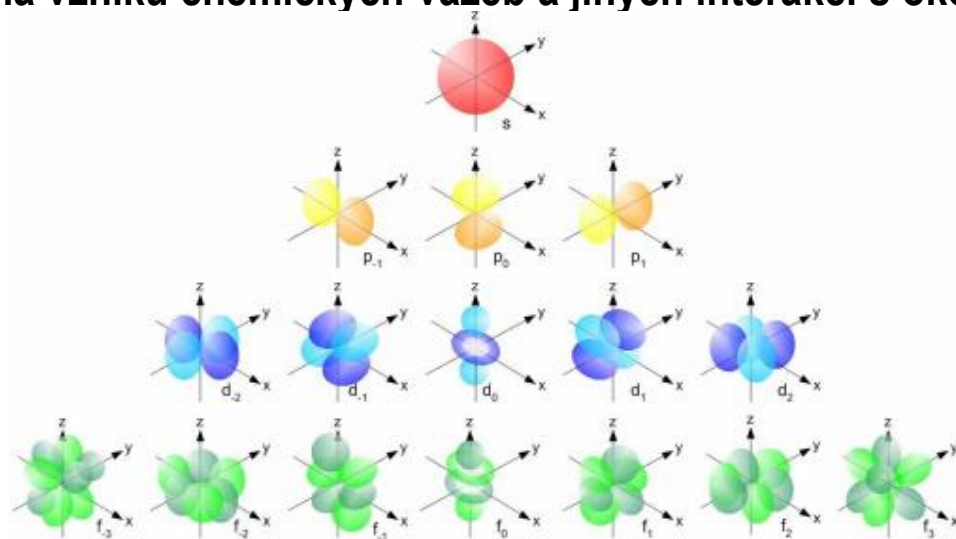
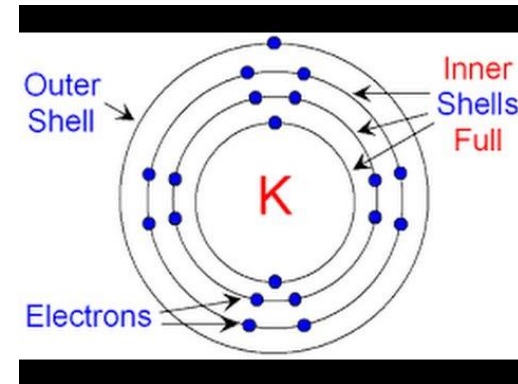
2 ELEKTRONOVÁ KONFIGURACE ATOMŮ

Pro posuzování chemických vlastností prvků jsou nejvýznamnější orbitály od jádra atomu nejvzdálenější

- VNĚJŠÍ NEBOLI VALENČNÍ ORBITALY.

Elektrony, které vnější orbitály obsazují, jsou valenční elektrony.

Tyto elektrony jádro atomu poutá nejslaběji, a proto se valenční elektrony snadno podílejí na vzniku chemických vazeb a jiných interakcí s okolními atomy.



Obr. 2.12 Tvary jednotlivých orbitalů

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS																	
1 H Hydrogen																	2 He Helium
3 Li Lithium	4 Be Beryllium											5 B Boron	6 C Carbon	7 N Nitrogen	8 O Oxygen	9 F Fluorine	10 Ne Neon
11 Na Sodium	12 Mg Magnesium											13 Al Aluminum	14 Si Silicon	15 P Phosphorus	16 S Sulfur	17 Cl Chlorine	18 Ar Argon
19 K Potassium	20 Ca Calcium	21 Sc Scandium	22 Ti Titanium	23 V Vanadium	24 Cr Chromium	25 Mn Manganese	26 Fe Iron	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Copper	30 Zn Zinc	31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Selenium	35 Br Bromine	36 Kr Krypton
37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirconium	41 Nb Niobium	42 Mo Molybdenum	43 Tc Technetium	44 Ru Ruthenium	45 Rh Rhodium	46 Pd Palladium	47 Ag Silver	48 Cd Cadmium	49 In Indium	50 Sn Tin	51 Sb Antimony	52 Te Tellurium	53 I Iodine	54 Xe Xenon
55 Cs Cesium	56 Ba Barium	57 La Lanthanum	72 Hf Hafnium	73 Ta Tantalum	74 W Tungsten	75 Re Rhenium	76 Os Osmium	77 Ir Iridium	78 Pt Platinum	79 Au Gold	80 Hg Mercury	81 Tl Thallium	82 Pb Lead	83 Bi Bismuth	84 Po Polonium	85 At Astatine	86 Rn Radon
87 Fr Francium	88 Ra Radium	89 Ac Actinium	104 Rf Rutherfordium	105 Db Dubnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium	110 Ds Darmstadtium	111 Rg Roentgenium	112 Cn Copernicium	113 Uut Ununtrium	114 Fl Flerovium	115 Uup Ununpentium	116 Lv Livermorium	117 Uus Ununseptium	118 Uuo Ununoctium
58 Ce Cerium	59 Pr Praseodymium	60 Nd Neodymium	61 Pm Promethium	62 Sm Samarium	63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium	71 Lu Lutetium				
90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uranium	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkelium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium				

Stejně významná a v řadě případů důležitější než počet valenčních elektronů je kapacita valenčních orbitalů, tedy schopnost atomu přijmout elektrony od atomu jiného prvku do svého elektronového obalu a dosáhnout tak elektronové konfigurace nejbližšího vyššího vzácného plynu.

3 CHEMICKÁ VAZBA - OBECNĚ

Chemická vazba vzniká, POKUD má seskupení atomů menší energii než jednotlivé izolované atomy.

Spojováním dvou a více atomů vznikají MOLEKULY.

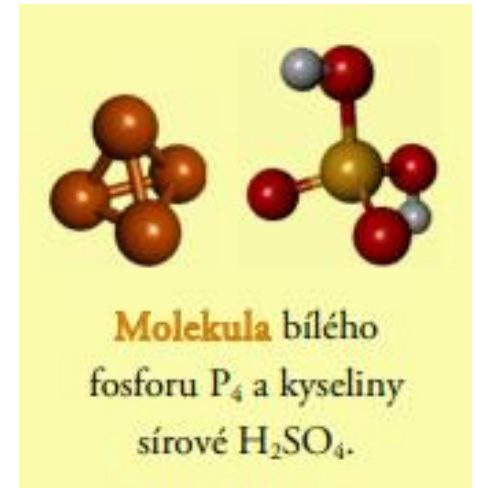
- Jestliže dochází ke spojování výhradně atomů téhož chemického prvku, pak se jedná o **molekuly daného prvku** (vodíku H_2 , dusíku N_2 , ozonu O_3 , bílého fosforu P_4 , síry S_8 etc.).

- Pokud dochází ke spojení atomů alespoň 2 různých chemických prvků, pak se jedná o **molekuly sloučeniny** (vody H_2O , oxidu uhličitého CO_2 , kyseliny sírové H_2SO_4 etc.).

- **VAZEBNÁ ČI KOHEZNÍ ENERGIE**: rozdíl energie seskupení atomů a energie volných atomů
: má zápornou hodnotu (energie se ze systému uvolnila, systém je o tuto energii chudší)

- **DISOCIAČNÍ ENERGIE** (lat. dissociare - rozpojovat): energie nutná k rozrušení (rozpojení) chemické vazby
: má kladnou hodnotu (musí se do systému dodat)

- Hodnoty těchto energií jsou pro většinu dvojic atomů změřené a tabelované.

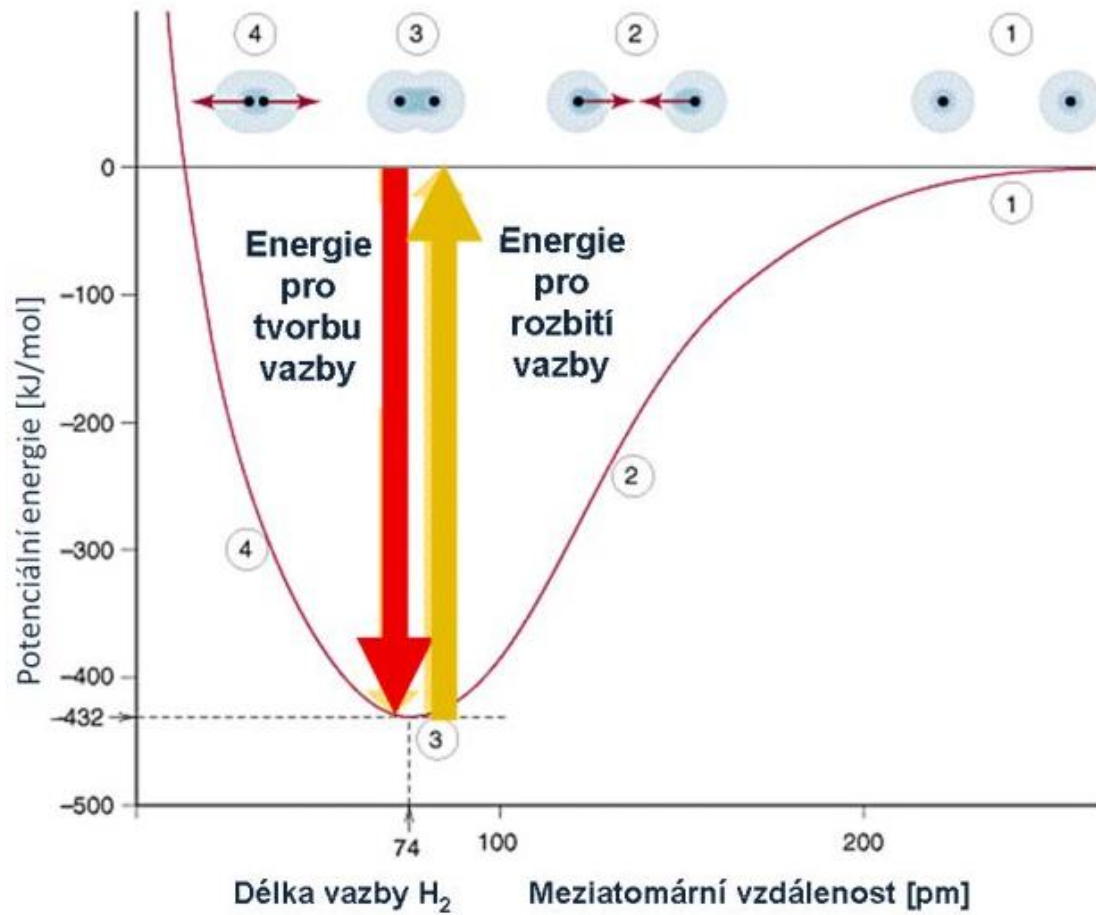


3 CHEMICKÁ VAZBA - OBECNĚ

- 1807 - H. Davy získal elektrolýzou roztavených chloridů sodík, draslík, vápník a další prvky.

----> **CHEMICKÁ VAZBA SOUVISÍ S ELEKTRICKÝMI SILAMI**

Podstatou chemické vazby je sdílení valenčních elektronů!



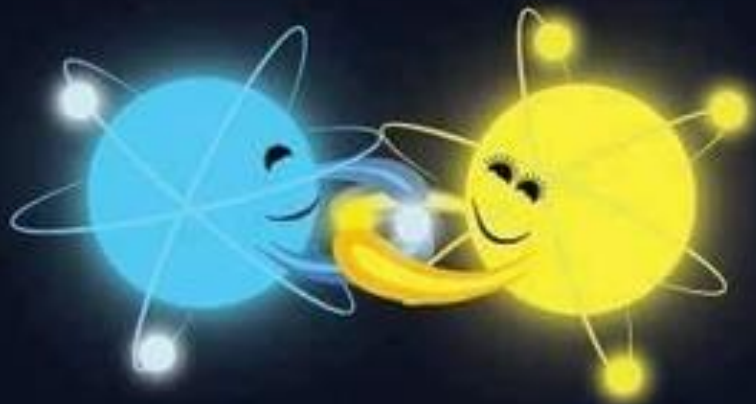
Díky chemické vazbě má seskupení atomů nižší energii (vyšší stabilitu).

Když se atomy přiblíží na malou vzdálenost (řádově 100 pm mezi jádry), začne na valenční elektrony každého z nich působit efektivní náboj druhého jádra. Při tom některé z valenčních elektronů začnou oba atomy sdílet. Sdílené elektrony se pak pohybují v okolí obou jader a v oblasti mezi jádry. Přitažlivé síly vůči sdíleným elektronům se projeví jako přitahování obou atomů.

Vzdálenost středů sloučených atomů se nazývá **DĚLKA CHEMICKÉ VAZBY** a obvykle se uvádí v pikometrech (pm).

Při vzniku chemické vazby se uvolňuje **VAZEBNÁ ENERGIE** (uvádí se v kJ·mol⁻¹).

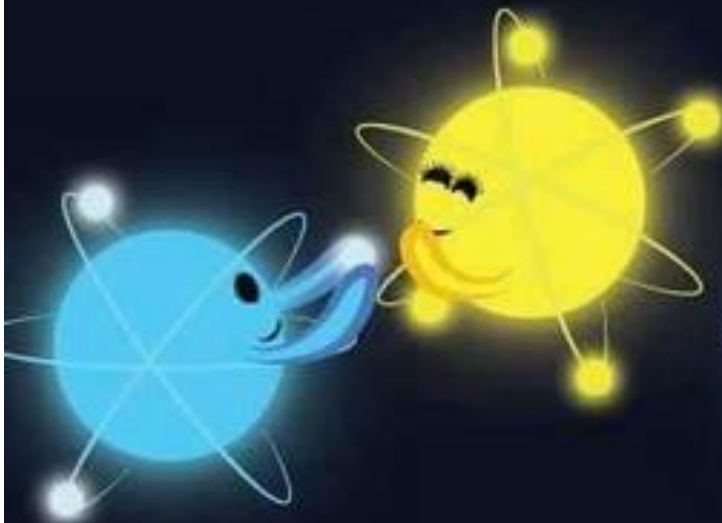
Pro zánik chemické vazby je zapotřebí molekule dodat **DISOCIAČNÍ ENERGII** (hodnota vazebné energie, avšak liší se ve znaménku).



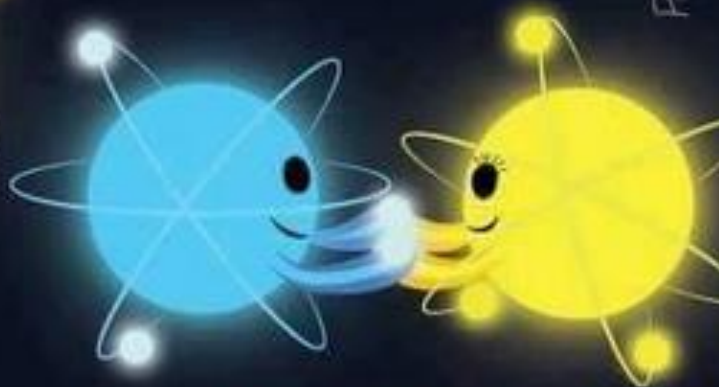
COVALENT BOND
TO LOVE IS TO SHARE



METALLIC BOND
LET THE LOVE FLOW

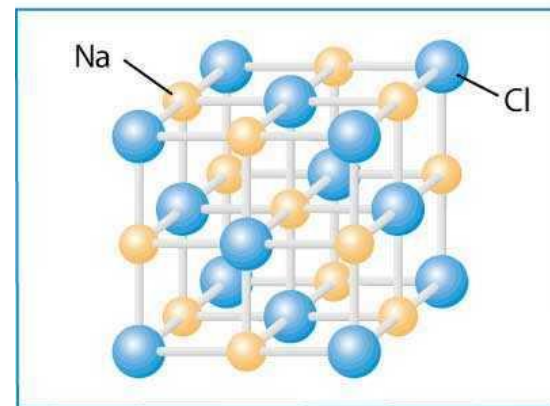
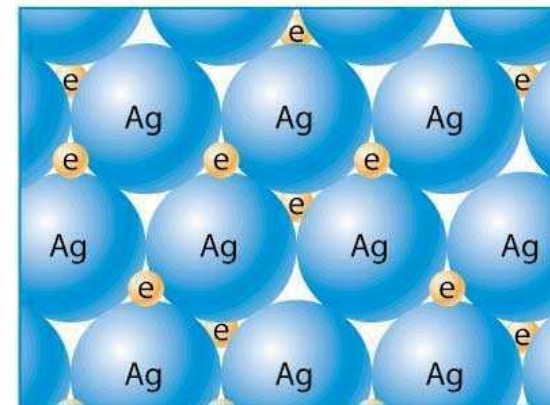
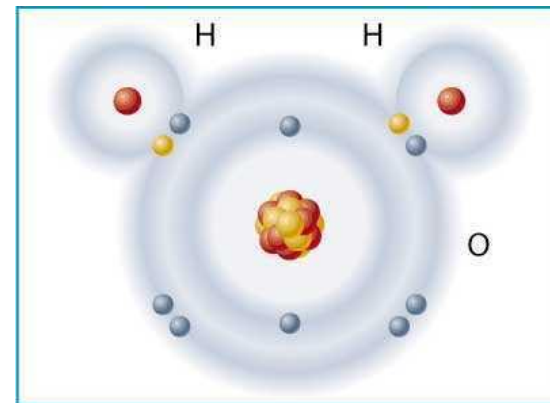


IONIC BOND
GIVE FOR LOVE, BUT NEVER
GIVE UP ON LOVE



COORDINATE BOND
THERE CAN NEVER BE TOO (TWO)
MUCH OF LOVE

Pearls Of Raw Nerdism



3 CHEMICKÁ VAZBA – DĚLENÍ

DĚLENÍ VAZEB DLE ROZDÍLU ELEKTRONEGATIVIT:

Kovalentní vazba:

- se vytváří mezi atomy, jejichž rozdíl hodnot elektronegativity je $\Delta X < 1,7$. Tento typ vazby se dále rozděluje na vazbu nepolární ($\Delta X < 0,4$) a vazbu polární ($0,4 < \Delta X < 1,7$).
- sdílení valenčních elektronů dvojicemi atomů s podobnou elektronegativitou v molekulách a krystalech

Iontová vazba:

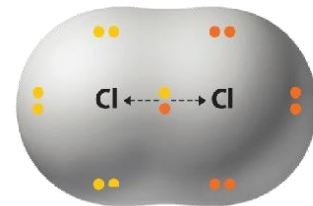
- (extrémně polární) se nachází mezi atomy s velmi vysokým rozdílem hodnot elektronegativity ($\Delta X > 1,70$).
- vzájemné elektrostatické působení kationtů a aniontů

Kovová vazba:

- Speciální případ - ΔX je velmi malý, atomy kovů
- sdílení valenčních elektronů v podobě elektronového plynu mezi velkým množstvím elektropozitivních atomů uspořádaných v krystalové struktuře

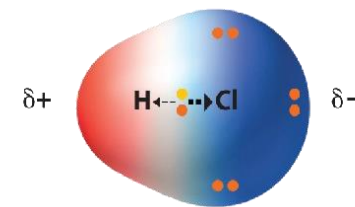
Nevazebné interakce:

- slabé vazby působící mezi izolovanými atomy a kovalentními molekulami.



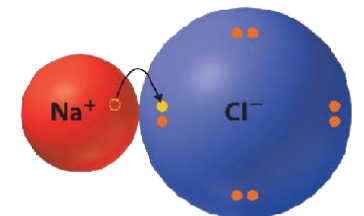
Non-Polar Covalent Bond

Bonding electrons *shared equally* between two atoms.
No charges on atoms.



Polar Covalent Bond

Bonding electrons *shared unequally* between two atoms.
Partial charges on atoms.



Ionic Bond

Complete *transfer* of one or more valence electrons.
Full charges on resulting ions.

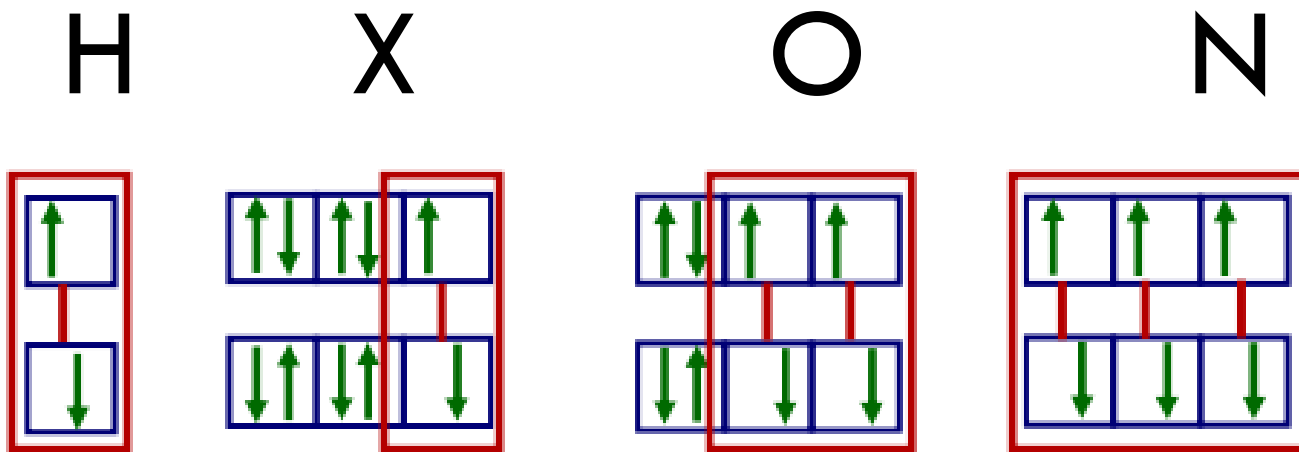
Opačně nabité ionty na sebe působí elektrostatickými silami – hlavní energetický příspěvek k vazbě. Určitý iontový příspěvek existuje i v kovalentních sloučeninách a naopak. Mezi iontovými a kovalentními sloučeninami tak existuje plynulý přechod.

3 KOVALENTNÍ VAZBA

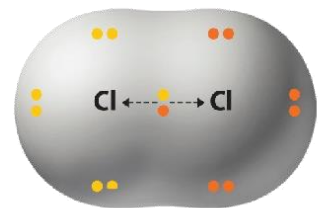
- sdílení valenčních elektronů dvojicemi atomů s podobnou elektronegativitou v molekulách a krystalech

NEPOLÁRNÍ VAZBA

- ...se vyskytuje mezi atomy, jejichž rozdíl hodnot elektronegativity je nulový (atomy téhož prvku), nebo velmi malý.
- Vazebné elektrony jsou sdílené téměř rovnoměrně mezi oběma vázanými atomy.
- To má za následek nízké body tání a varu a velmi nízkou elektrickou vodivost těchto sloučenin.



Překryvem valenčních orbitalů atomů vodíku H, halogenu X, kyslíku O a dusíku N s nespárovaným elektronem vzniká **chemická vazba.**



Non-Polar Covalent Bond
Bonding electrons *shared equally* between two atoms.
No charges on atoms.

3 KOVALENTNÍ VAZBA NEPOLÁRNÍ

Příkladem **NEPOLÁRNÍCH SLOUČENIN** jsou uhlovodíky (organická chemie, polymery).

V těchto sloučeninách se vyskytují pouze atomy uhlíku C ($X = 2,50$) a vodíku H ($X = 2,20$).

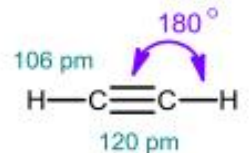
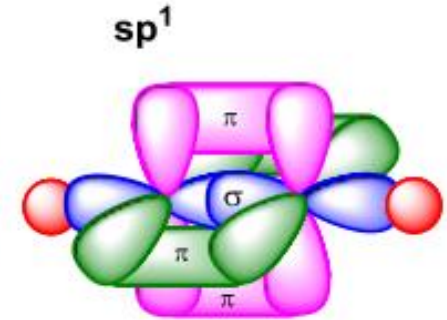
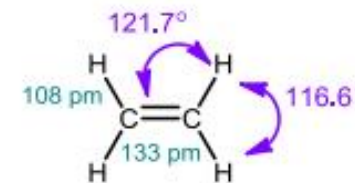
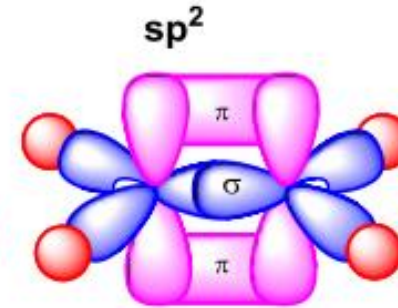
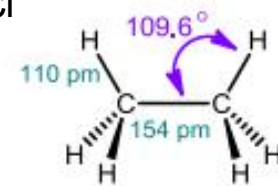
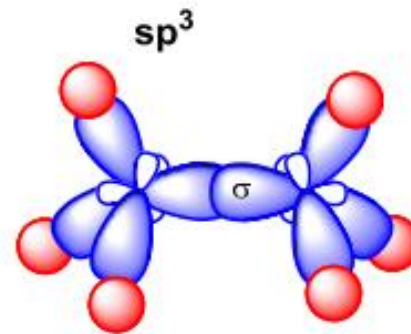
Vypočítáním rozdílu hodnot elektronegativity těchto prvků ($\Delta X = 2,50 - 2,20 = 0,30$) je možné ověřit, že se skutečně jedná o nepolární kovalentní vazbu.

VAZBA σ (sigma) - oblast maximální elektronové hustoty MO se nachází na spojnici vázaných atomů.

VAZBA π (pí) - oblast maximální elektronové hustoty MO je mimo spojnici jader (na spojnici leží oblast s nulovou pravděpodobností výskytu elektronu, tzv. nodální plocha).

ŘÁD VAZBY - počet sdílených elektronových párů vztažený na dvojici interagujících atomů

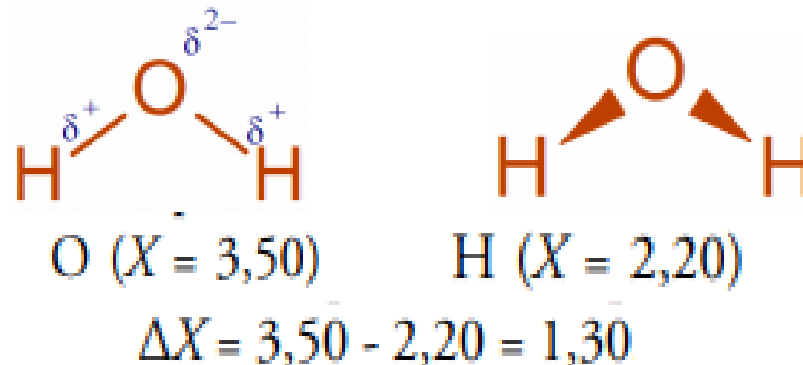
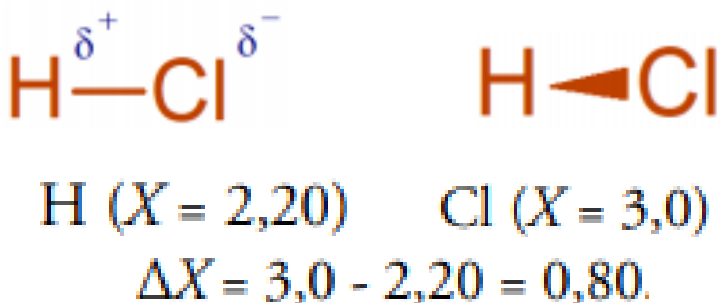
- Pro odhad energie vazby má zásadní význam.
- Vazby jednoduché tvořené obvykle jednou vazbou σ
- Vazby násobné (dvojná, trojná), u nichž se k vazbě σ zesílila jednou či dvěma vazbami π .



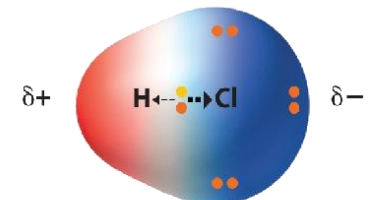
3 KOVALENTNÍ VAZBA POLÁRNÍ

POLÁRNÍ VAZBA

- se nachází mezi atomy s rozdílem hodnot elektronegativity v intervalu $0,4 < \Delta X < 1,7$.
- Větší rozdíl hodnot elektronegativity má za následek, že jsou vazebné elektrony posunuty více právě směrem k atomu s vyšší hodnotu elektronegativity.
- Na tomto atomu tak vzniká v důsledku přiblížení vazebných elektronů záporný parciální (částečný) náboj δ^- .
- Na druhém atomu vzniká kladný parciální náboj δ^+ .
- Vznik těchto nábojů má za následek vyšší teploty tání a varu a zvýšení elektrické vodivosti oproti molekulám obsahujících nepolární vazbu.



Symbol ◀ znázorňuje posun vazebných elektronů směrem k atomu s vyšší hodnotou elektronegativity. Tenčí část symbolu směřuje k atomu, od kterého se vazebné elektrony posouvají.



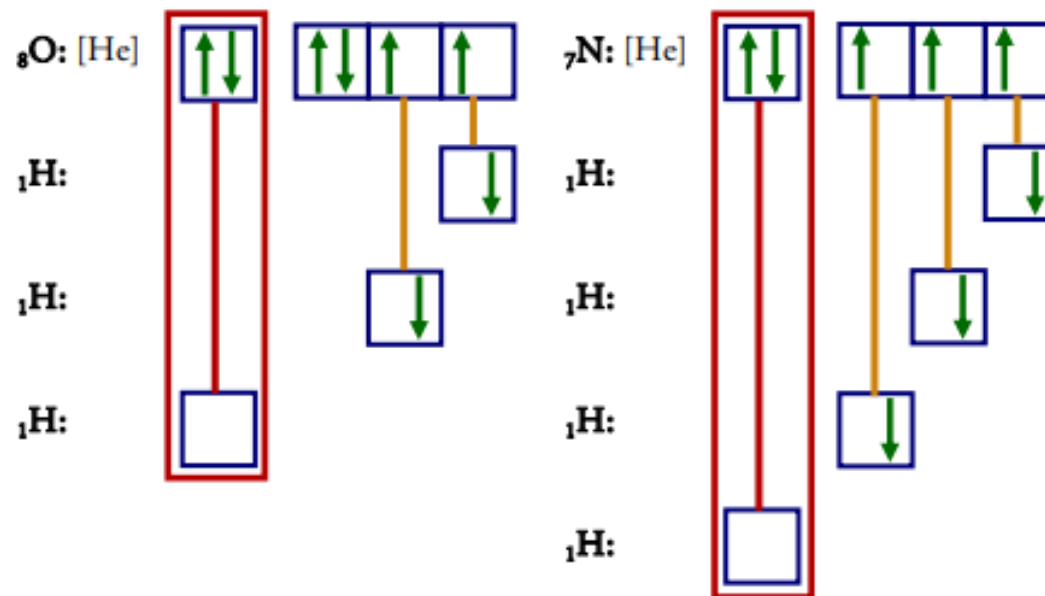
Polar Covalent Bond

Bonding electrons *shared* *unequally* between two atoms.
Partial charges on atoms.

3 KOVALENTNÍ VAZBA KOORDINAČNÍ

KOORDINAČNĚ KOVALENTNÍ VAZBA

- ...je speciální typ kovalentní vazby, která oproti běžné kovalentní vazbě nevzniká tak, že jsou vazebné elektrony poskytnuty od obou sloučených atomů, ale celý vazebný elektronový pár poskytuje jeden atom (**donor = dárce**), zatímco ten druhý jim poskytuje volné místo ve svém valenčním orbitalu (**akceptor = příjemce**).
- Takto vzniká vazba například v oxoniovém kationtu H_3O^+ , amonném kationtu NH_4^+ či v různých komplexních sloučeninách.

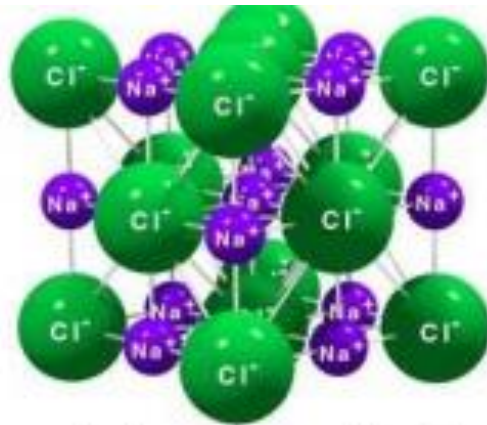


Koordinatačně-kovalentní vazba se synonymně nazývá také jako vazba donor-akceptorová, komplexní či dativní.

Obr. 1.14 Schéma vzniku koordinatačně-kovalentní vazby v kationtech H_3O^+ a NH_4^+

3 IONTOVÁ VAZBA

- extrémně polární
- Nachází se mezi atomy s velmi vysokým rozdílem hodnot elektronegativity ($\Delta X > 1,70$).
- To má za následek kompletní přitažení vazebného elektronu atomem s vyšší hodnotou elektronegativity.
- Tento atom se tak stává **aniontem**, zatímco z druhého atomu se stane **kation**.
- Přítomnost elektricky nabitých částic (iontů) má za následek vyšší teploty tání a velmi vysoké body varu, nižší až střední tvrdost krystalů, rozpustnost v polárních rozpouštědlech (voda) a vyšší elektrickou vodivost, než je u sloučenin majících kovalentní vazby.

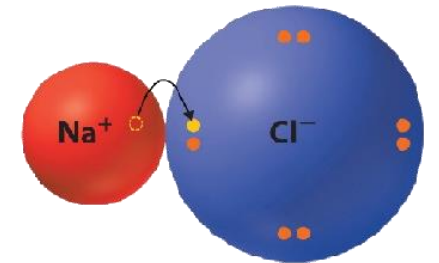


Chlorid sodný se vyskytuje v krystalové struktuře, ve které se pravidelně střídají kationty sodné Na^+ a anionty chloridové Cl^-

Obr. 2.13 Krystalová struktura chloridu sodného NaCl

Na má hodnotu elektronegativity ($X = 0,9$), chlor Cl ($X = 3,0$).

Rozdíl hodnot elektronegativity těchto prvků $dX = 3,0 - 0,9 = 2,1$



Ionic Bond

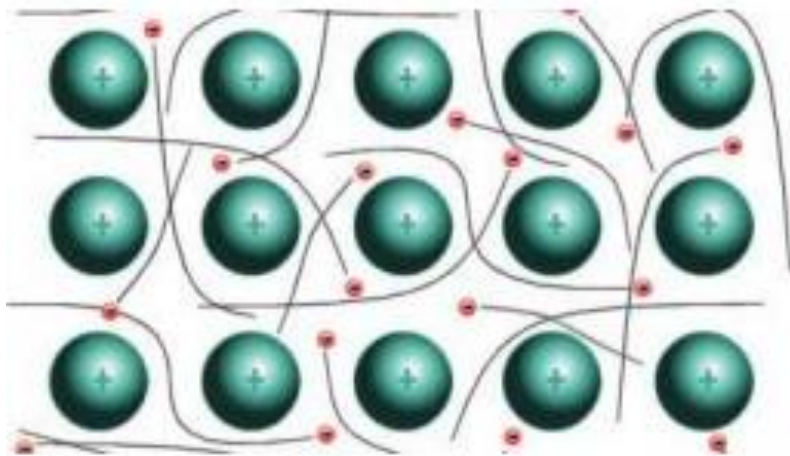
Complete *transfer* of one or more valence electrons.

Full charges on resulting ions.

3 KOVOVÁ VAZBA

- Ve strukturách kovů jsou v krystalové mřížce umístěny kationty těchto prvků.
- Kolem nich se zcela volně pohybují jejich elektrony.
- Tento pohyb se nazývá **ELEKTRONOVÝ PLYN** a umožňuje tepelnou a elektrickou vodivost, lesk a neprůhlednost kovů.
- Uspořádání kationtů kovů v krystalové mřížce je příčinou kujnosti kovů (jednotlivé vrstvy kovů po sobě „kloužou“). Kovová vazba tedy nemá vyhraněný směrový charakter.

Kovy se označují jako **vodiče I. třídy**. Vodiči II. třídy jsou ionty.



Obr. 2.16 Model kovové vazby

Atomy v kovech většinou představují nejtěsnější uspořádání stejně velkých koulí.

- shodnost atomů v kovech nebo jejich podobnost ve slitinách vylučuje řešení obdobné iontové vazbě.
- je-li pro vazbu obecně k dispozici méně elektronů (např. alkalické kovy nebo u Hg, Tl, Pb, kde je počet vazebných elektronů omezen vlivem inertního páru) mají kovy body tání mnohem nižší.

3 CHEMICKÁ VAZBA – DÉLKA VAZBY

S řádem a energií vazby úzce souvisí i délka vazby udávající vzdálenost mezi vazebnými partnery odpovídající minimu vazebné energie.

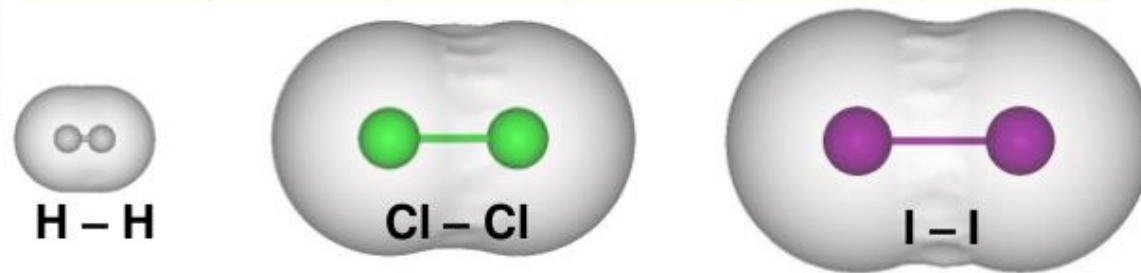
Délka vazby závisí na:

- Velikosti atomů,
- Rozdílu jejich elektronegativit,
- Řádu vazby.

Předpona **piko p** je dílčí jednotkou a udává velikost 10^{-12} m.

Katedra chemie FP TUL | ww

H – H	74 pm	H – F	92 pm	C – N	147 pm
Cl – Cl	199 pm	H – O	96 pm	C = N	138 pm
I – I	267 pm	H – N	101 pm	C ≡ N	116 pm



Obecně lze říci, že mezi danou dvojicí atomů se délka vazby zkracuje s rostoucím řádem vazby.

Atom jodu obsahující 57 elektronů je objemnější, než atom chloru se 17 elektrony, a tak je délka vazby v molekule jodu I-I větší (267 pm) než v molekule chloru Cl-Cl (199 pm).

Trojná vazba mezi atomy uhlíku v molekule acetylenu $\text{HC}\equiv\text{CH}$ je kratší (121 pm) než jednoduchá vazba mezi atomy uhlíku v molekule ethanu $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$ (153 pm).

3 CHEMICKÁ VAZBA– ENERGIE VAZBY

Jako energie vazby se uvádí disociační energie vazby (kladné znaménko)

Vazba	Délka [nm]	Energie [kJ/mol]
Vodík		
H–H	0,074	436
H–O	0,096	366
H–F	0,092	568
H–Cl	0,127	432
Uhlík		
C–H	0,109	413
C–C	0,154	348
C=C	0,134	614
C≡C	0,120	839
C–N	0,147	308
C–O	0,143	360
C–F	0,134	488
C–Cl	0,177	330

Vazba	Délka [nm]	Energie [kJ/mol]
Dusík		
N–H	0,101	391
N–N	0,145	170
N≡N	0,110	945
Kyslík		
O–O	0,148	145
O=O	0,121	498
Halogeny		
F–F	0,142	158
Cl–Cl	0,199	243
Br–H	0,141	366
Br–Br	0,228	193
I–H	0,161	298
I–I	0,267	151

Pro různě násobné vazby mezi stejnými prvky obecně platí, že s rostoucí násobností vazby se **snižuje její délka** a **zvyšuje její energie**.

3 CHEMICKÁ VAZBA – DĚLENÍ VAZEB

INTRAmolekulární

interakce

=

interakce atomů v molekule

=

VAZBY

(kovalentní vazby)

INTERmolekulární

interakce

=

interakce mezi molekulami

=

INTERAKCE

(nekovalentní interakce)

Typ vazby nebo interakce	Energie kJ.mol ⁻¹
--------------------------	------------------------------

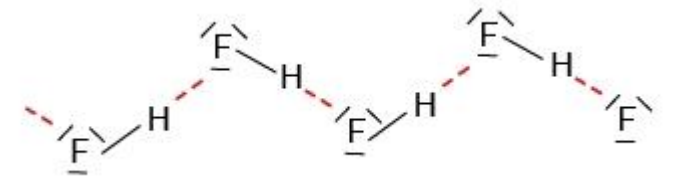
VAZBY	
Kovová vazba	75 – 1000
Kovalentní vazba	150 – 1100
Iontová vazba	400 – 4000

INTRAKCE	
Ion – dipól (např. Na ⁺ ····OH ₂)	40 – 600
Dipól – dipól (např. aceton····aceton) (ne I-Cl····I-Cl)	5 – 25
Ion – indukovaný dipól (např. Fe ²⁺ ····O ₂)	3 – 15
Dipól – indukovaný dipól (ne H-Cl····Cl-Cl)	2 – 10
Indukovaný dipól – indukovaný dipól Dispersní interakce (např. F ₂ ····F , He····He)	0,05 – 40
Vodíková vazba (např. H ₂ O····H ₂ O)	10-40 (120)
Hydrofobní (solvofobní) interakce	< 40
van der Waals interakce	0,4 – 4
Kation – π	5 – 80
π – π	0 – 50

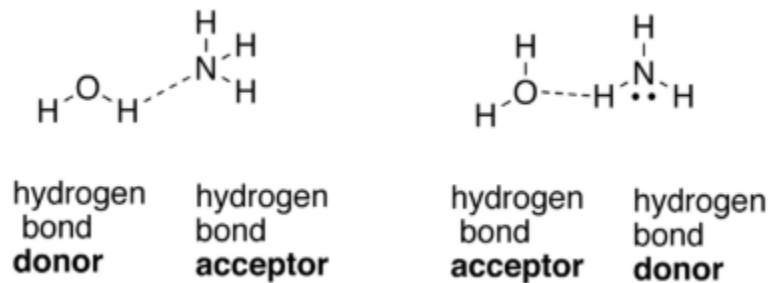
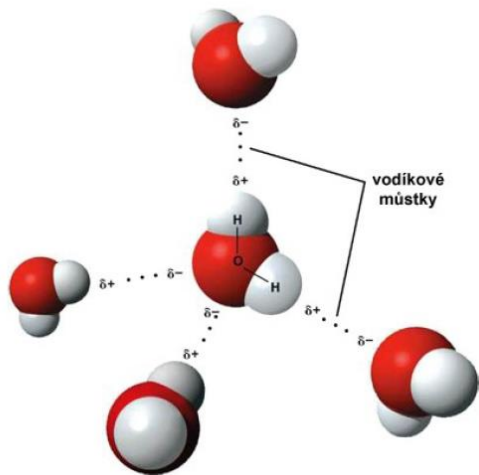
3 NEVAZEBNÉ INTERAKCE

VODÍKOVÝ MŮSTEK se vytváří mezi molekulami obsahujícími atom vodíku H a atom prvku s vysokou hodnotou elektronegativity, který obsahuje alespoň jeden volný elektronový pár.

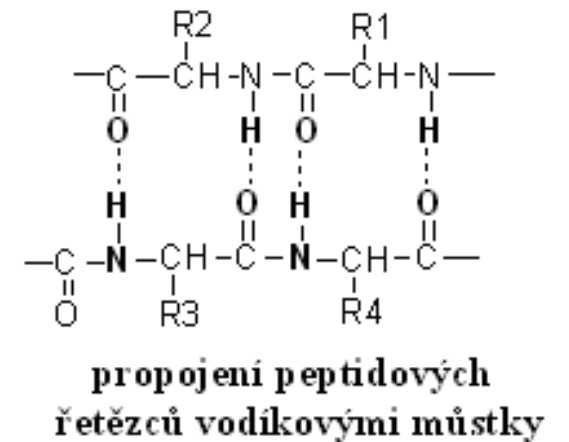
- **atom H = donor** (donor protonu) + **atom elektronegativního prvku = akceptor** (akceptor protonu) - typicky atomy O, F, N
- Elektrony DONORU jsou posunuty směrem k AKCEPTORU – permanentní dipól (H $\delta+$ a A $\delta-$)
- velmi směrová vazba, řádově 10x slabší než jednoduchá kovalentní vazba.
- Vazba vodíkovým můstkem se uplatňuje ve sloučeninách jako je voda, HF, kyslíkaté anorganické kyseliny, alkoholy, fenoly, karboxylové a sulfonové kyseliny



zný vliv na jejich vlastnosti!

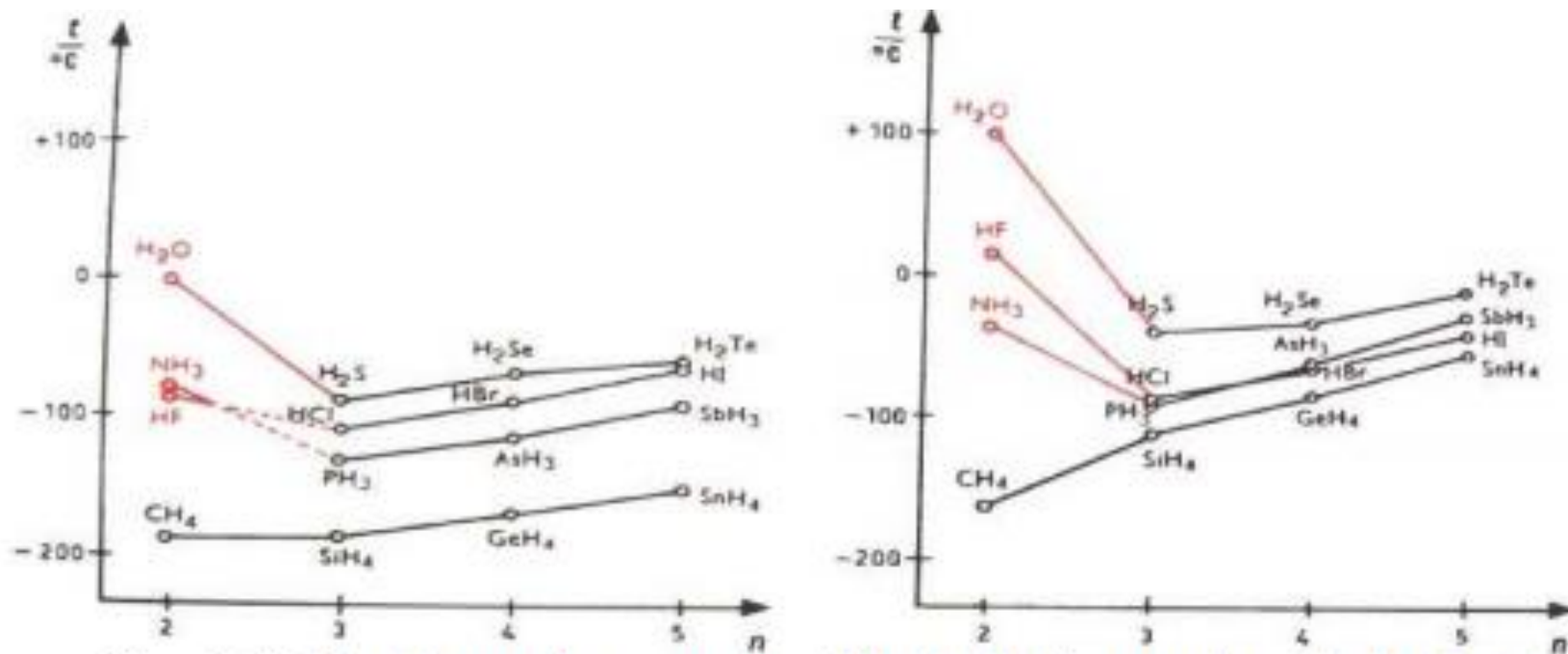


Značí se H- - - O / F / N ...

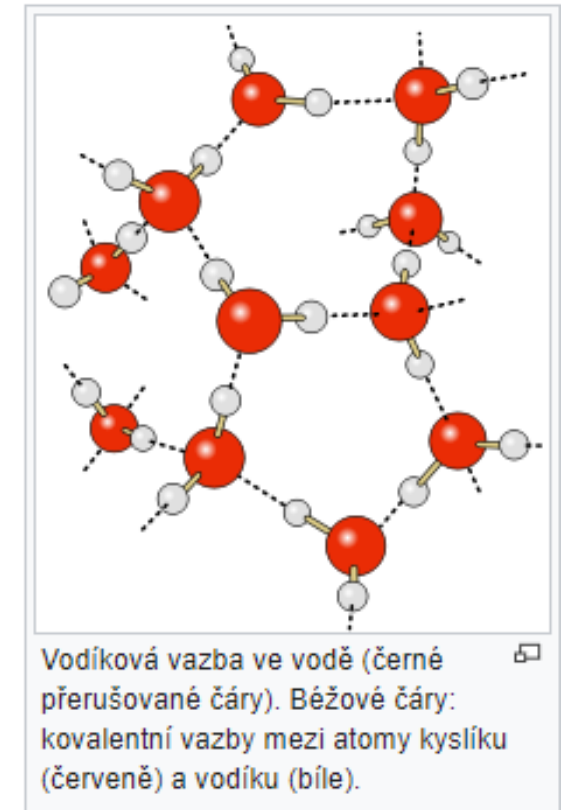


3 VODÍKOVÝ MŮSTEK

Přítomnost vodíkové vazby mezi molekulami amoniaku NH_3 , vody H_2O či fluorovodíku HF tak zapříčiňuje větší soudržnost molekul. To má za důsledek vyšší teploty tání a varu!



Obr. 2.17 Závislosti teplot varu různých hydridů (dvouprvkových sloučenin vodíku s dalším prvkem) na periodě (řádku) svého umístění v periodické soustavě prvků



Bez existence vodíkových vazeb mezi molekulami vody by se vodě za běžných podmínek ($t = 20\text{ }^{\circ}\text{C}$) nevyskytovala v kapalném skupenství, a tak by nebyl vůbec umožněn život na Zemi.

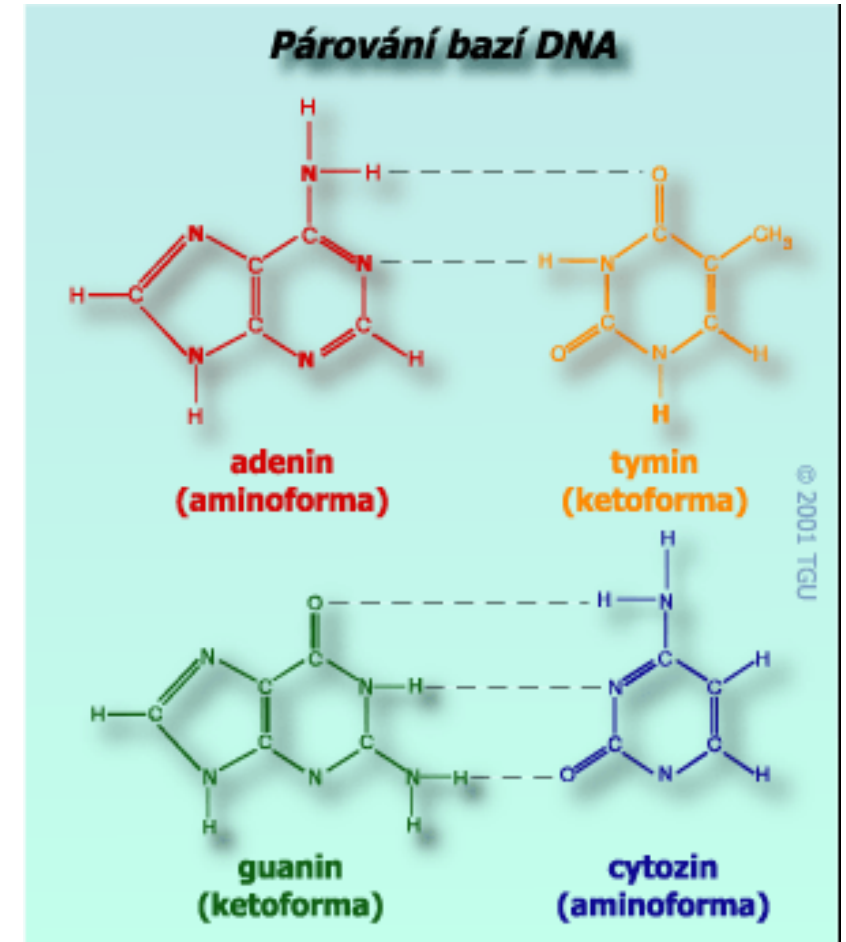
3 VODÍKOVÝ MŮSTEK

Vodíková vazba se nachází také mezi tzv. dusíkatými bázemi v molekulách DNA. Působí tedy mezi jednotlivými vlákny DNA a jen díky ní se vykytuje tato sloučenina ve formě dvoušroubovice.



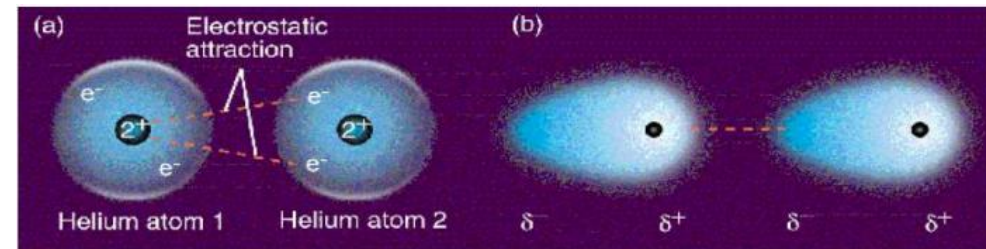
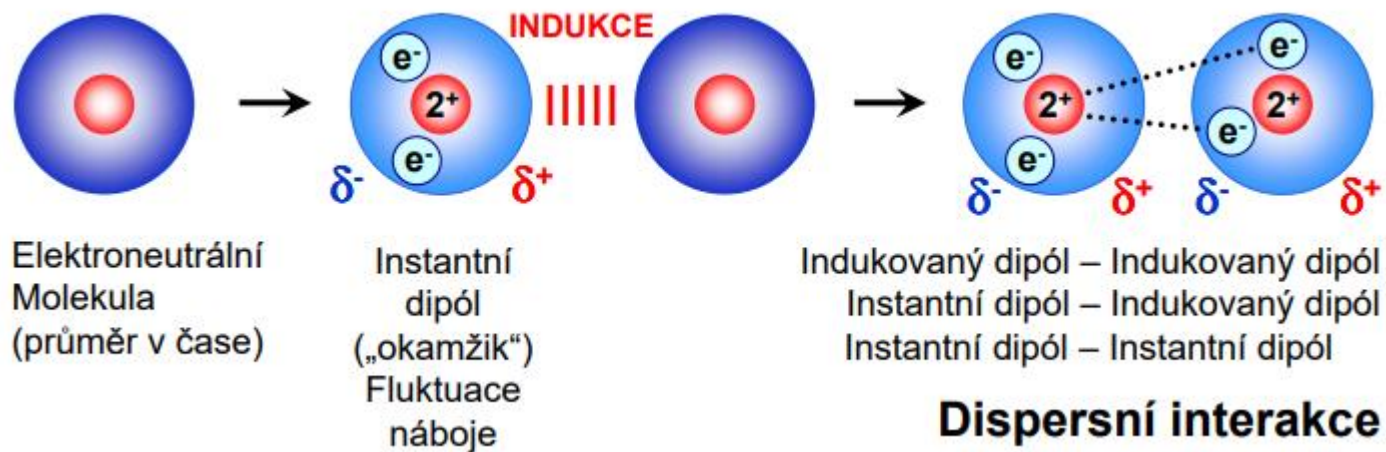
Obr. 2.18 Molekula DNA má tvar dvoušroubovice díky přítomnosti vodíkových vazeb

Deoxyribonukleová kyselina (DNA) je makromolekula a slouží jako nositelka genetické informace.



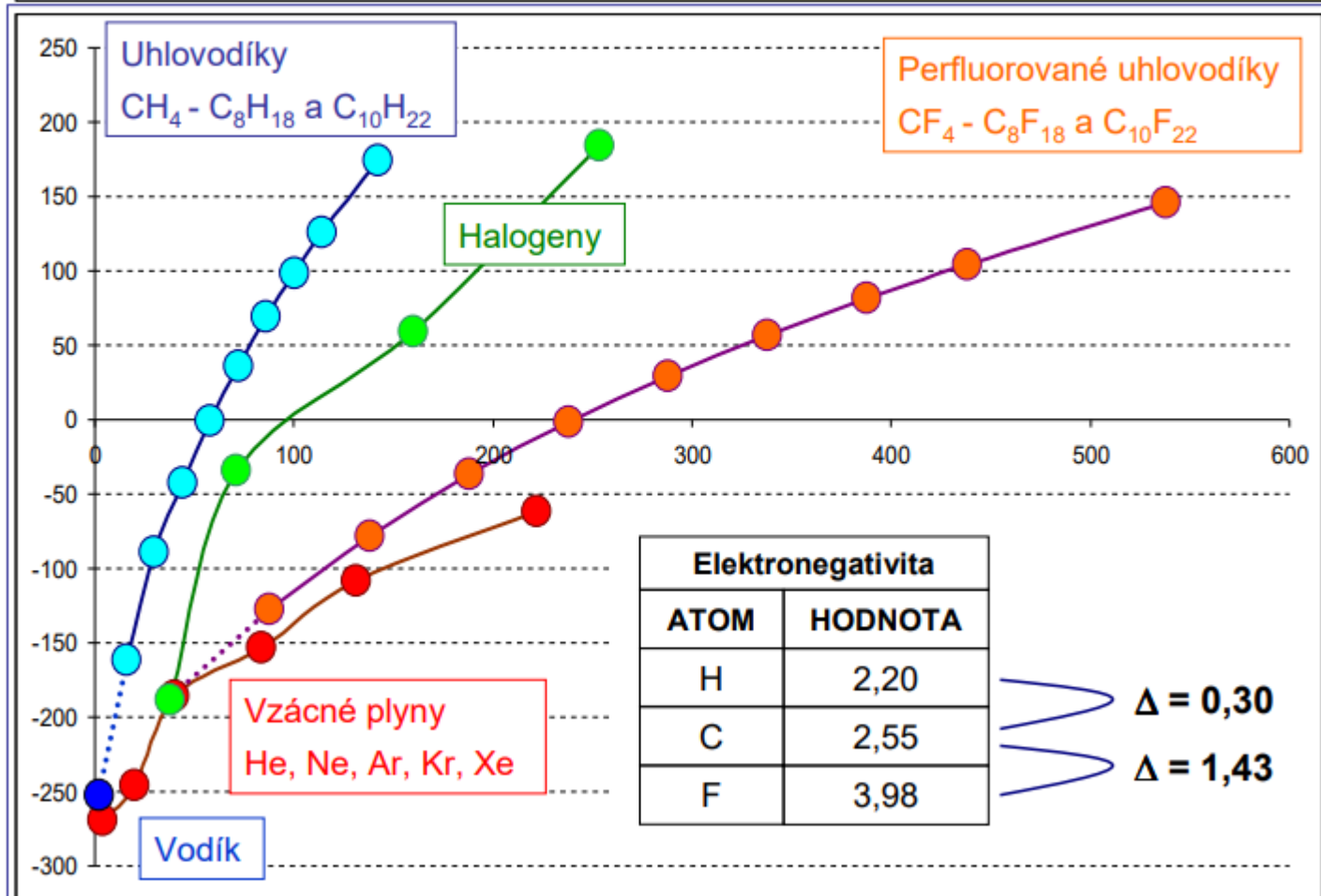
3 NEVAZEBNÉ INTERAKCE VAN DER WAALSOVY SÍLY

- ...jsou velmi slabé vazebné interakce, které se nachází mezi všemi atomy a molekulami.
- Umožňují například zkapalňování alkanů a vzácných plynů.
- Interakce mezi indukovanými dipóly (multipoly) v jinak nepolárních látkách, vznikajících při pohybu elektronů na orbitálních drahách (elektrony nemohou být v daný okamžik „všude“)
- časově omezeno, nesměrové



3 NEVAZEBNÉ INTERAKCE VAN DER WAAISOVY SÍLY

Intermolecular interactions ... Body varu



Pokud jde o organickou molekulu, všechny její atomy mohou participovat na van der Waalsových interakcích, ovšem díky přednostnímu zastoupení vodíku a uhlíku ve stechiometrii těchto molekul jsou vdW síly obvykle spojené s C...C, C...H a H...H.

Vzhledem k absenci polarizovatelných vazeb představují disperzní síly u alkanů a cykloalkanů jediné molekulární interakce a jsou zodpovědné např. za body varů a teploty tání zmíněných látek.

VAZBY ATOMŮ

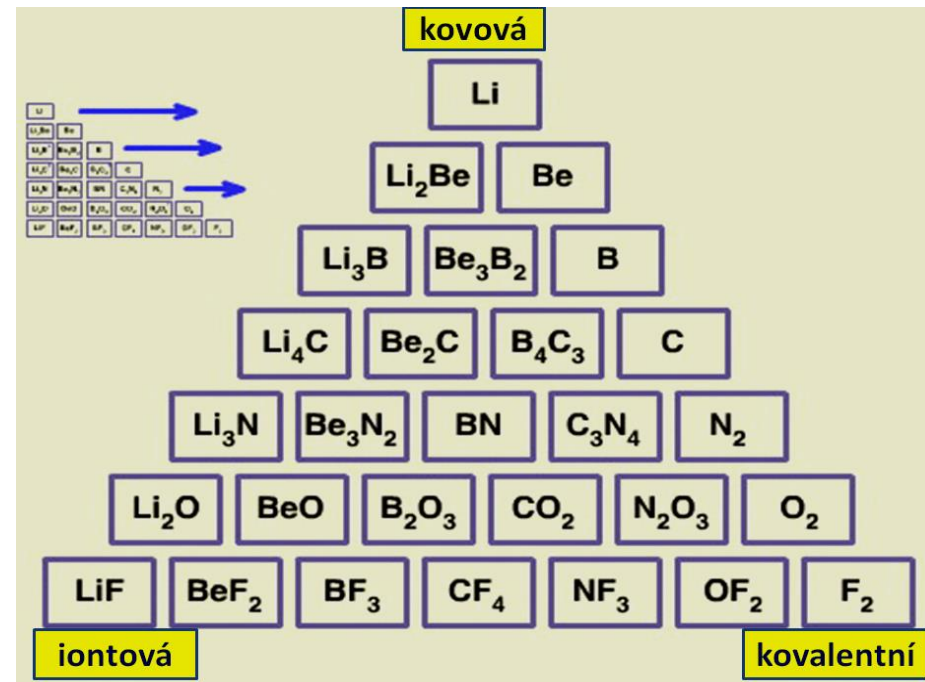
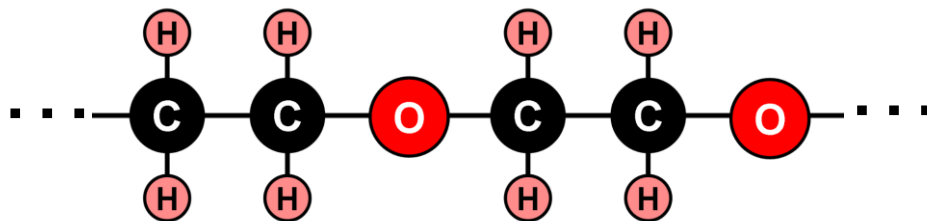
Nutné respektovat, že existují přechodné typy mezi třemi základními typy vazeb a podle toho se materiály liší ve vlastnostech

Vyšší podíl iontovosti – vyšší body tání, vyšší křehkost

Vyšší podíl kovové vazby – vyšší elektrická a tepelná vodivost, nižší křehkost

Vyšší podíl kovalentnosti – nižší body tání, měkčí materiály více nevodivé

„makromolekulární“
se mohou odlišovat
od látek s malými molekulami

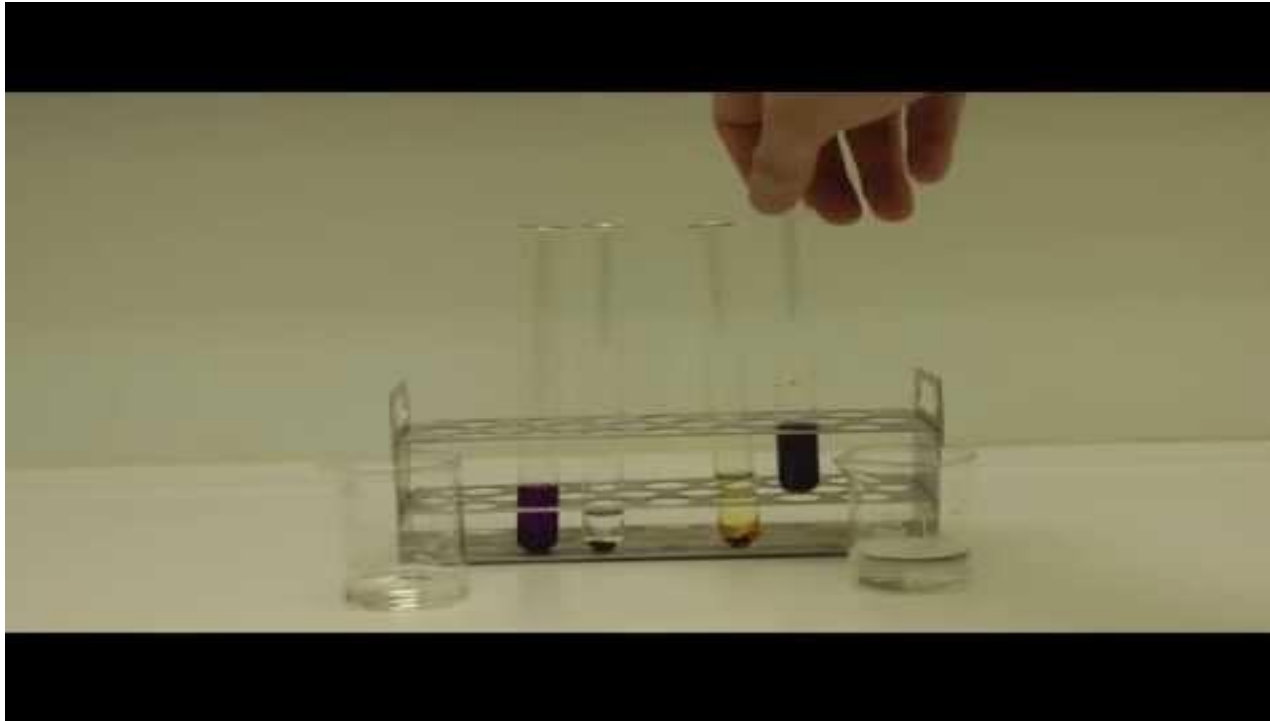


3 CHEMICKÁ VAZBA



„Do dvou zkumavek se nasype přibližně po 0,1 g jodu I_2 a do dalších dvou cca po 0,1 g manganistanu draselného $KMnO_4$. Následně se do jedné zkumavky s jodem a do jedné s manganistanem přilije přibližně 5 ml vody H_2O . Do zbylých zkumavek se přilije cca 5 ml benzínu.“

Vliv přítomné chemické vazby na vlastnosti látek



Přítomná **chemická vazba** v molekulách rozpouštěné látky a rozpouštědla má vliv na rozpustnost látek. Obecně platí, že látka se rozpouští v rozpouštědle, které obsahuje stejný nebo podobný typ vazby.

<https://www.youtube.com/watch?v=x6GoZLB-kok&feature=youtu.be>

4 PERIODICKÁ TABULKA – PŘÍŠTĚ!

PERIODICKÝ ZÁKON PRVKŮ: Jsou-li prvky seřazeny podle rostoucích protonových čísel, jejich fyzikální a chemické vlastnosti se mění periodicky.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

1 H Hydrogen																	2 He Helium
3 Li Lithium	4 Be Beryllium											5 B Boron	6 C Carbon	7 N Nitrogen	8 O Oxygen	9 F Fluorine	10 Ne Neon
11 Na Sodium	12 Mg Magnesium											13 Al Aluminium	14 Si Silicon	15 P Phosphorus	16 S Sulfur	17 Cl Chlorine	18 Ar Argon
19 K Potassium	20 Ca Calcium	21 Sc Scandium	22 Ti Titanium	23 V Vanadium	24 Cr Chromium	25 Mn Manganese	26 Fe Iron	27 Co Cobalt	28 Ni Nickel	29 Cu Copper	30 Zn Zinc	31 Ga Gallium	32 Ge Germanium	33 As Arsenic	34 Se Selenium	35 Br Bromine	36 Kr Krypton
37 Rb Rubidium	38 Sr Strontium	39 Y Yttrium	40 Zr Zirconium	41 Nb Niobium	42 Mo Molybdenum	43 Tc Technetium	44 Ru Ruthenium	45 Rh Rhodium	46 Pd Palladium	47 Ag Silver	48 Cd Cadmium	49 In Indium	50 Sn Tin	51 Sb Antimony	52 Te Tellurium	53 I Iodine	54 Xe Xenon
55 Cs Cesium	56 Ba Barium	57 La Lanthanum	72 Hf Hafnium	73 Ta Tantalum	74 W Tungsten	75 Re Rhenium	76 Os Osmium	77 Ir Iridium	78 Pt Platinum	79 Au Gold	80 Hg Mercury	81 Tl Thallium	82 Pb Lead	83 Bi Bismuth	84 Po Polonium	85 At Astatine	86 Rn Radon
87 Fr Francium	88 Ra Radium	89 Ac Actinium	104 Rf Rutherfordium	105 Db Dubnium	106 Sg Seaborgium	107 Bh Bohrium	108 Hs Hassium	109 Mt Meitnerium	110 Ds Darmstadtium	111 Rg Roentgenium	112 Cn Copernicium	113 Uut Ununtrium	114 Fl Flerovium	115 Uup Ununpentium	116 Lv Livermorium	117 Uus Ununseptium	118 Uuo Ununoctium
		58 Ce Cerium	59 Pr Praseodymium	60 Nd Neodymium	61 Pm Promethium	62 Sm Samarium	63 Eu Europium	64 Gd Gadolinium	65 Tb Terbium	66 Dy Dysprosium	67 Ho Holmium	68 Er Erbium	69 Tm Thulium	70 Yb Ytterbium	71 Lu Lutetium		
		90 Th Thorium	91 Pa Protactinium	92 U Uranium	93 Np Neptunium	94 Pu Plutonium	95 Am Americium	96 Cm Curium	97 Bk Berkelium	98 Cf Californium	99 Es Einsteinium	100 Fm Fermium	101 Md Mendelevium	102 No Nobelium	103 Lr Lawrencium		

PERIODY – 7 vodorovných řad (2,8,8,18,18,32,32)
SKUPINY – 18 skupin (arab. č., nebo A-B I-VIII)

Periodické podobnosti si vysvětlujeme na základě elektronové konfigurace atomů : $l \leq (n-1)$

Z hlediska orbitalového modelu se rozlišují tzv. **s-prvky**, **p-prvky**, **d-prvky** a **f-prvky**.

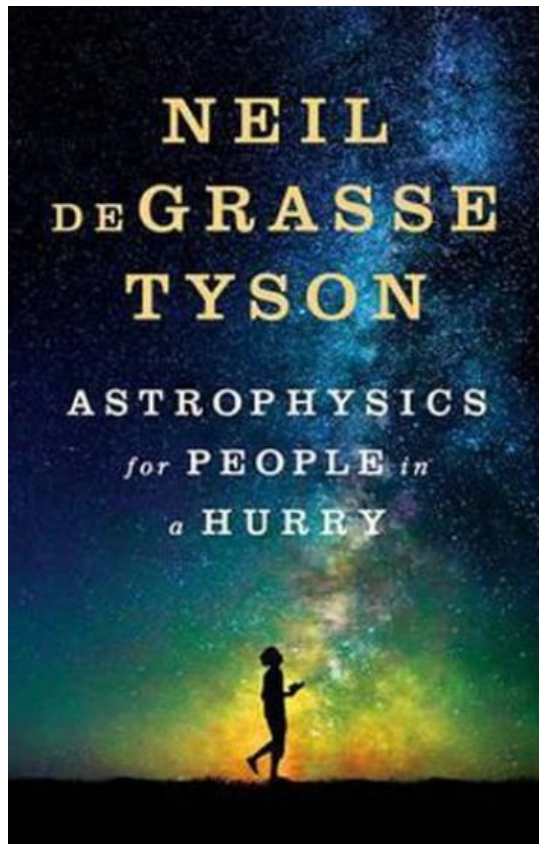
Dělení prvků na přechodné (**s-prvky**, **p-prvky**) a nepřechodné (**d-prvky**) a vnitřně přechodné (**f-prvky**).

Zvláštní označení některých skupin:

alkalické kovy (1. skupina bez vodíku),
kovy alkalických zemin (2. skupina), vzácné plyny (18. skupina), halogeny (solitvorné prvky, 17. skupina),
chalkogeny (rudotvorné prvky, 16. skupina).

! Lanthanoidy – aktinoidy! – řada ne skupina

DOMÁCÍ ZAMYŠLENÍ



Neil deGrasse Tyson Explains the Universe While Eating ...

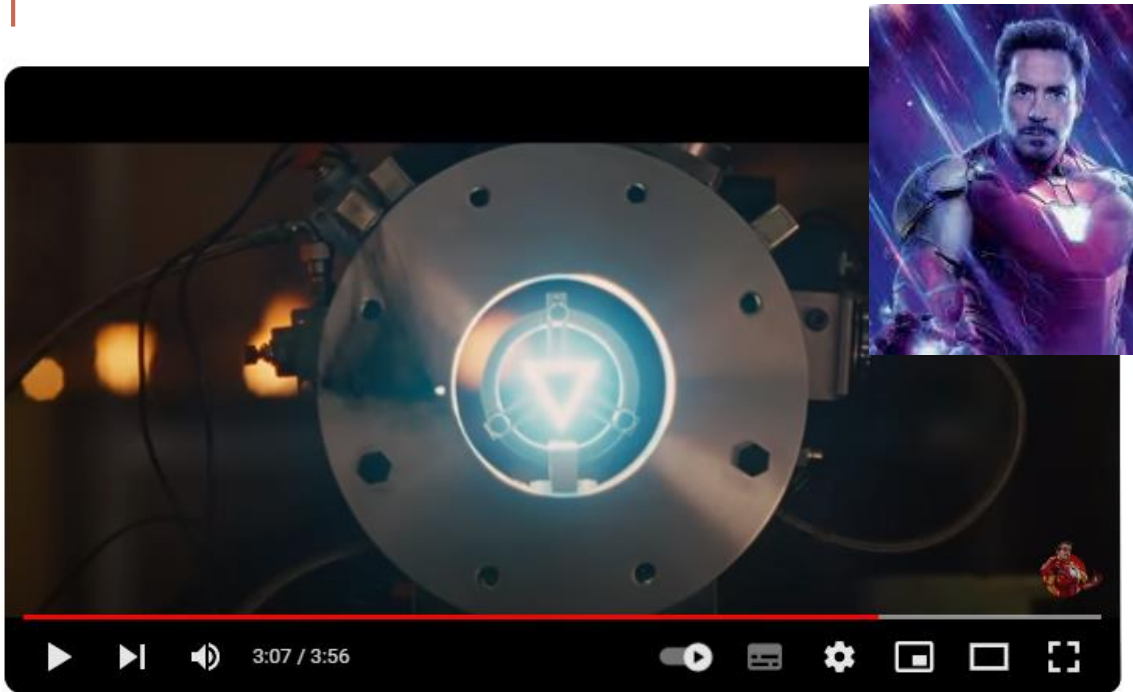
YouTube - First We Feast

<https://www.youtube.com/watch?v=Da8-QfGemgo>

„...while we live in the universe, the universe lives within us...“

Co nám tím chce Neil deGrasse Tyson říci? Jak vznikají prvky periodické tabulky?

DOMÁCÍ ZAMYŠLENÍ



Tony Stark Creating New Element Scene - Iron-Man 2 (2010) Movie CLIP HD

Tony Stark Creating New Element Scene - Iron-Man 2 (2010)

<https://www.youtube.com/watch?v=y0brSA1cyzw>

Jak se doopravdy připravují nové prvky?



Researchers pose inside the post-stripper tank of the Heavy Ion Linear Accelerator (HILAC) at Lawrence Berkeley National Laboratory.

<https://www.acs.org/content/acs/en/education/w/hatischemistry/landmarks/transuranium-elements-at-berkeley-lab.html>

DOMÁCÍ PROCVIČENÍ

D. SEDMIDUBSKÝ a kol. Základy chemie pro bakaláře, VŠCHT Praha, 2011

https://vydavatelstvi.vscht.cz/katalog/publikace?uid=uid_isbn-978-80-7080-790-3

- str. 7-12, 15/16

<https://e-learning.vscht.cz/mod/page/view.php?id=13069>

– CVIČENÍ!

<https://e-learning.vscht.cz/mod/page/view.php?id=13071&lang=de>

<https://magazin.aktualne.cz/veda/kviz-periodicka-tabulka-chemie-prvky-mendelejev/r~2b5320843e8611e9b9980cc47ab5f122/>