

**Vodík**

# Vodík

- nejlehčí a nejjednodušší plynný chemický prvek, tvořící převážnou část hmoty ve vesmíru (přes 90 at. %). Plynný vodík se v našem prostředí vyskytuje ve formě dvouatomových molekul  $H_2$ , je však známo, že v mezihvězdném prostoru je přítomen z převážné části jako atomární vodík H.
- v zemské kůře třetí nejrozšířenější prvek (po O a Si): 15 at. % , resp. 0.9 hmotnostních % ; většina vodíku v přírodě je vázána v molekulách vody.
- vodík vytváří sloučeniny téměř se všemi prvky periodické tabulky (s výjimkou vzácných plynů), zejména pak s uhlíkem, kyslíkem, sírou a dusíkem, které tvoří základní stavební jednotky života na Zemi.
- vodík je schopen tvořit zvláštní typ chemické vazby, nazývaný vodíková vazba nebo také vodíkový můstek, kde vázaný atom vodíku vykazuje afinitu i k dalším atomům, s nimiž není poután klasickou chemickou vazbou. Mimořádně silná je vodíková vazba s atomy kyslíku, což vysvětluje anomální fyzikální vlastnosti vody (vysoký bod varu a tání atd.).

První prvek periodického systému;

el. konfigurace:  $1s^1$

nejednoznačné zařazení, nejčastěji zařazován do 1. nebo 7. hlavní podskupiny

$H\cdot$  = chybí 1 elektron do konfigurace nejbližšího vzácného plynu

$H_2$

$H^+$  = proton

$H^-$

- oxidační číslo: +I a -I,

- typická tvorba kovalentní vazby jako u prvků ze středu 2. periody

- **vysoká ionizační energie:** + 13.6 eV (1312 kJ / mol) srovnatelná s nejelektronegativnějšími prvky (důsledek nepatrného rozměru atomu)  $\Rightarrow$  kovalentní vazby

- **izotopy:** (lehký) vodík  $^1H$ ; deuterium (těžký vodík)  $^2H$  či D; tritium  $^3H$  či T (radioaktivní).



# Svařování atomárním vodíkem

= proces obloukového svařování, kdy elektrický oblouk hoří mezi dvěma wolframovými elektrodami v atmosféře vodíku. Proud vodíku prochází elektrickým obloukem, který disociuje molekuly  $H_2$  na atomy díky absorpci velkého množství energie z oblouku:

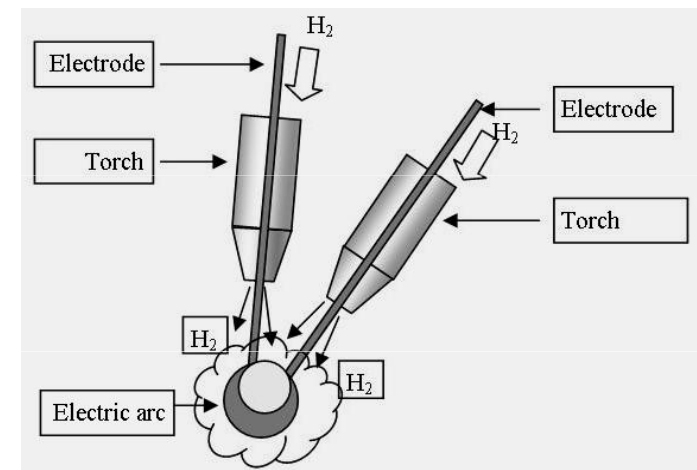


V okamžiku kdy atomy vodíku dopadnou na relativně chladný podklad (např. svarový kov), dojde k jejich rekombinaci :



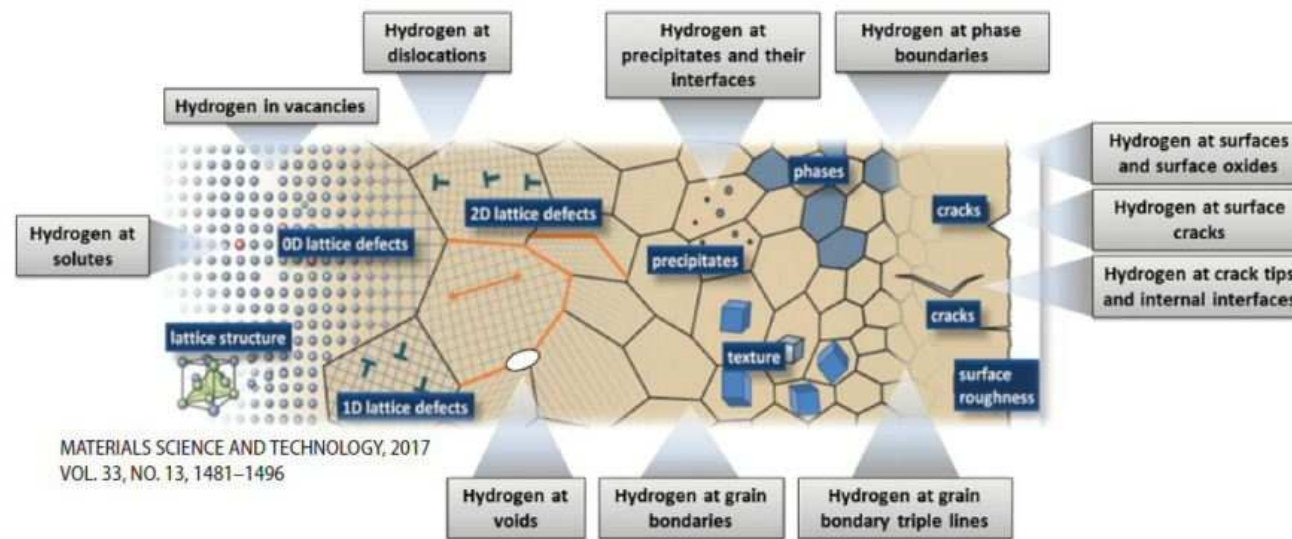
Teplota plamene dosahuje 3400 - 4000 °C. Dosahovaná teplota je postačující pro tavení wolframu a jiných těžkotavitelných prvků. Vodík také působí mj. jako ochranná atmosféra, která chrání roztavený kov před kontaminací nežádoucími prvky, zejména uhlíkem, dusíkem a kyslíkem.

Molekuly  $H_2$  vyhoří také, ale za uvolnění nižšího objemu tepla.



# Vodíkové křehnutí

= proces, kdy se kovy, zejména ocel, stávají křehkými následkem difuze vodíku do krystalové mřížky kovu, například při svařování (tzv. fish eye vada). Při svařování dojde k difuzi vodíku do svaru (ať nedostatečnou ochranou atmosférou svaru, nebo špatným technologickým postupem) a jeho uvěznění v mřížce kovu. Po čase dojde k rekombinaci vodíku a vodík se změní z 2 H na H<sub>2</sub>, a tím zvětší svůj objem, takže vzniknou vnitřní napětí. Při zatížení svaru pak dojde k jeho prasknutí.



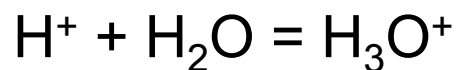
## Vodík „ve stavu zrodu“ ("in statu nascendi")

= vysoce reaktivní, s velmi silnými redukčními vlastnostmi. Nejedná se o atomární vodík, zvýšená aktivita souvisí spíše s kinetickými efekty.

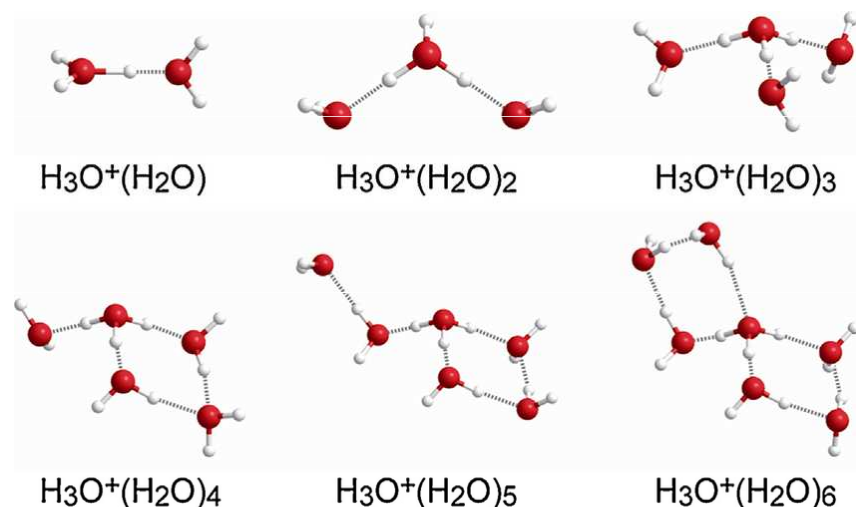
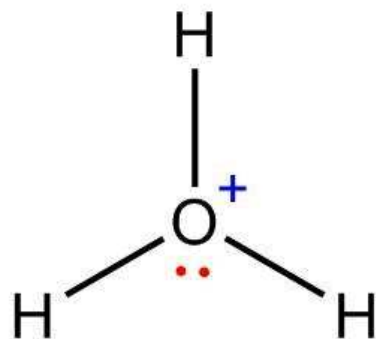
# Vodíkový kation $H^+$ ( $1s^0$ )

Vzniká ztrátou valenčního elektronu (podobně vznikají kationty alkalických kovů)

Vznik  $H^+$  je přes vysokou ionizační energii možný, zejména v prostředí, které je schopno solvatovat protony a tím kompenzovat energii potřebnou k roztržení vazby a ionizaci - proto  $H^+$  existuje ve vodě pouze jako hydratovaný .



$$\Delta H = -1075 \text{ kJ/mol}$$



| $\Delta G_{\text{solv}}$       | Benzene | Toluene | Methanol | DMSO    | Water   |
|--------------------------------|---------|---------|----------|---------|---------|
| $\epsilon$                     | 2.25    | 2.38    | 32.63    | 46.70   | 78.40   |
| $\Delta G (H^{\cdot})$         | -1344.1 | -1344.1 | -1344.1  | -1344.1 | -1344.1 |
| $\Delta G_{\text{solv}} (H^+)$ | -857.5  | -883.2  | -1014.9  | -1094.0 | -1004.0 |
| $\Delta G_{\text{solv}} (e^-)$ | -1.6    | -5.5    | -77.6    | -129.0  | -89.3   |

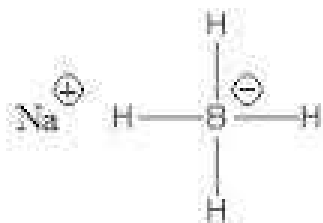
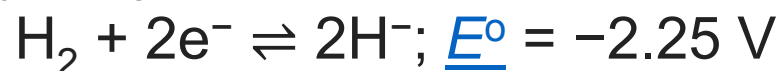
# Hydridový anion H<sup>-</sup> (1s<sup>2</sup>)

Existuje iontových hydridech, zaujímá konfiguraci nejbližšího vzácného plynu.

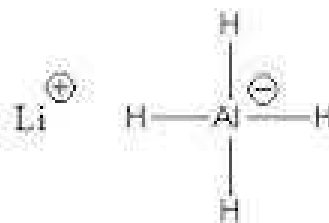
Vodík má poměně nízkou **elektronovou afinitu** (72.77 kJ/mol) and jako silná Lewisova báze reaguje exotermicky s protonem



Nízká **elektronová afinita** a energie H–H vazby ( $\Delta H_{\text{BE}} = 436 \text{ kJ/mol}$ ) ukazuje, že hydridový ion je silné reduční činidlo



Sodium Borohydride



Lithium Aluminum Hydride



Hydride Nucleophile



# H<sub>2</sub>

Vodík je bezbarvý, lehký plyn, obtížně zkapalnitelný, bez chuti a zápachu. Je hořlavý, hoří namodralým plamenem, ale hoření nepodporuje. Je 14,38× lehčí než vzduch a vede teplo sedmkrát lépe než vzduch.

Vodík je za normální teploty stabilní, za pokojové teploty se slučuje pouze s fluorem. Je značně reaktivnější při zahřátí, především s kyslíkem a halogeny se slučuje velmi bouřlivě, i když pro spuštění této reakce je nutná inicializace (např. jiskra, která zapálí kyslíko-vodíkový plamen).

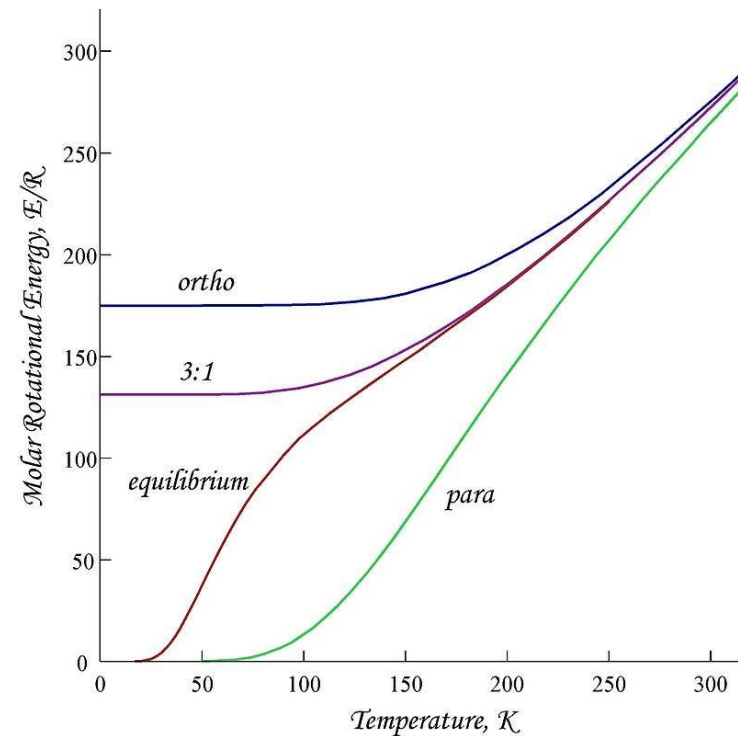
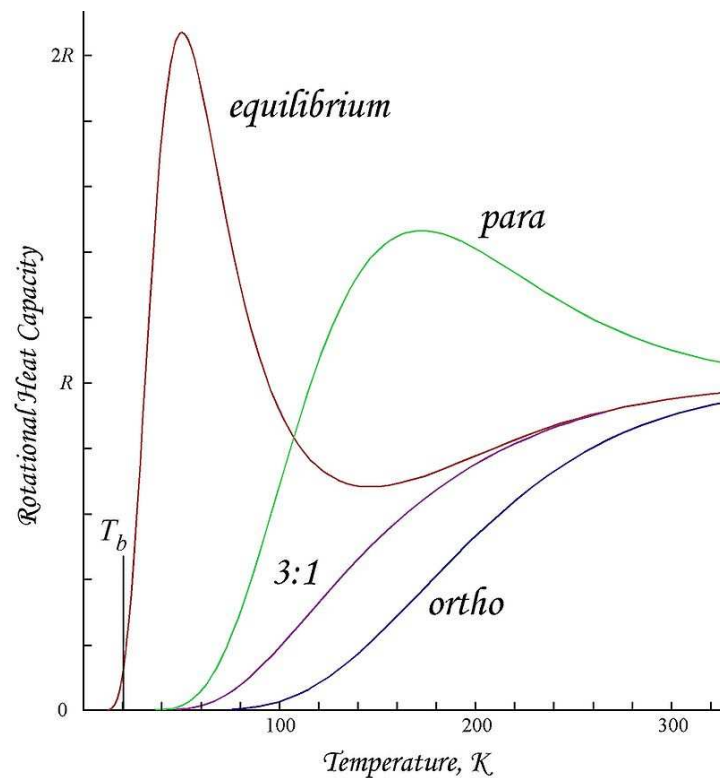
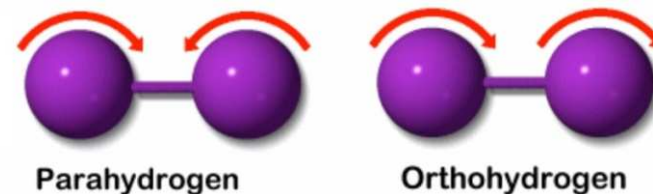
Vodík je velmi málo rozpustný ve vodě, ale některé kovy ho pohlcují (nejlépe palladium nebo platina), které poté fungují jako katalyzátory chemických reakcí. Je to způsobeno tím, že má vodík velmi malé molekuly, které jsou schopny procházet různými materiály.

Elementární vodík je na Zemi přítomen jen vzácně, nejvíce se vyskytuje v blízkosti sopek v sopečných plynech. V zemské atmosféře se vyskytuje jen ve vyšších vrstvách a díky své mimořádně nízké hmotnosti postupně z atmosféry vyprchává. Je jednou z podstatných složek zemního plynu, vyskytuje se i v ložiscích uhlí.

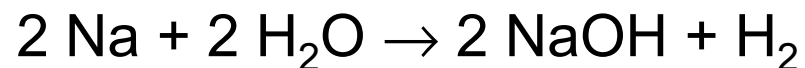
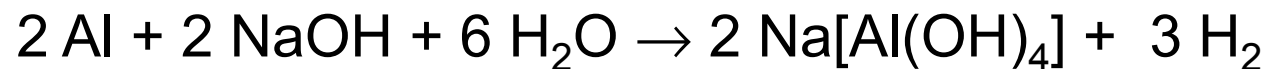
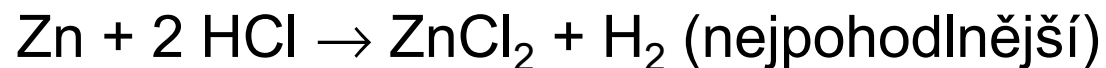
# Spinové izomery vodíku

Molekulový vodík existuje ve 2 izomerních formách:

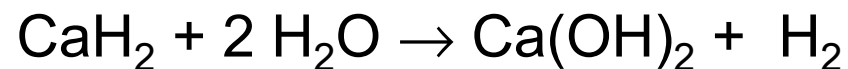
*ortho*-vodík  $\uparrow\uparrow$  a *para*-vodík  $\uparrow\downarrow$  (dle spinu jader), za laboratorní teploty cca 75% orthovodíku a 25% paravodíku.



## Příprava

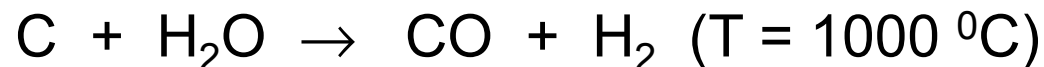


(vzhledem k bouřlivému průběhu je třeba  
užít Na amalgam místo kovového Na)

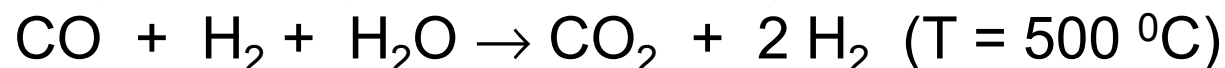


## Výroba

1) Redukce vodní páry koksem za červeného žáru (Boschův proces):



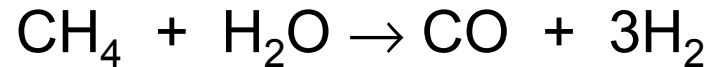
- vzniklý vodní plyn se nechá reagovat s vodní párou za katalýzy  $\text{Fe}_2\text{O}_3$



-  $\text{CO}_2$  se odstraňuje vypíráním vodou

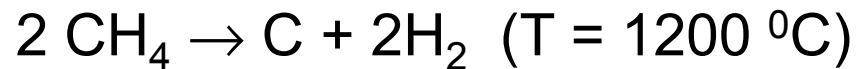
## 2) Výroba z ropných produktů:

### a) parním reformováním

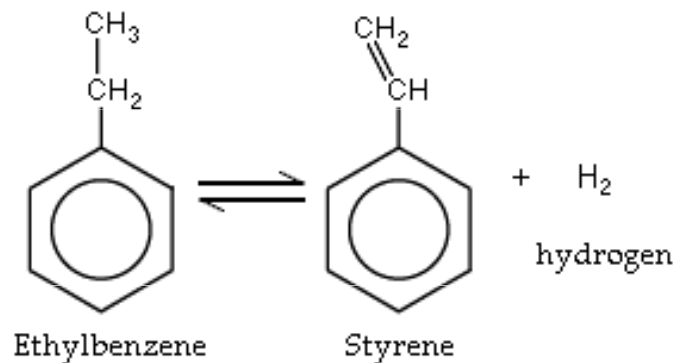


-katalýza Ni/Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, T = 900 °C, p = 3 MPa

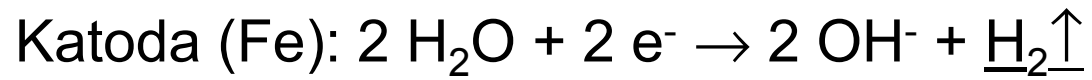
### b) tepelným štěpením



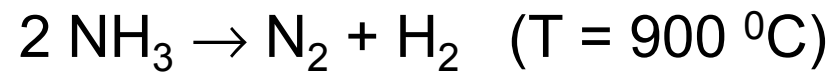
c) katalytickou (Pt) dehydrogenací - např. při konverzi ethylbenzenu na styren



### 3) vedlejší produkt při výrobě NaOH elektrolýzou vodného roztoku NaCl

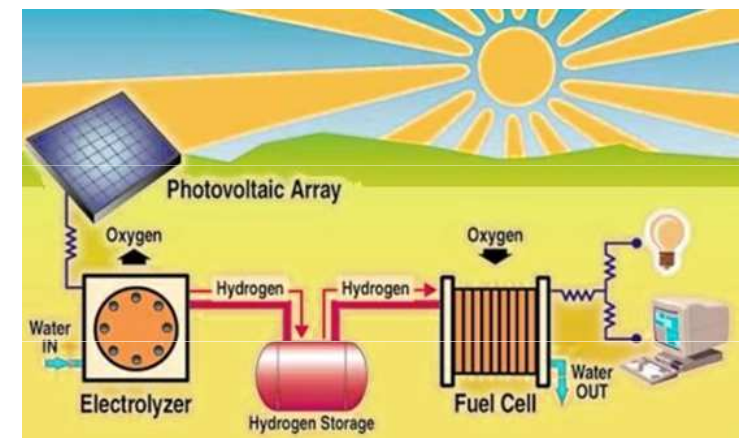
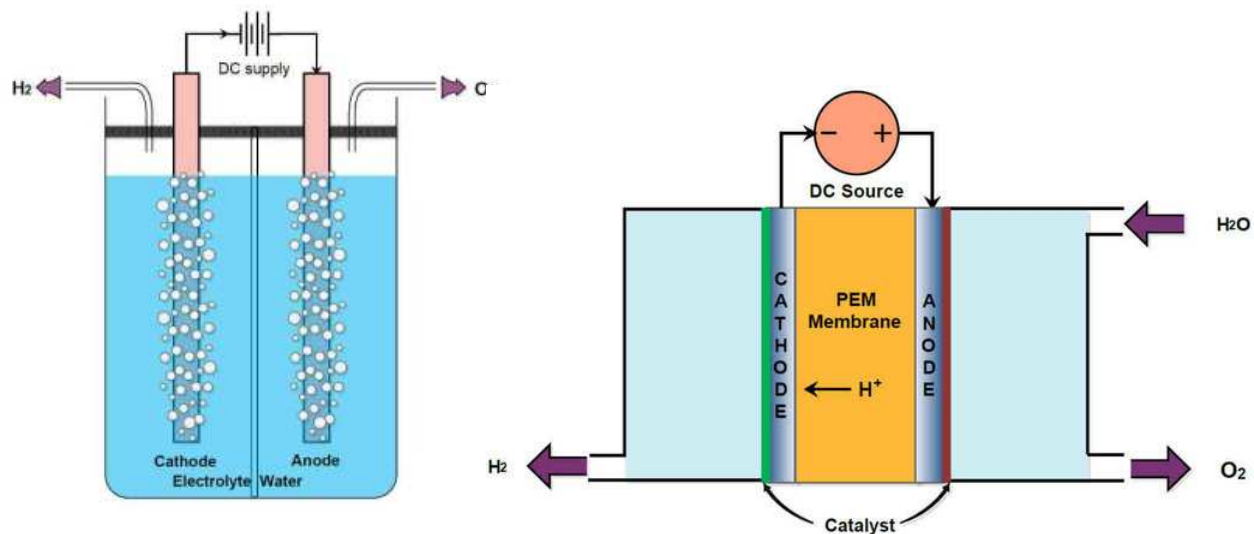


### 4) Tepelné štěpení NH<sub>3</sub>



### 5) Elektrolýza vody

(pouze jako vedlejší produkt - drahé)



## Biotechnologická příprava vodíku

Fotobiologické štěpení vody pomocí řas

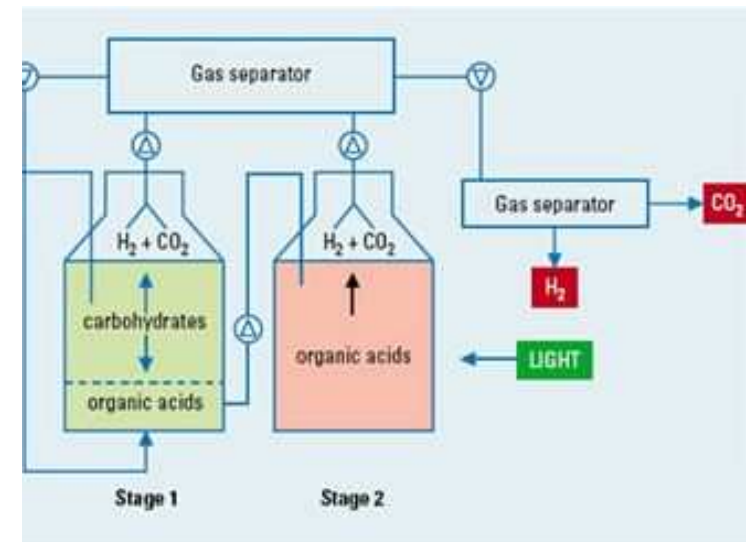
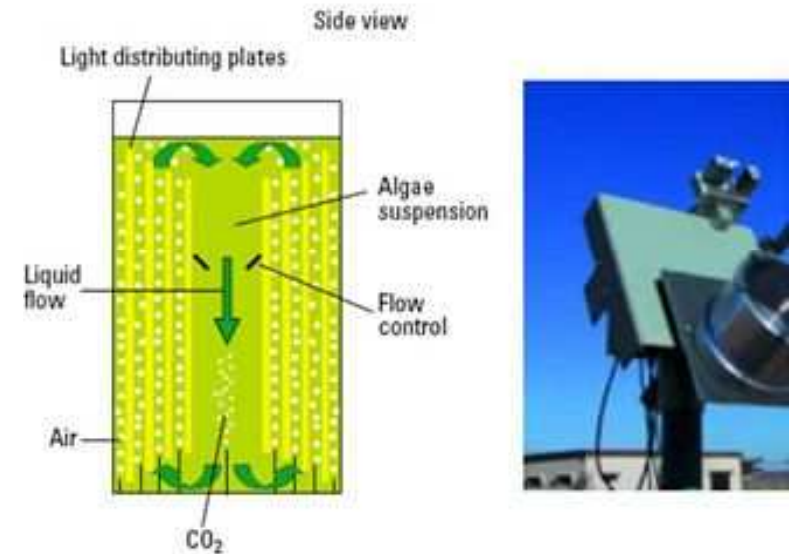
Fermentace resp. fotofermentace biomasy pomocí anaerobních bakterií

Enzymatický rozklad celulózy

Biokatalytická elektrolýza

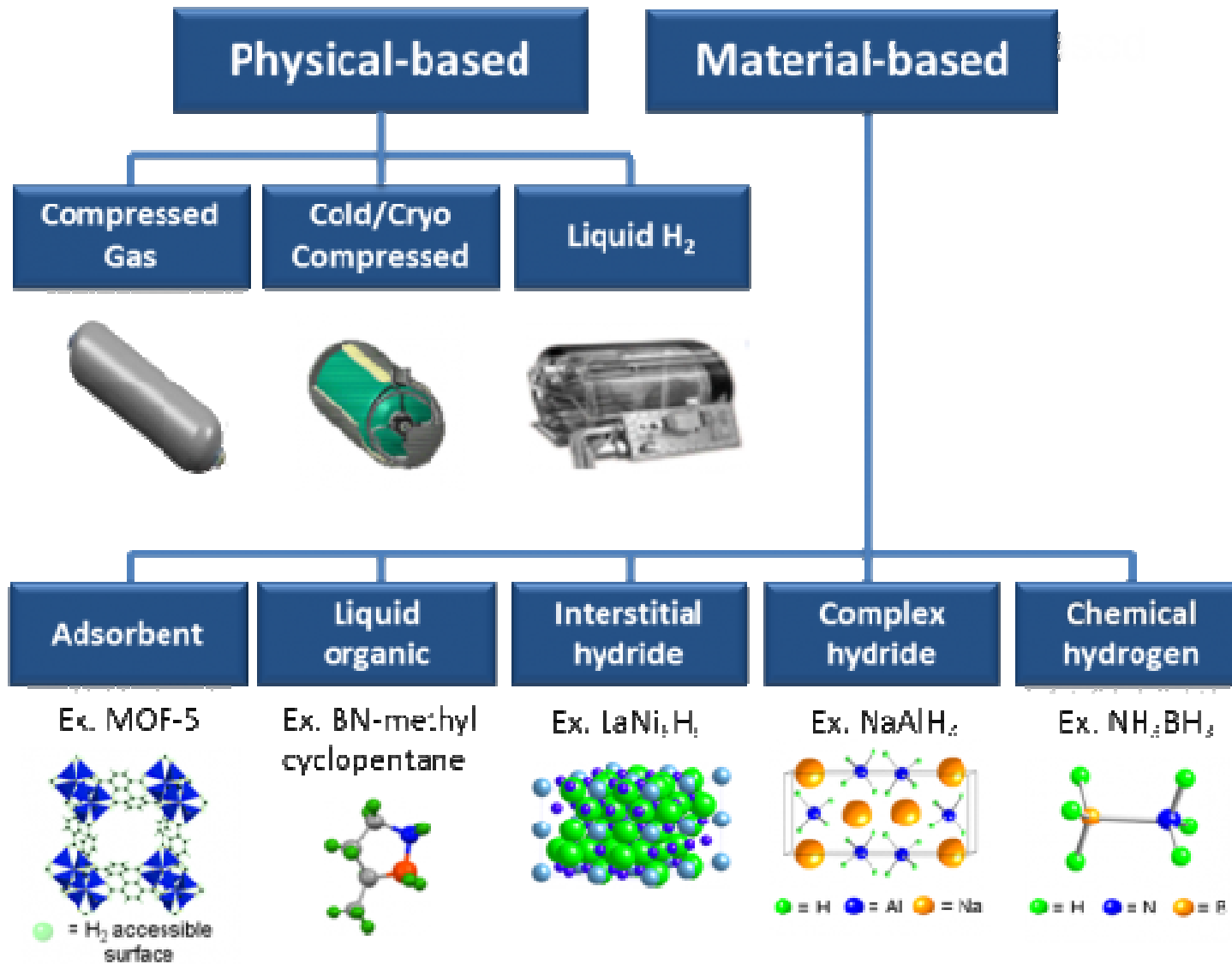
## Další metody

fotokatalytický, termický nebo radiolytický rozklad vody, ferrosilikonová metoda, ...



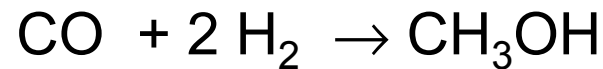
- komerčně se H<sub>2</sub> dodává v tlakových lahvích (15 MPa) označených **červeným** pruhem

## How is hydrogen stored?

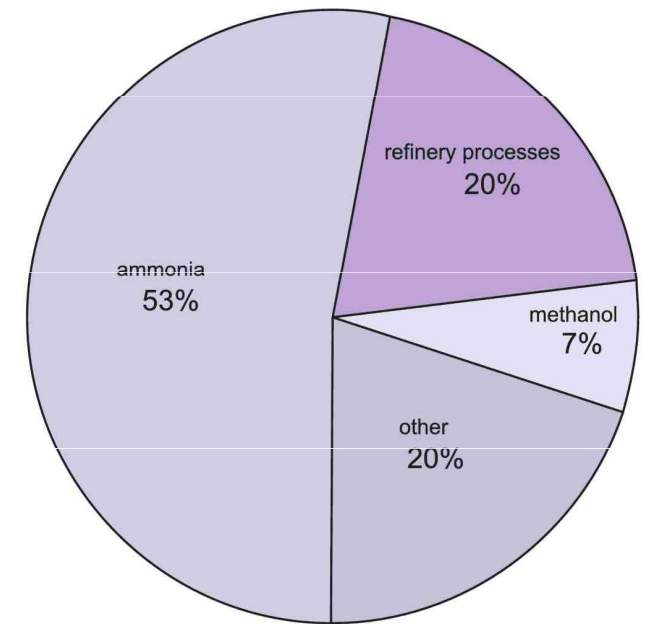
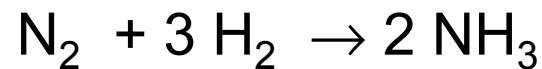


# Průmyslové využití H<sub>2</sub>

## Syntéza methanolu:



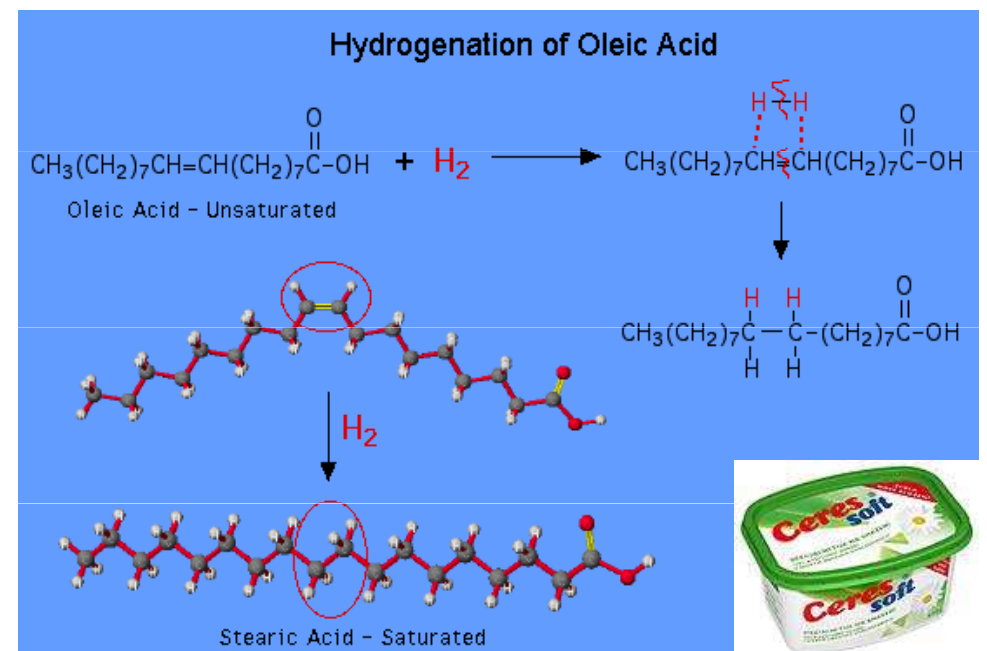
## Syntéza amoniaku z prvků (Haber – Boschův proces)



## Hydrogenace (např. ztužování tuků)

## Hydrokrakování těžkých ropných frakcí

## Svařování a řezání kovů





Vodík je plyn mnohem lehčí než vzduch, proto se dříve používal k **plnění vzducholodí**. 6. května 1937 došlo ale k havárii. Vzducholod' Hindenburg během několika vteřin shořela a zahynulo 36 lidí. Dnes se používá k plnění vzducholodí helium.



Vodík se používá k plnění meteorologických balonů, které vynášejí přístroje do vyšších vrstev atmosféry.



# Kapalný vodík

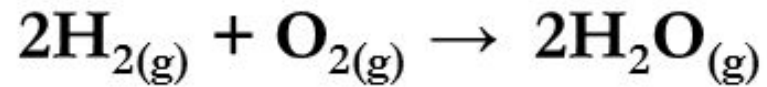
Aby byl vodík v přítomen tekuté formě (70.99 g/L při 20 K) za atmosférického tlaku musí být ochlazen na 20.28 K (−252.87 °C). Uchovává se v tlakových tepelně izolovaných nádobách.

Za pokojové teploty je plynný vodík tvořen hlavně v *ortho* formou, která ve zkapalněné formě podléhá pomalé exotermické přeměně na *para* isomer. Uvolňované teplo způsobuje var kapalného vodíku a tím i jeho ztráty. Z tohoto důvodu se před zkapalněním provádí přeměna *ortho* na *para* formu katalyzovaná např.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ , aktivní uhlí, REE, sloučeniny uranu, niklu a chromu).

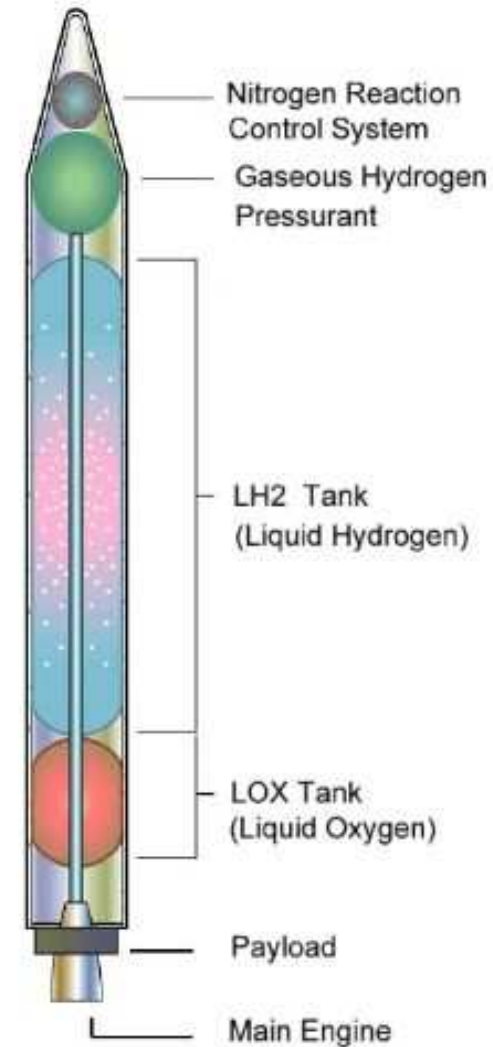
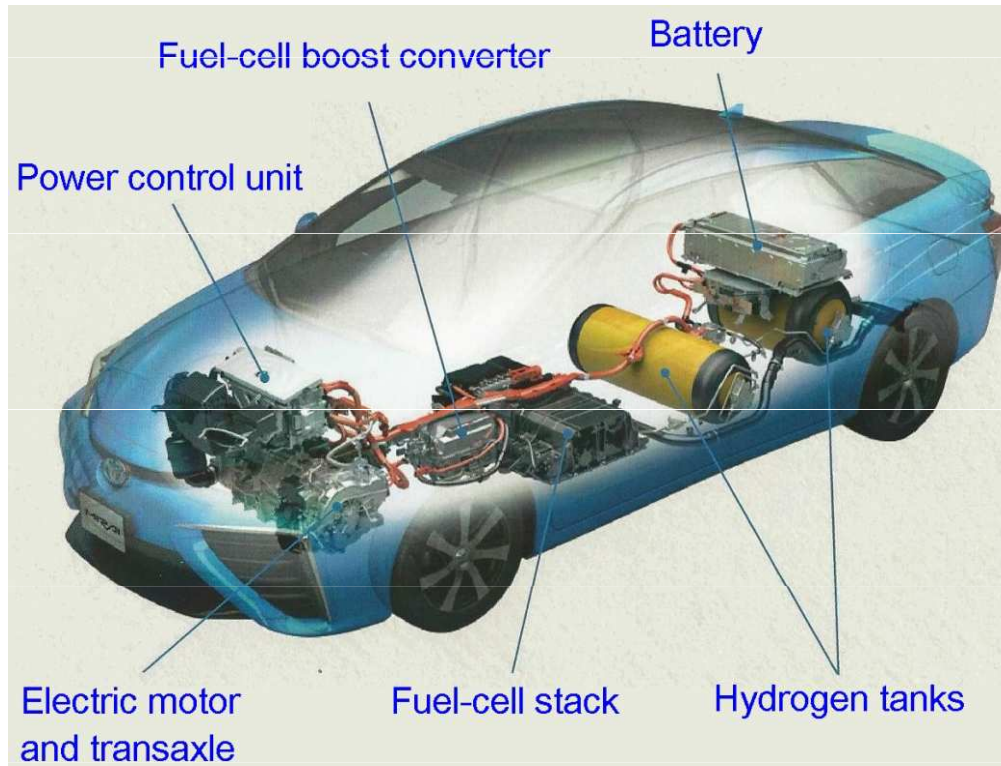
Kapalný vodík slouží jako **palivo do raketových motorů**. Při hoření vodíku se uvolňuje obrovské množství tepla, které slouží k pohonu.



# Kapalný vodík



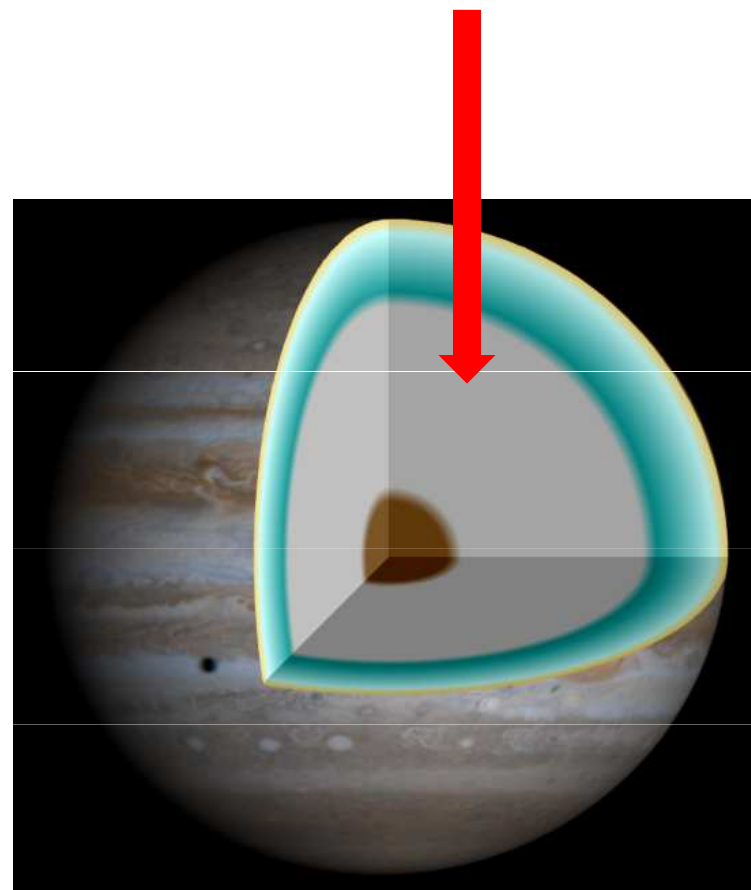
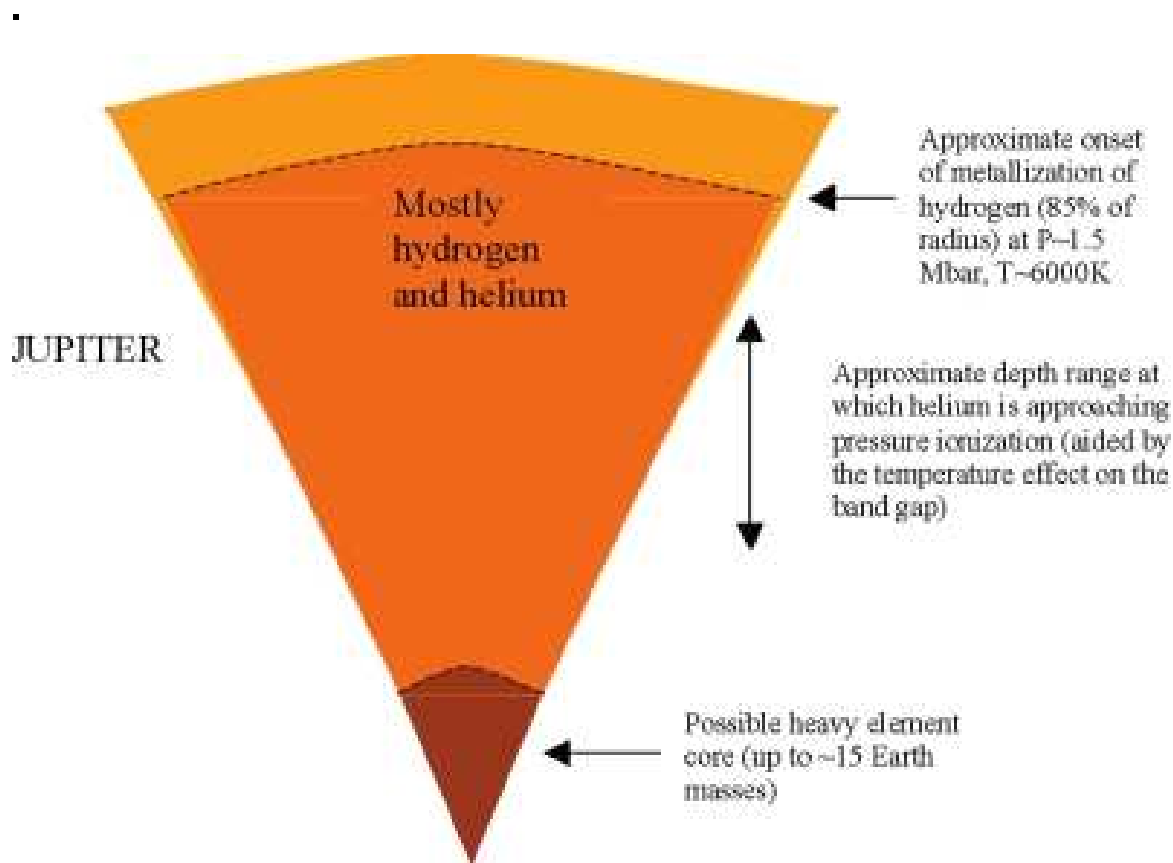
$$\Delta H^\circ = -484 \text{ kJ}$$



Při hoření vodíku vzniká pouze voda, která nijak nezatěžuje životní prostředí.

# „Kovový“ vodík

= fáze vodíku vznikající při vysokých tlacích a při hustotách okolo  $5 \times 10^3 \text{ g.cm}^{-3}$ , chovající se jako elektrický vodič. Ve sluneční soustavě se vyskytuje v nitru Jupiteru a Saturnu (v důsledku gravitačního stlačení), kde generuje jejich magnetická pole



## Reakce vodíku

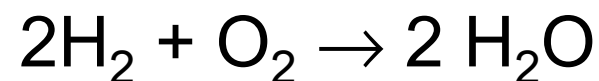
- vodík se slučuje s mnohými prvky, ve sloučeninách vodíku převažuje kovalentní charakter vazeb.

- přímo se slučuje se všemi halogeny,

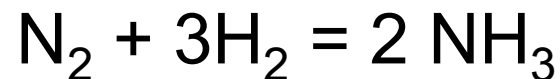


(zejména u lehkých halogenů je průběh často explozivní, radikálová reakce)

- směs s kyslíkem tvoří třaskavý plyn:

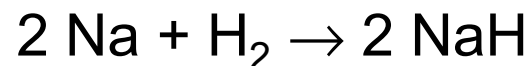


- s dusíkem se slučuje za vysokého tlaku a teploty:



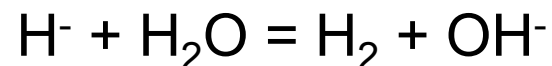
(Haber -Boschova metoda výroby amoniaku)

- roztavené vysoce elektropozitivní kovy (Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba) tvoří s vodíkem iontové hydridy:

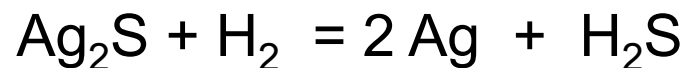
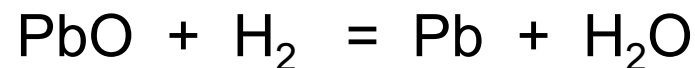


(jediný případ oxidačního působení vodíku)

$\text{H}^-$  velmi silná zásada:



- vůči většině látek (s výjimkou alkalických kovů a kovů alkalických zemin) vystupuje vodík jako redukční činidlo (mimořádně reaktivní je atomární H); např.:



- významná je schopnost adice  $\text{H}_2$  na nenasycené vazby - hydrogenace nenasycených uhlovodíků, resp. mastných kyselin (ztužování tuků)







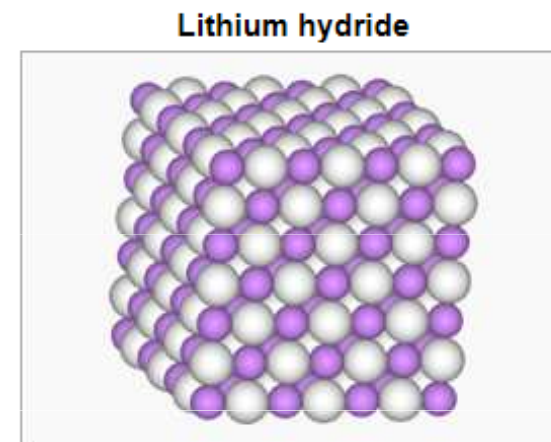




# 1. Iontové hydridy

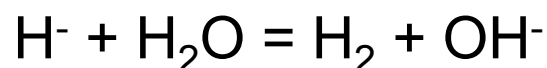
(kation kovu a anion  $\text{H}^-$ )

Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba



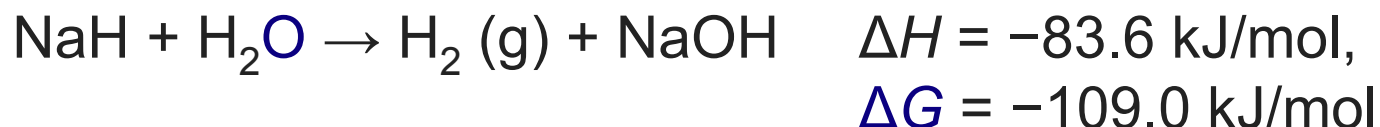
- bezbarvé, krystalické látky, silná redukční činidla.

- některé se samovolně zapalují na vlhkém vzduchu v důsledku silně exotermické reakce:



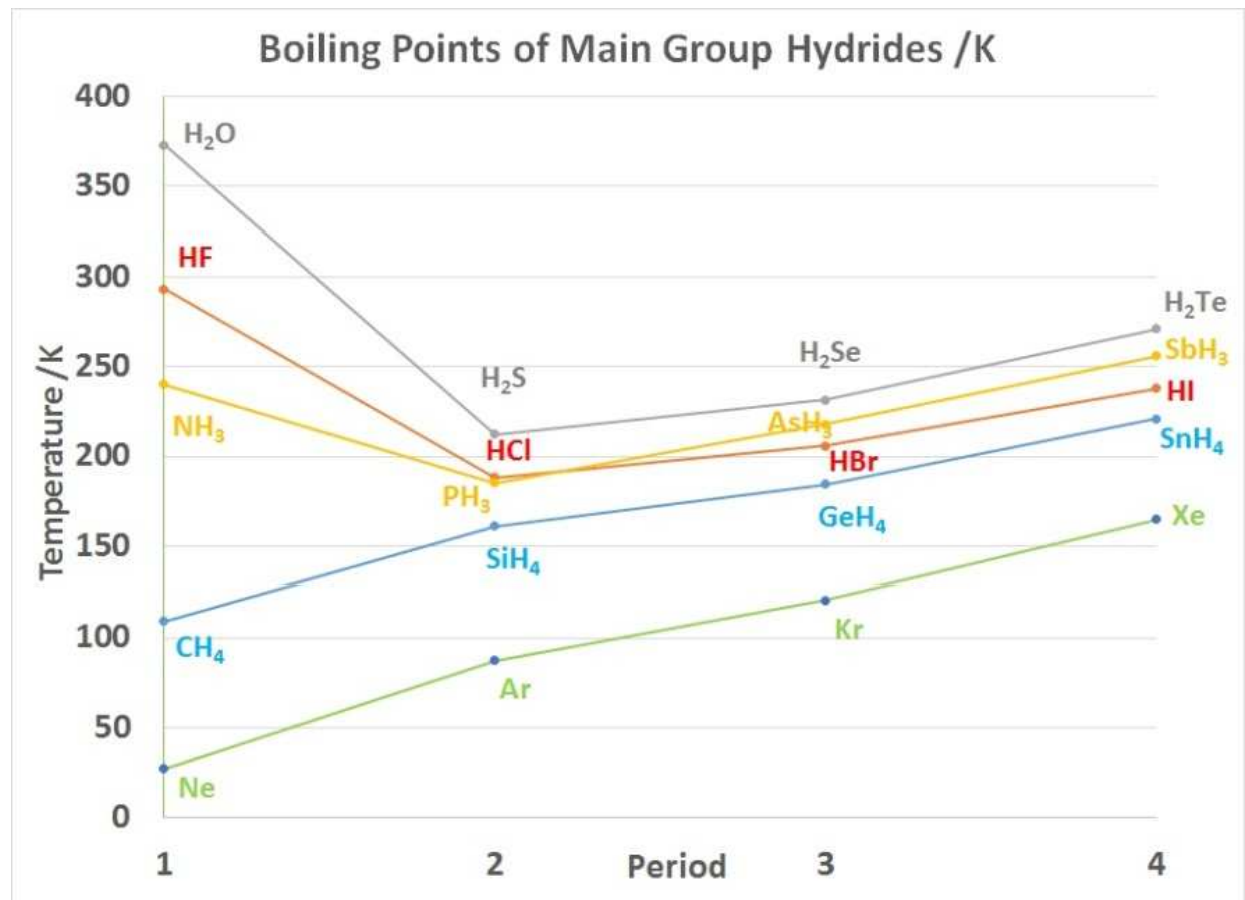
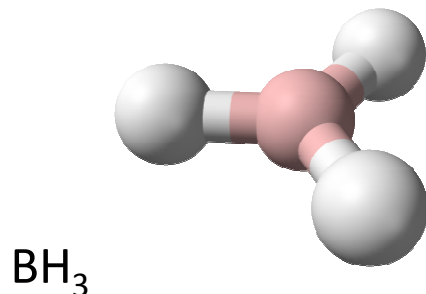
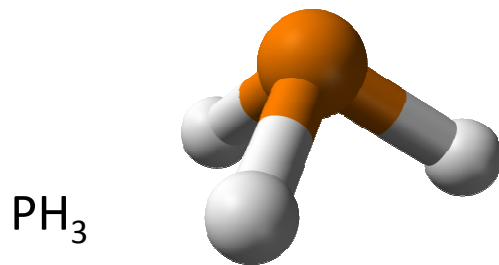
(NaH se explozivně rozkládá vodou, RbH a CsH jsou samozápalné i na suchém vzduchu)

Hydridový ion je silnější báze než  $\text{OH}^-$ .



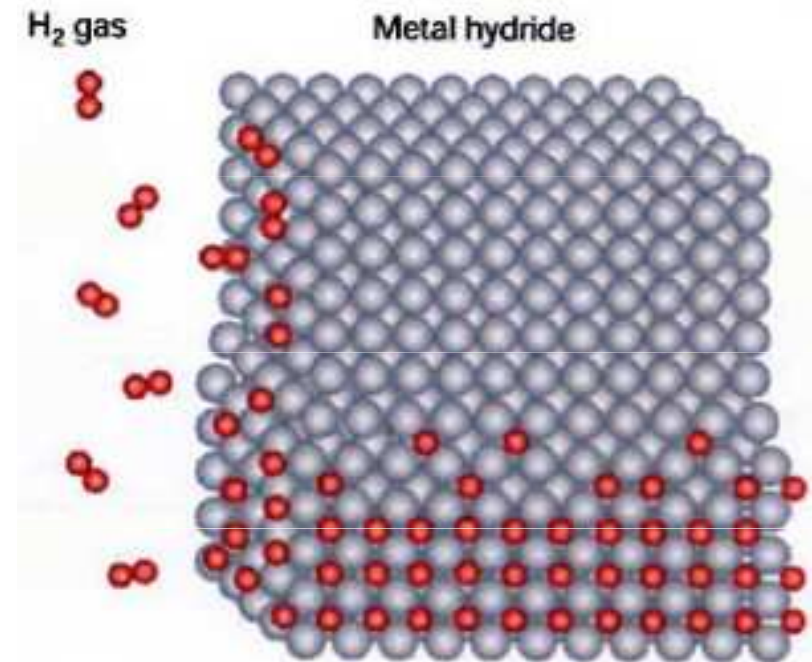
## 2. Kovalentní hydridy

- u sloučenin vodíku se všemi nekovy a polokovy
- atomy vázané polárními kovalentními vazbami v přesně definovaných molekulách; tvoří je halogeny, chalkogeny, prvky 5. a 4. hlavní podskupiny
- vodíku přísluší kladné oxidační číslo +1

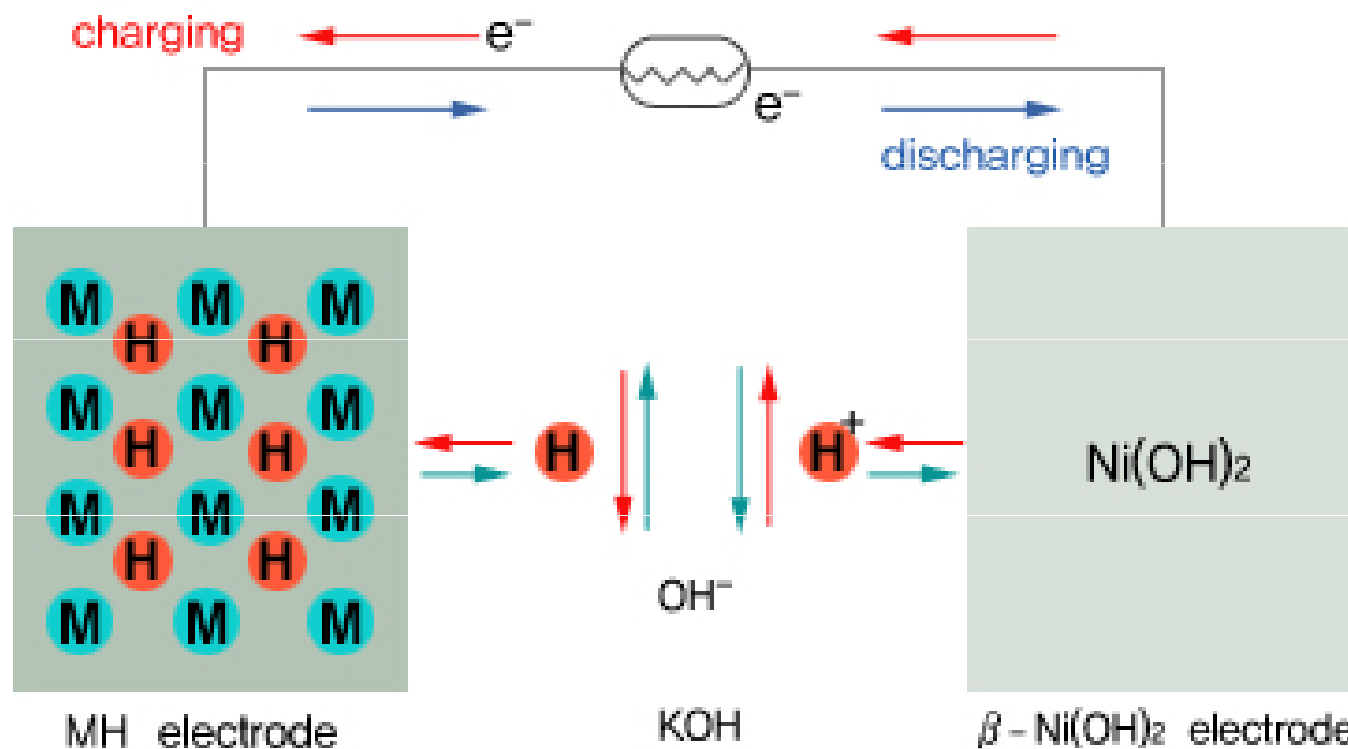


### 3. Kovové hydridy

- vznikají exotermní adsorpcí vodíku příslušným kovem.
- vodík je zabudován v krystalické mřížce kovů v nestechiometrickém poměru, který závisí na tlaku vodíku a teplotě.
- tyto hydridy tvoří přechodné prvky, lanthanoidy a aktinoidy
- nejvíce vodíku pohltí Pd (900 násobek obj.) a Pt.
- vesměs netěkavé látky kov. vlastností
- velmi významné v heterogenní katalýze (zejm. katalytická hydrogenace)

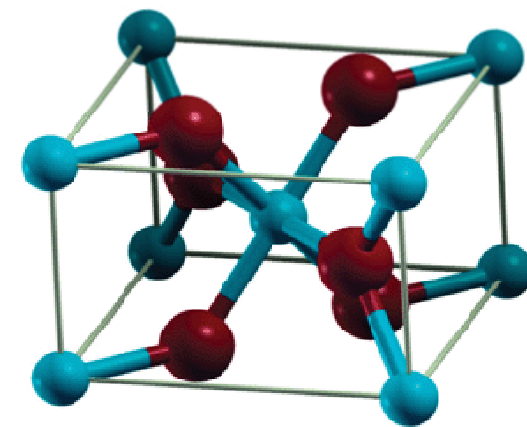


# Nickel–metal hydride battery

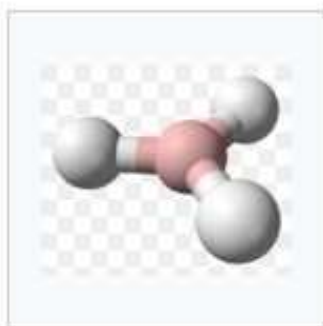


## 4. Polymerní hydridy

- přechodný, iontově kovalentní charakter vazby, polymerní molekuly
- tyto hydridy tvoří Be, Mg, B, Al a Ga
- většinou tuhé látky



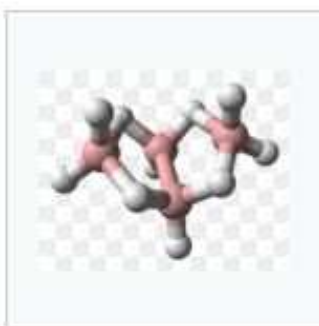
MgH<sub>2</sub>



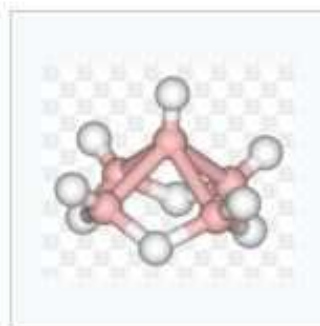
Borane, BH<sub>3</sub>, a highly reactive and rarely observed borane.



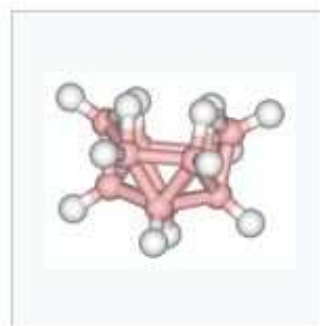
Diborane, B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>



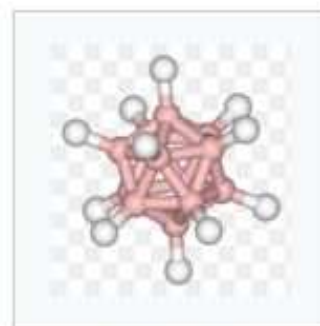
Tetraborane, B<sub>4</sub>H<sub>10</sub>



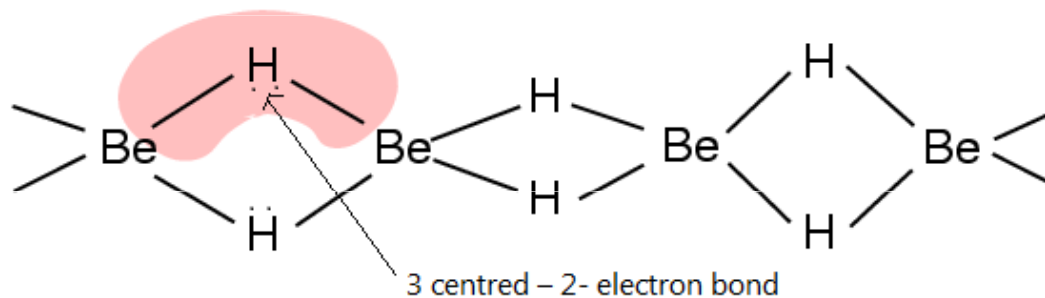
Pentaborane-9, B<sub>5</sub>H<sub>9</sub>



Decaborane-14, B<sub>10</sub>H<sub>14</sub>

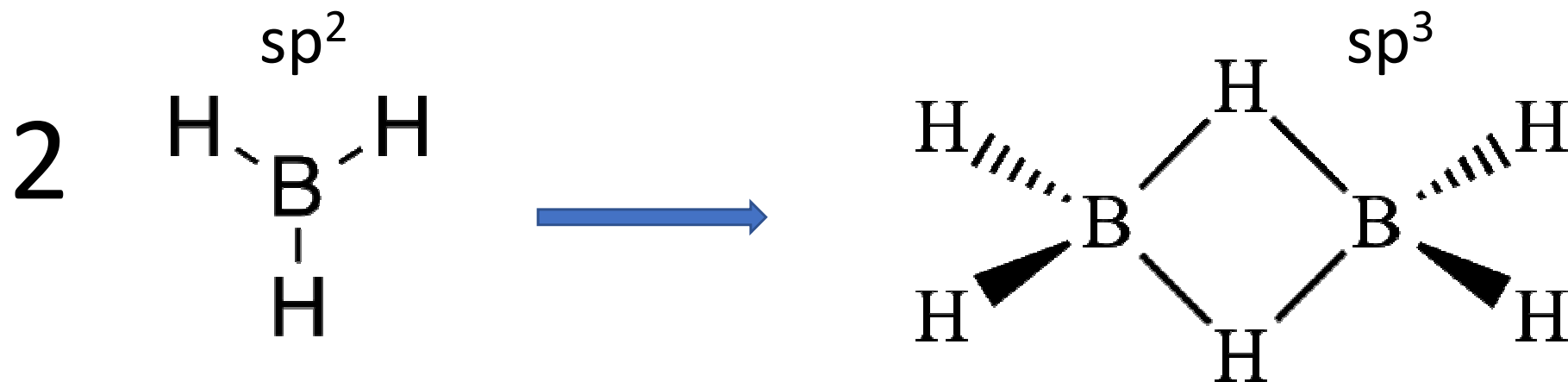
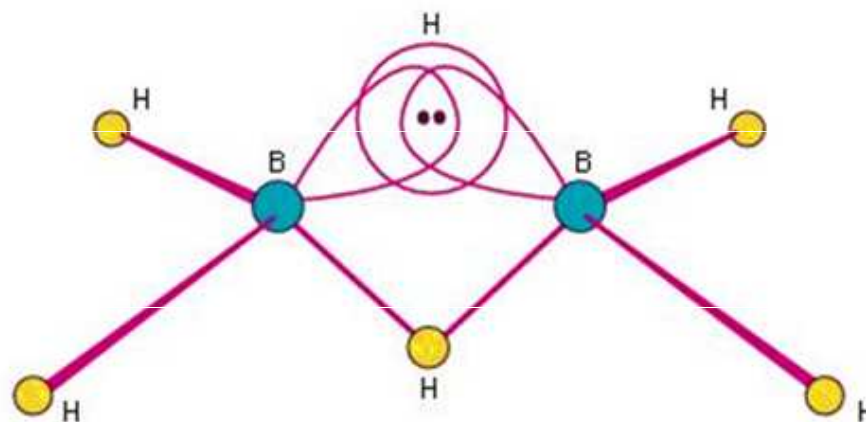


B<sub>12</sub>H<sub>12</sub><sup>2-</sup>

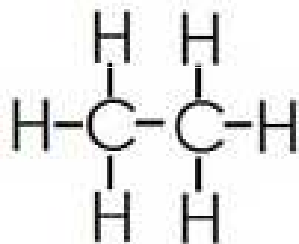
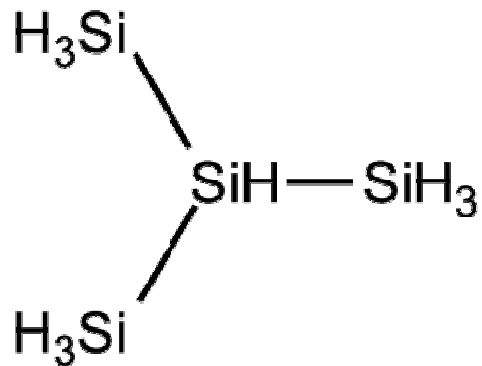
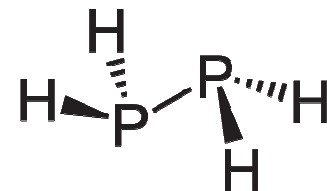
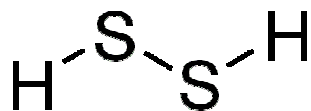
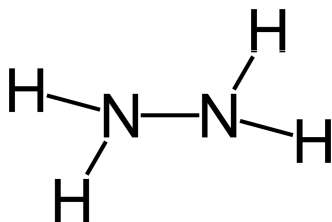
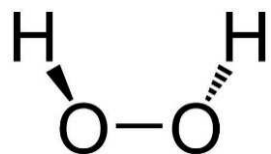


# Třístředová dvouelektronová vazba

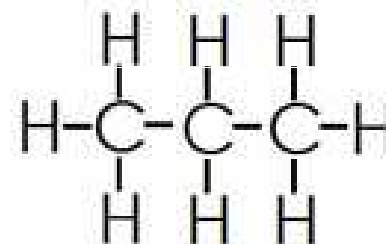
Třístředová dvouelektronová vazba je chemická vazba s deficitem elektronů, kde tři atomy sdílejí dva elektrony. Tato vazba je poměrně běžná u sloučenin boru, např. můstková vazba B-H-B v boranech.



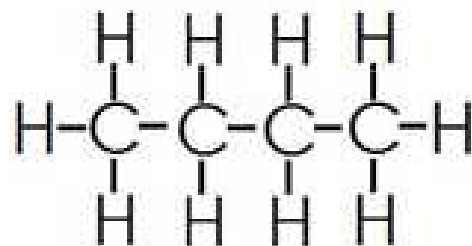
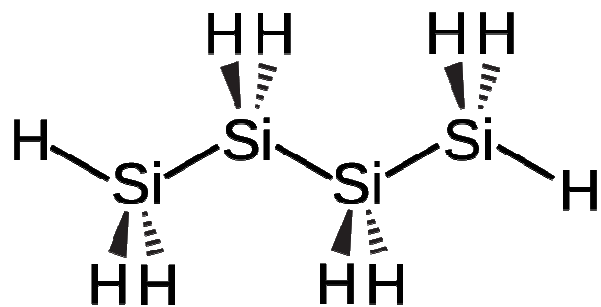
# Polymerní hydridy



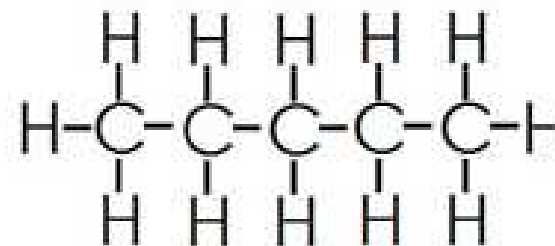
ethane



propane



butane

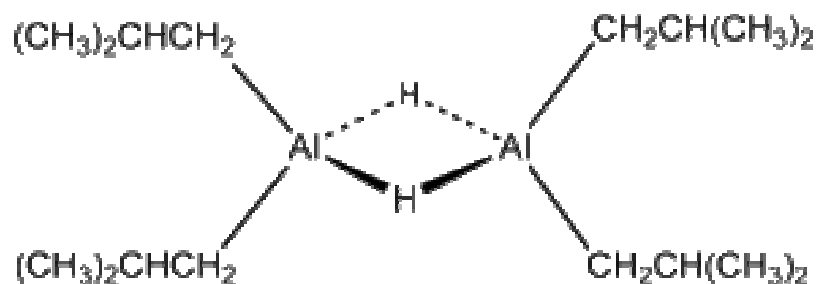
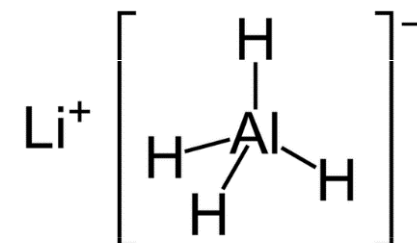
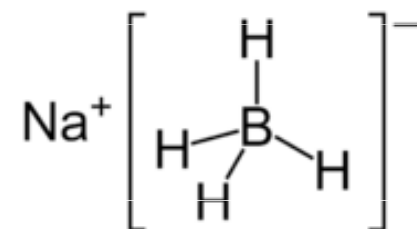


pentane

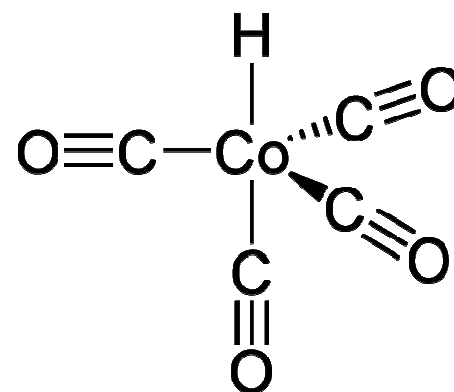


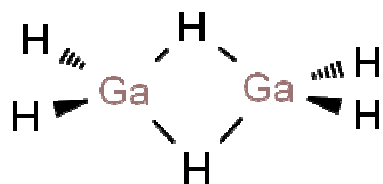
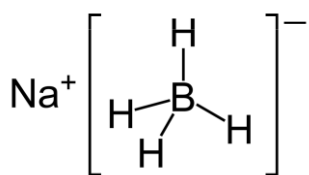
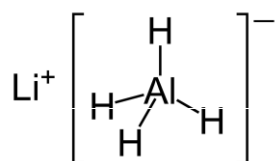
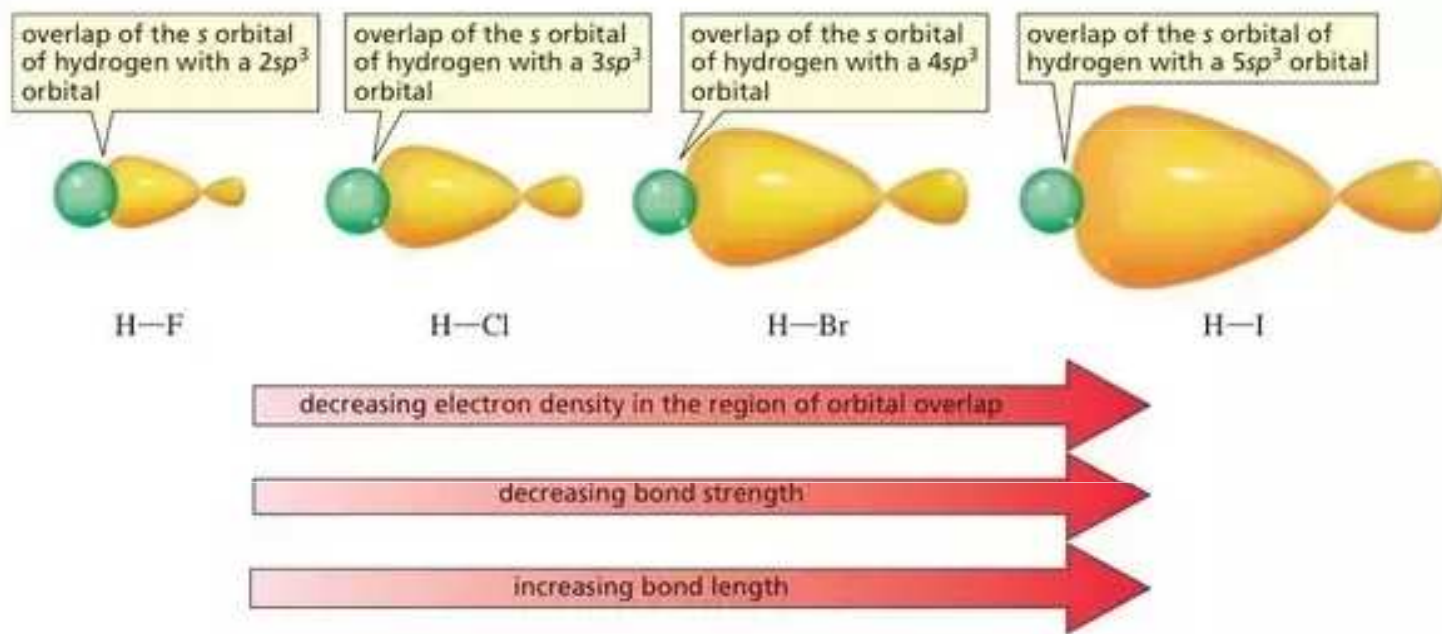
## 5. Komplexní hydridy:

- typ  $[XH_4]^-$  (X= B, Al, Ga),  $H^-$  koordinované na ionty kovů
- nejběžnější jsou hydridové komplexy B a Al, např.:  $Na[BH_4]$ ,  $Li[AlH_4]$
- většinou rozpustné v org.rozpouštědlech
- krystalické nebo kapalně látky
- silná redukční činidla
- bouřlivá reakce s vodou:



Diisobutylaluminium hydride





**H<sub>2</sub>**      Main Group Elemental Hydrides      **He**

|     |                  |
|-----|------------------|
| LiH | BeH <sub>2</sub> |
| NaH | MgH <sub>2</sub> |
| KH  | CaH <sub>2</sub> |
| RbH | SrH <sub>2</sub> |
| CsH | BaH <sub>2</sub> |

|                  |
|------------------|
| BH <sub>3</sub>  |
| AlH <sub>3</sub> |
| GaH <sub>3</sub> |
| InH <sub>3</sub> |

|                  |                  |                   |     |    |
|------------------|------------------|-------------------|-----|----|
| CH <sub>4</sub>  | NH <sub>3</sub>  | H <sub>2</sub> O  | HF  | Ne |
| SiH <sub>4</sub> | PH <sub>3</sub>  | H <sub>2</sub> S  | HCl | Ar |
| GeH <sub>4</sub> | AsH <sub>3</sub> | H <sub>2</sub> Se | HBr | Kr |
| SnH <sub>4</sub> | SbH <sub>3</sub> | H <sub>2</sub> Te | HI  | Xe |

|                           |
|---------------------------|
| Lewis Acids               |
| Lewis Bases               |
| Lewis Acid/Base Complexes |

S řadou prvků vodík netvoří binární sloučeniny, tyto prvky s velice nízkou afinitou k vodíku jsou v periodické tabulce někdy označovány jako **vodíková mezera**. Mezi typické prvky vodíkové mezery patří např. mangan, železo, kobalt, stříbro a zlato.

## Periodic Table of Elemental Hydride Types

|    |    |                      |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
|----|----|----------------------|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|----|
|    |    | Covalent Hydride     |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
|    |    | Metallic Hydride     |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
|    |    | Intermediate Hydride |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
|    |    | Ionic Hydride        |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
|    |    | Hydride Gap          |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |    |
| Li | Be |                      |    |    |    |    |    |    |    |    |    | H  | He |    |    |    |    |
| Na | Mg | Sc                   | Ti | V  | Cr | Mn | Fe | Co | Ni | Cu | Zn | B  | C  | N  | O  | F  | Ne |
| K  | Ca | Y                    | Zr | Nb | Mo | Tc | Ru | Rh | Pd | Ag | Cd | Al | Si | P  | S  | Cl | Ar |
| Rb | Sr | Lu                   | Hf | Ta | W  | Re | Os | Ir | Pt | Au | Hg | Ga | Ge | As | Se | Br | Kr |
| Cs | Ba |                      |    |    |    |    |    |    |    |    |    | In | Sn | Sb | Te | I  | Xe |
| Fr | Ra |                      |    |    |    |    |    |    |    |    |    | Tl | Pb | Bi | Po | At | Rn |
|    |    | La                   | Ce | Pr | Nd | Pm | Sm | Eu | Gd | Tb | Dy | Ho | Er | Tm | Yb |    |    |
|    |    | Ac                   | Th | Pa | U  | Np | Pu | Am |    |    |    |    |    |    |    |    |    |

# Deuterium $^2\text{H}$

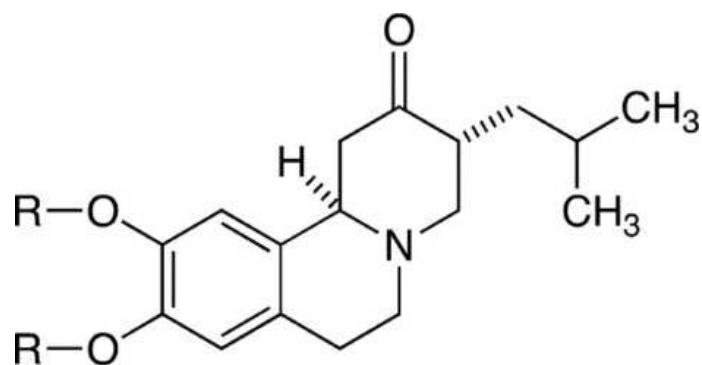
= stabilní izotop, nepodléhá radioaktivní přeměně. V přírodě připadá na jeden atom deuteria cca 6 000 atomů normálního vodíku.

Ve spojení s kyslíkem tvoří deuterium tzv. těžkou vodu,  $\text{D}_2\text{O}$ . Tato sloučenina má významné využití v jaderném průmyslu. Je velmi účinným moderátorem, tedy látkou zpomalující rychlost neutronů. Této vlastnosti se již od druhé světové války využívá v určitém typu jaderných reaktorů k přípravě plutonia z uranu.

Deuterium je využíváno také jako účinný stopovač (tracer) biochemických reakcí. Pokud je k výzkumu distribuce určité sloučeniny v organismu použita látka, která má atomy vodíku nahrazeny deuteriem, lze vysledovat její biochemické přeměny analýzou vzniklých metabolitů. Nevýhodou je pomalejší kinetika reakce vlivem těžšího izotopu

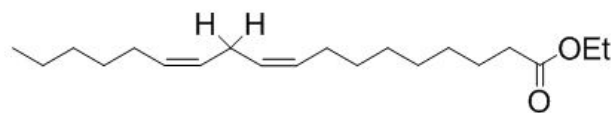
# Deuterovaná léčiva

Díky kinetickému izotopovému efektu mohou mít léčiva obsahující deuterium významně pomalejší metabolismus a tím pádem i delší poločas setrvání látky organismu.

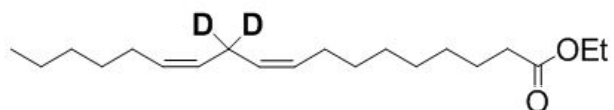


Deuterovaná forma tetrabenazinu, používaná k léčbě tardivní dyskinesie a Huntingtonovy chorey.

- 1 R = CD<sub>3</sub> (deutetrabenazine; Austedo)
- 2 R = CH<sub>3</sub> (tetrabenazine)



Ethyl Linoleate



Ethyl 11,11-D<sub>2</sub>-Linoleate

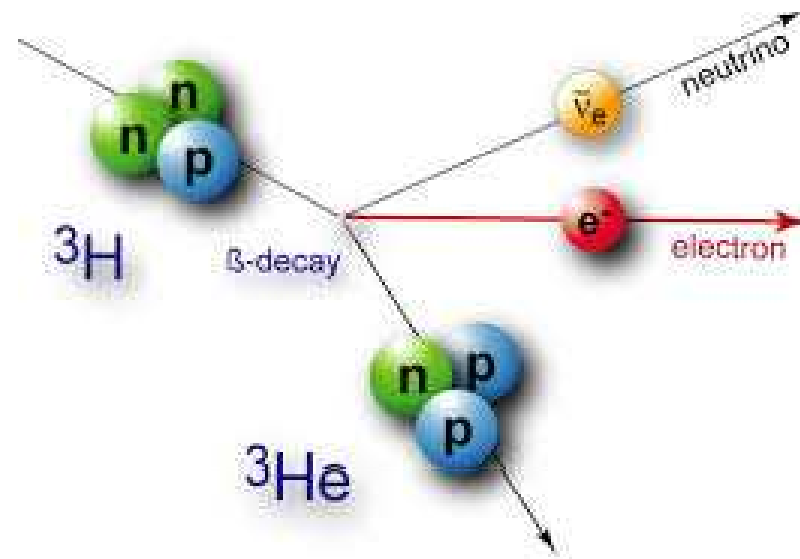
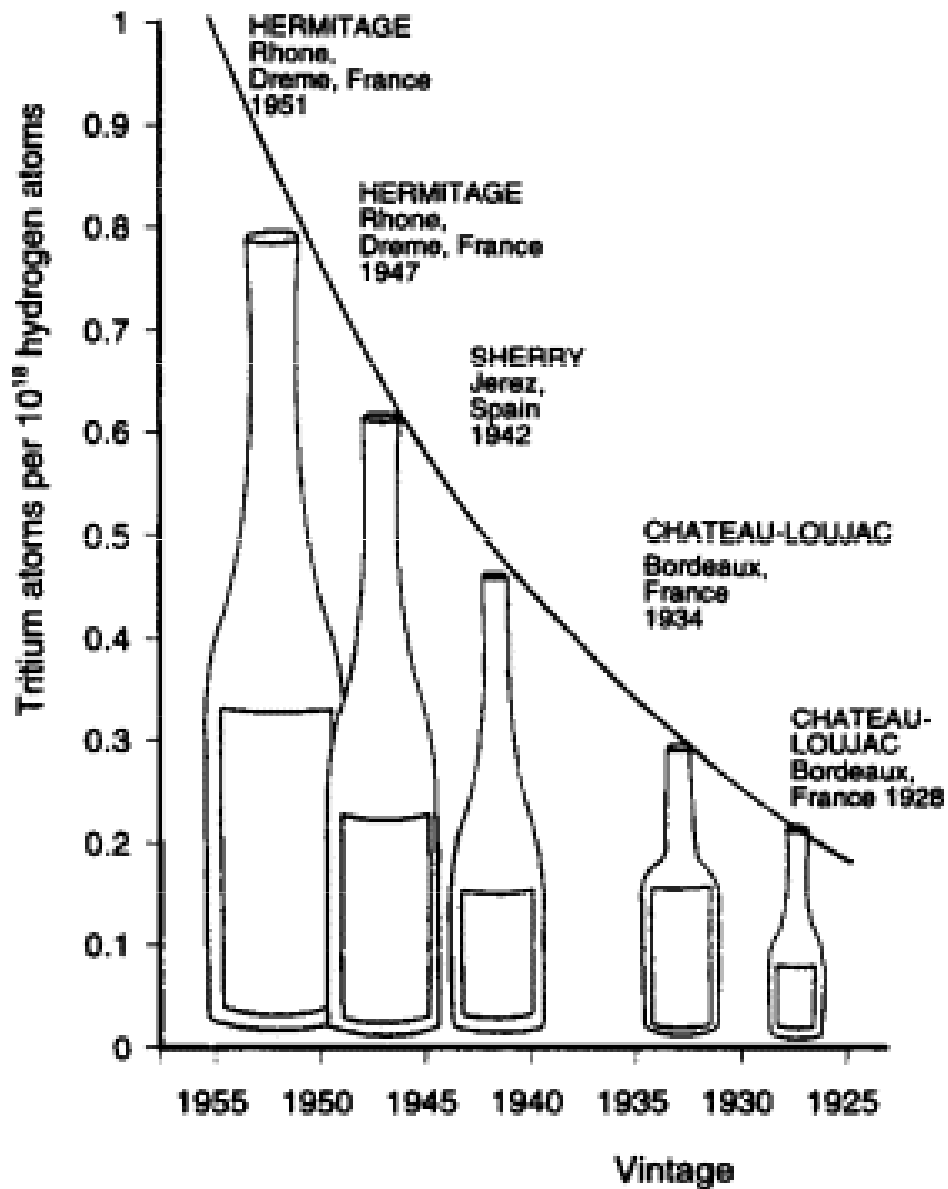
Doplněk stravy pro léčení neurodegenerativních chorob jako je Friedreichova ataxie a dětská neuroaxonální dystrofie.

# Tritium $^3\text{H}$

- vzniká v přírodě působením kosmického záření. Tvoří asi  $10^{-17}$  -  $10^{-18}$  % přírodního vodíku
- používá se jako značkovací izotop v medicíně

| Vlastnost                          | Normální voda ( $\text{H}_2\text{O}$ ) | Těžká voda ( $\text{D}_2\text{O}$ ) | Tritiová voda ( $\text{T}_2\text{O}$ ) |
|------------------------------------|--|-------------------------------------|--|
| Molární hmotnost                   | 18,0153 g/mol                          | 20,0294 g/mol                       | 22,0315 g/mol                          |
| Teplota tání                       | 0 °C                                   | 3,82 °C                             | 4,48 °C                                |
| Teplota varu (při normálním tlaku) | 100 °C                                 | 101,42 °C                           | 101,51 °C                              |
| Maximální hustota                  | 0,9997 g/cm <sup>3</sup>               | 1,1072 g/cm <sup>3</sup>            | 1,85 g/cm <sup>3</sup>                 |
| Maximální hustota je při           | 3,98 °C                                | 11,2 °C                             |  |
| Hodnota pK <sub>w</sub> při 25 °C  | 14,000                                 | 14,869                              |  |
| pH (při 25 °C)                     | 7,00                                   | 7,41                                |  |

# Tritium



Poločas rozpadu  $T_{1/2} = 12.46$  roku

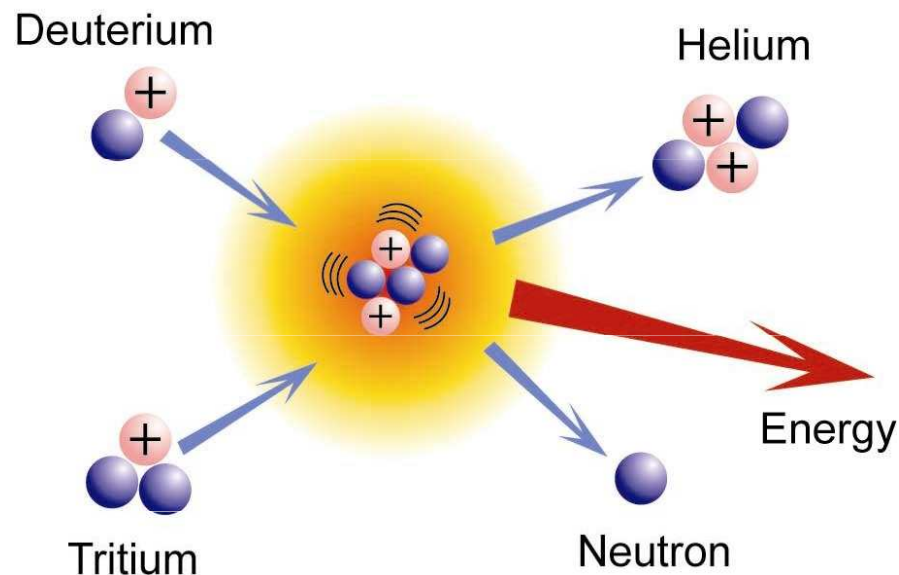
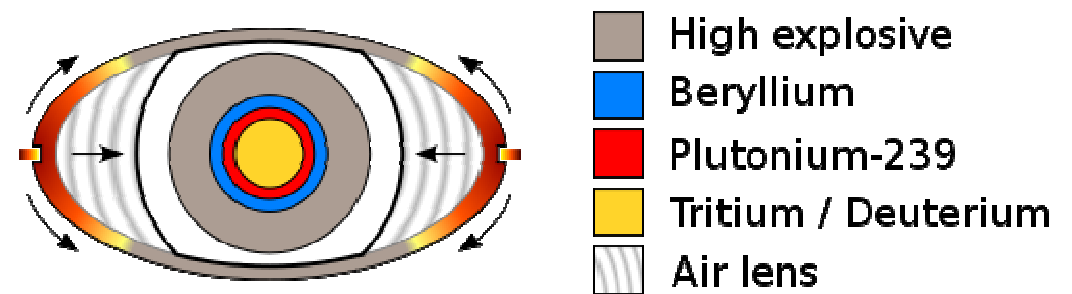
Datování vína a koňaku.

# Vodíková bomba

- patří mezi zbraně hromadného ničení. Její účinky jsou mnohem ničivější než účinky atomové bomby.

První vodíková bomba: 1. 11. 1952, Marshallovy ostrovy, síla několik megatun TNT.

U.S. Swan Device - 1956





## Primary Reactions in a Fusion Bomb



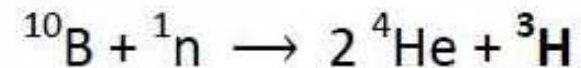
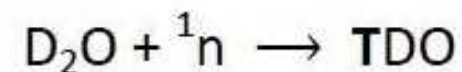
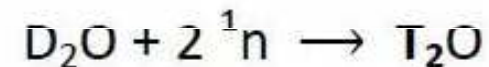
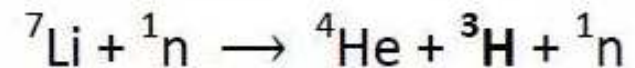
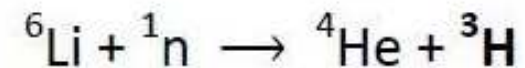
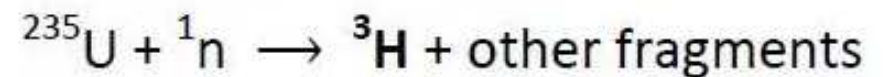
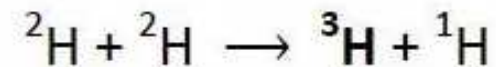
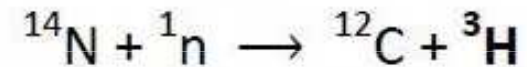
The temperature and pressure in a fusion bomb can be as high as 100 million K and 64 billion atm.

# Jaderná fúze

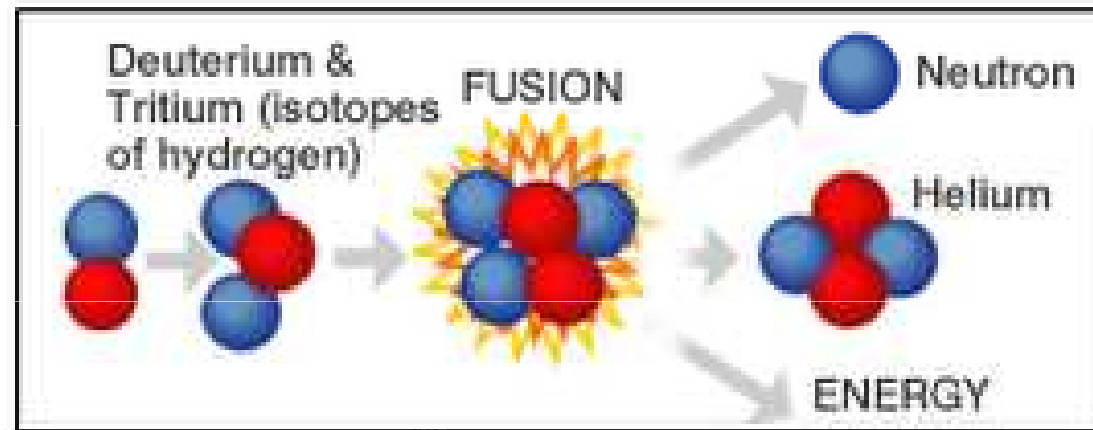
V reaktoru vzniká při záchytu neutronů na lehkých prvcích obsažených v jaderném palivu nebo chladivu.

V **chladivu** vzniká přímo záchytem na deuteriu (u současných lehkovodních reaktorů zanedbatelný), nebo reakcí na atomech bóru, který se používá k regulaci výkonu reaktoru ve formě kyseliny borité.

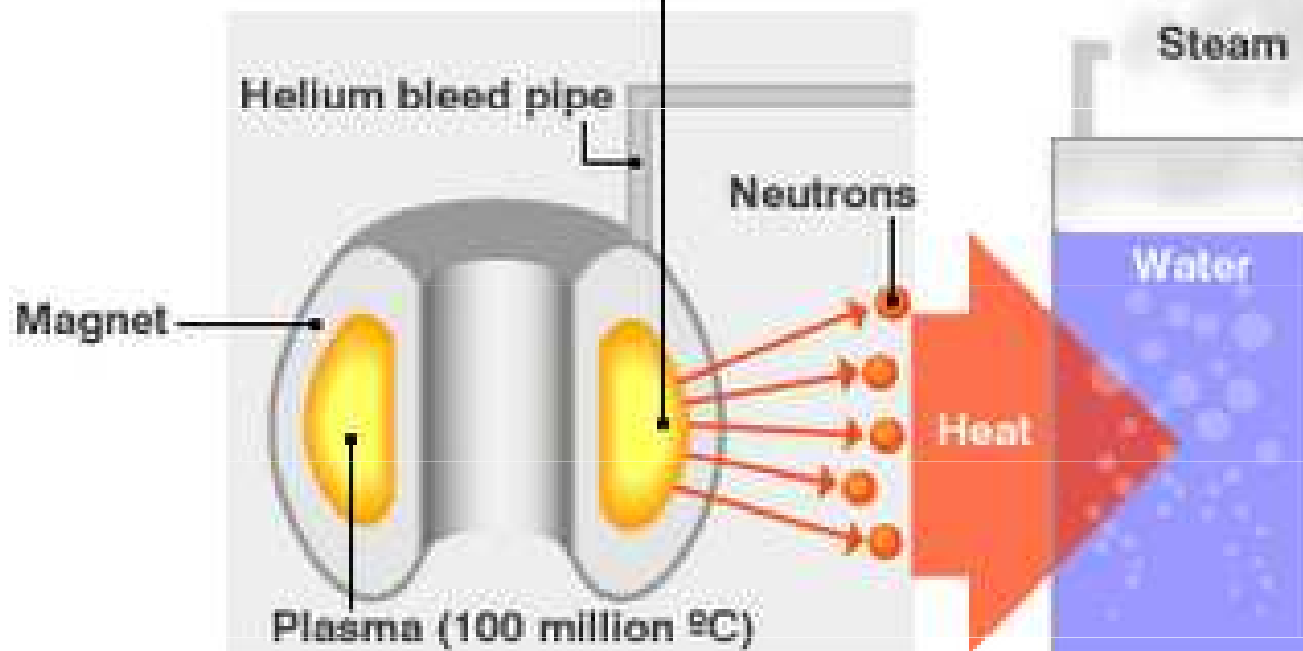
Většina tritia se přeměňuje na tzv. tritiovou vodu a stává se součástí normálního koloběhu vody.



## NUCLEAR FUSION



## Thermonuclear reactor



# **Vzácné plyny**

# Vzácné plyny: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

konfigurace  $ns^2 np^6$  - velmi stálá

velmi vysoké ionizační energie

málo deformabilní, diamagnetické, monoatomické plyny

slabé van der Waalsovy síly  $\Rightarrow$  plyny se obtížně zkapalňují

všechny vlastnosti se mění monotónně:

- velikost atomů roste se stoupajícím proton. č.
- IE klesá se stoupajícím proton. č.
- body tání a varu se zvyšují se stoupajícím proton. č.

(s velikostí atomů roste polarizibilita a schopnost interakce atomů navzájem, i s jinými atomy  $\Rightarrow$  zvyšování bodu varu a tání)

málo rozpustné v polárních i nepolárních rozpouštědlech

malá adsorpční schopnost

bez chuti, zápachu, bezbarvé

chemicky netečné (známo pouze několik sloučenin, hlavně u těžších homologů)

| Property   | Helium | Neon   | Argon  | Krypton | Xenon | Radon |
|--|--------|--------|--------|---------|-------|-------|
| Density (g/dm <sup>3</sup> )                       | 0.1786 | 0.9002 | 1.7818 | 3.708   | 5.851 | 9.97  |
| Boiling point (K)                                  | 4.4    | 27.3   | 87.4   | 121.5   | 166.6 | 211.5 |
| Melting point (K)                                  | 0.95   | 24.7   | 83.6   | 115.8   | 161.7 | 202.2 |
| Enthalpy of vaporization (kJ/mol)                  | 0.08   | 1.74   | 6.52   | 9.05    | 12.65 | 18.1  |
| Solubility in water at 20 °C (cm <sup>3</sup> /kg) | 8.61   | 10.5   | 33.6   | 59.4    | 108.1 | 230   |
| Atomic number                                      | 2      | 10     | 18     | 36      | 54    | 86    |
| Atomic radius (calculated) (pm)                    | 31     | 38     | 71     | 88      | 108   | 120   |
| Ionization energy (kJ/mol)                         | 2372   | 2080   | 1520   | 1351    | 1170  | 1037  |
| Allen electronegativity                            | 4.16   | 4.79   | 3.24   | 2.97    | 2.58  | 2.60  |

# Helium

$1s^2$

Bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, chemicky zcela inertní, ve vodě velmi málo rozpustný. Přírodní helium je směsí dvou stabilních izotopů: 0,0001 %  $^3\text{He}$  a 99,999 %  $^4\text{He}$ . Uměle byly připraveny radioaktivní izotopy helia s nukleonovými čísly 5 až 10.

Helium je jediná látka, která při nízkých teplotách a normálním tlaku zůstává kapalná až k teplotě absolutní nuly. Pevné helium lze získat pouze za zvýšeného tlaku. Helium má ze všech známých látek nejnižší bod varu.

Helium a i ostatní vzácné plyny mají malé elektrické průrazné napětí, snadno se ionizují a dobře vedou elektrický proud. Toho se využívá při výrobě výbojek. Helium září intenzivně žlutě.

Helium tvoří druhou nejvíce zastoupenou složku vesmírné hmoty. Na Zemi je přítomno jen velmi vzácně. Vzniká jako produkt radioaktivního rozpadu některých prvků. V zemské atmosféře se vyskytuje jen ve vyšších vrstvách a díky své mimořádně nízké hmotnosti postupně z atmosféry vyprchává do meziplanetárního prostoru. V atmosféře Země (do výšky 200 km) tvoří 0,000524 objemových procent (tj. 5,24 ppm).

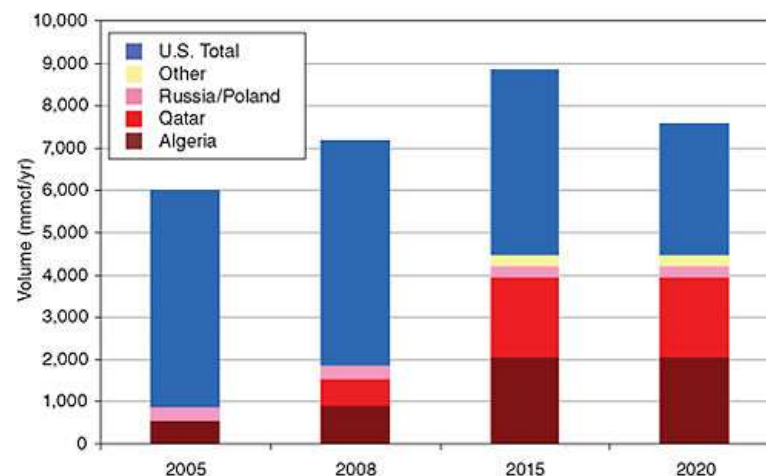
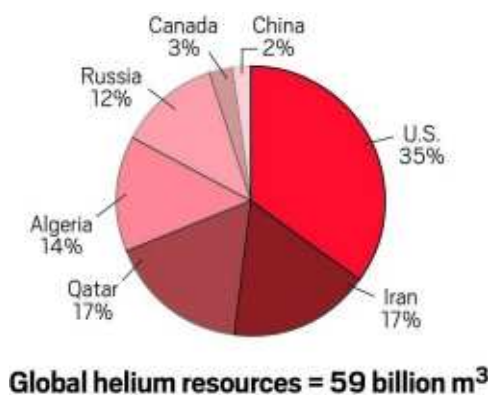
# Helium

V menším množství až 9 % se nachází v zemním plynu, z něhož se také získává vymrazováním. Vzácně vyvěrá helium i trhlinami v zemi, nejznámější oblasti těchto vývěrů leží ve Skalistých horách v USA a v Kanadě. Předpokládá se, že veškeré toto helium je produktem jaderného rozpadu prvků v zemské kůře (částice alfa jsou jádru atomů helia).

Od roku 1917 se v Severní Americe získává helium z ložisek zemního plynu (zemní plyn z oblasti Texasu, Kansasu a Oklahomy obsahuje až 7 % helia). Od methanu a ostatních plynů se odděluje frakční destilací.

Další možnost je zahřívání minerálů, ve kterých se helium vyskytuje (cleveit, monazit a thorianit), na teplotou cca 1 200 °C.

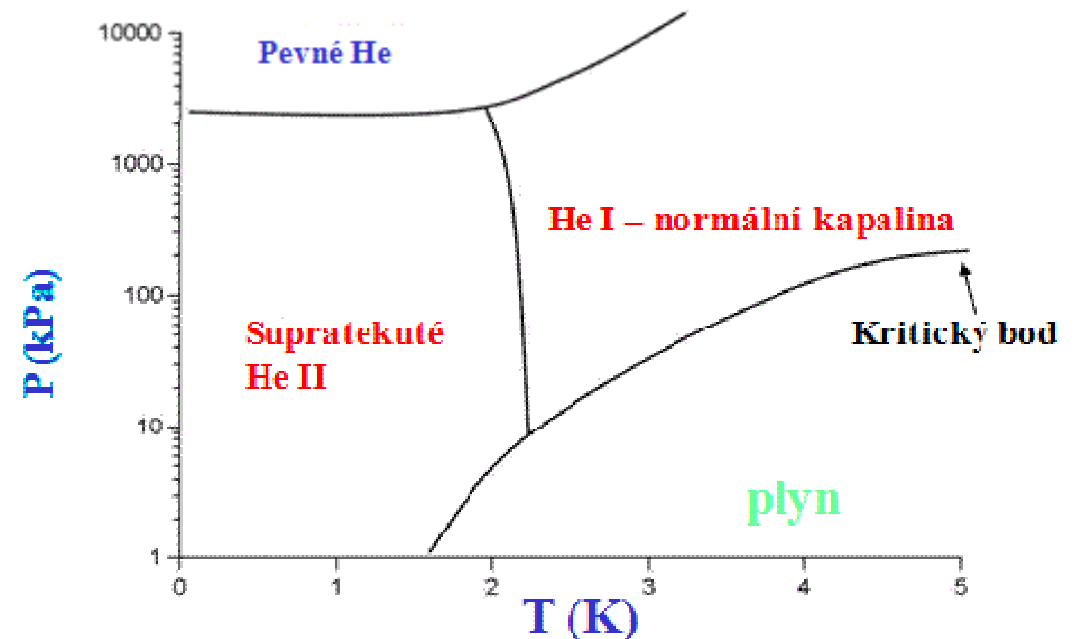
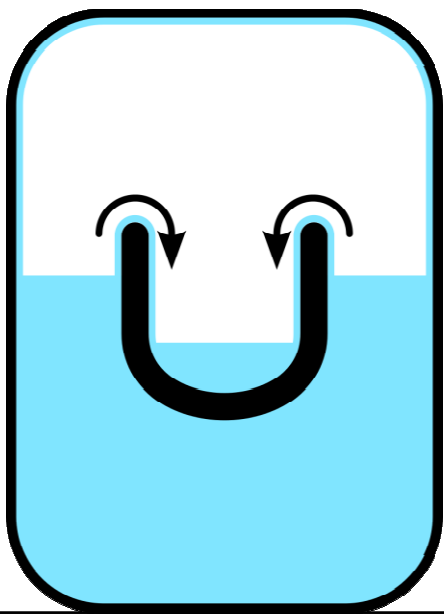
Celkové zásoby zemního plynu s obsahem helia se v USA odhadují na 4 miliardy m<sup>3</sup>, v Alžírsku na 1,8 a v Rusku na 1,7 miliardy m<sup>3</sup>.





# Kapalné helium

Kapalné helium se vyskytuje ve dvou formách – **helium I** při teplotách 2,1768–4,21 K a **helium II** při teplotách nižších než 2,1768 K (za normálního tlaku) (tzv. lambda bod). Obě formy helia se nemohou vyskytovat v jedné nádobě současně vedle sebe: nad lambda teplotou se může vyskytovat pouze helium I a pod lambda teplotou pouze helium II. Helium I se chová jako běžné tekutiny, helium II je supratekuté - nemá prakticky žádné vnitřní tření, teče nesmírně rychle, díky kapilárnímu jevu přetéká stěny nádob, vytéká horním koncem do něj ponořené kapiláry (jev zvaný fontánový efekt). Má také největší tepelnou vodivost ze všech doposud známých látek.



Vzhledem ke své extrémně nízké hustotě a inertnímu chování se helium používá k **plnění balónů a vzducholodí** (náhrada hořlavého vodíku). Nevýhodou je vysoká cena. Navíc má atom helia velmi malý průměr, snadno difunduje skrze pevné materiály a dochází tak ke ztrátám.

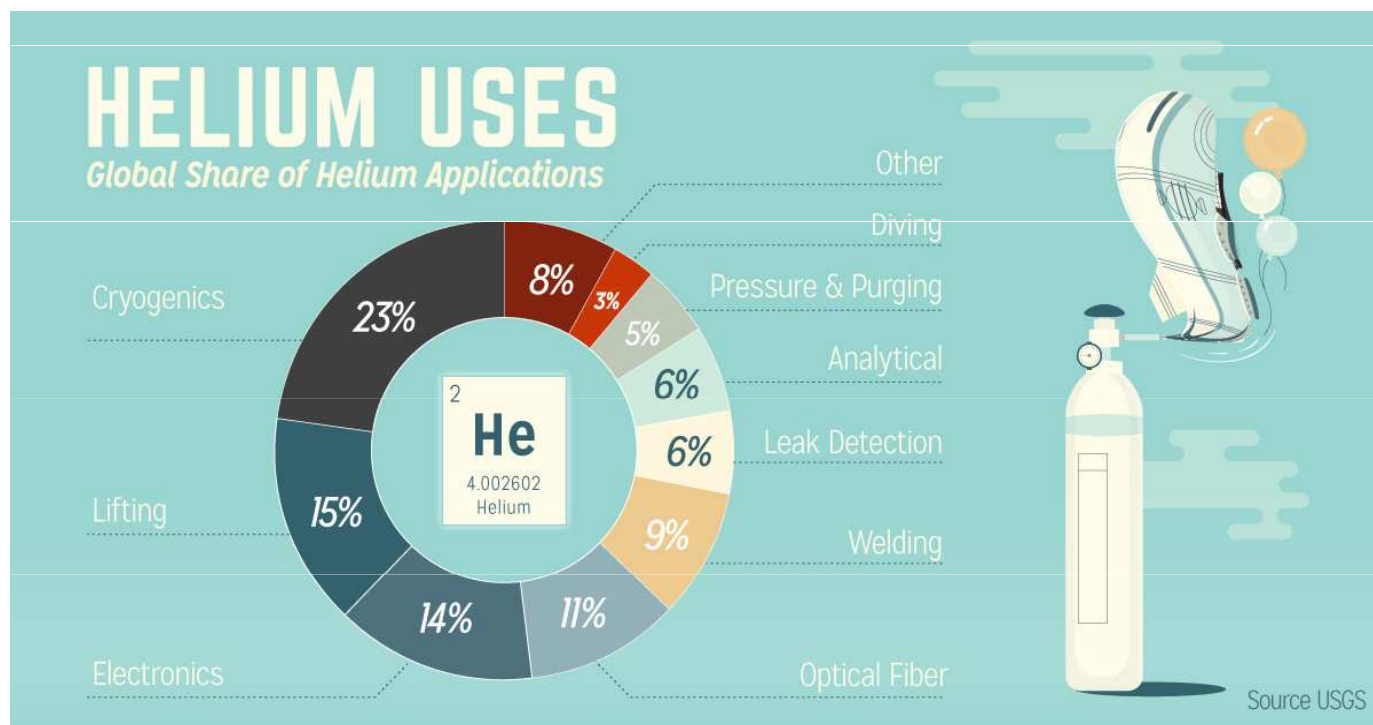
Směsí helia, kyslíku a dusíku se plní **tlakové láhve** s dýchací směsí (helox), určenou **pro potápění do velkých hloubek**. Na rozdíl od dusíku totiž ani pod velkým tlakem nezpůsobuje tzv. hloubkové opojení, omezuje vznik otravy kyslíkem a současně zmenšuje riziko kesonové nemoci.



Pokud člověk nadechne helium, rezonanční frekvence dýchacích cest se změní a to ovlivní zbarvení hlasu.

Mimořádně nízká teplota varu předurčuje kapalně helium jako jedno ze základních médií pro **kryogenní techniky**, především pro výzkum i praktické využití supravodivosti a supratekutosti různých materiálů.

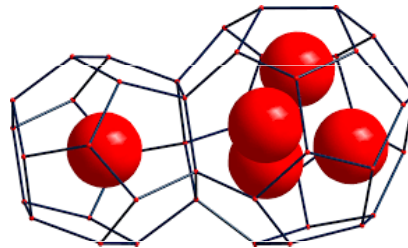
Helium se ve směsi s neonem používá k plnění **reklamních osvětlovačů**, obloukových lamp a doutnavek. Výboj v heliu má intenzivně žlutou barvu.



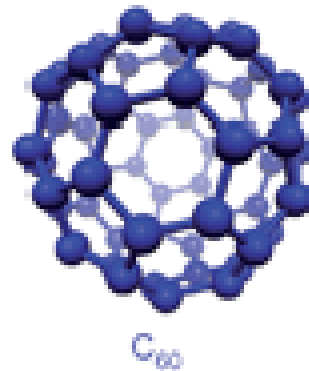
# Sloučeniny helia

Helium netvoří sloučeniny klasického typu, pouze tzv. klathráty.

hydráty

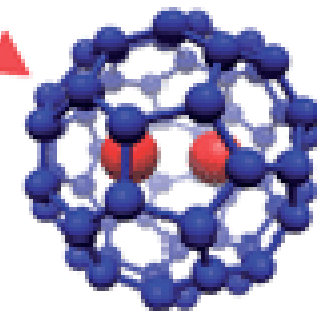
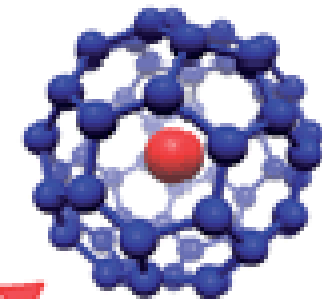


Aduky s fullerenem



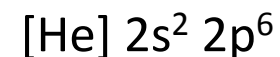
Explosion

He atmosphere



He proniká také do struktury silikátů a perovskitů

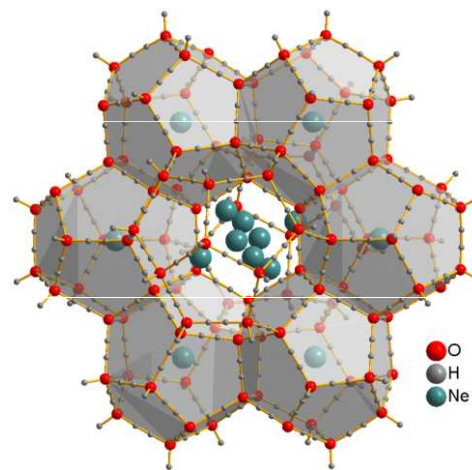
# Neon



Bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, nereaktivní, naprosto inertní. Přírodní neon je směsí tří stabilních izotopů, největší podíl (90,92%) zaujímá izotop  $^{20}\text{Ne}$ .

Neon se snadno ionizuje, a v ionizovaném stavu intenzivně září.

Chemické sloučeniny neonu nejsou známy, ale vytváří hydráty



Je přítomen v zemské atmosféře v koncentraci přibližně 0,001 8 % (Ve 100 litrech vzduchu je přibližně 1,82 ml neonu), je tedy po argonu druhým nejrozšířenějším vzácným plynem v zemské atmosféře a pátým nejrozšířenějším plynem v suchém vzduchu.

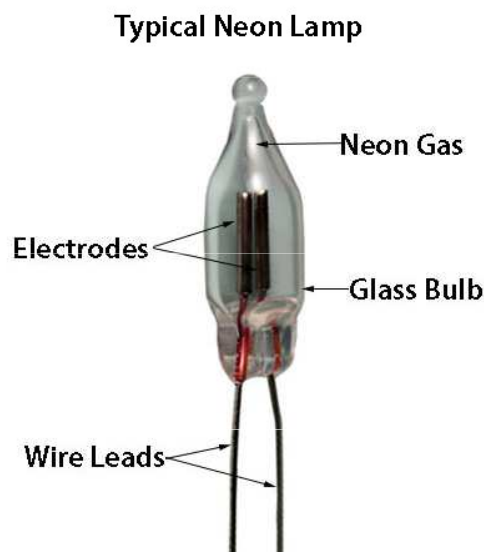
Je získáván frakční destilací zkapalněného vzduchu nebo frakční adsorpcí na aktivní uhlí, při teplotách kapalného vzduchu.

Elektrickým výbojem v prostředí neonu o tlaku několik torrů (okolo 1% atmosférického tlaku) vzniká intenzivní světelné záření oranžově-červené (šarlatové) barvy. Tohoto jevu se využívá při výrobě výbojek (tzv. neonek).

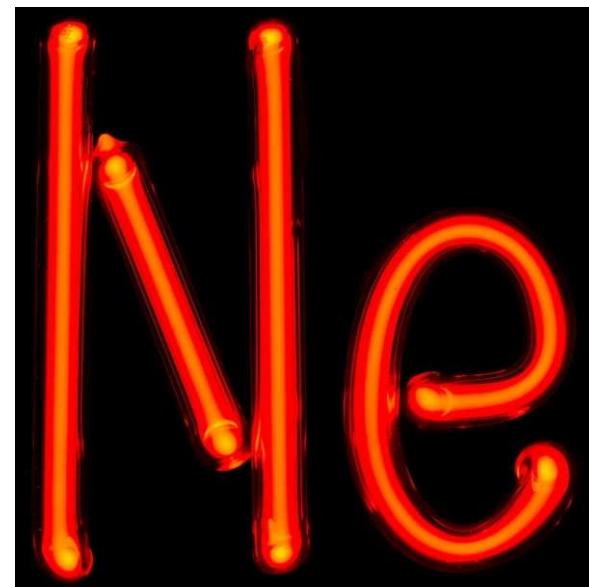
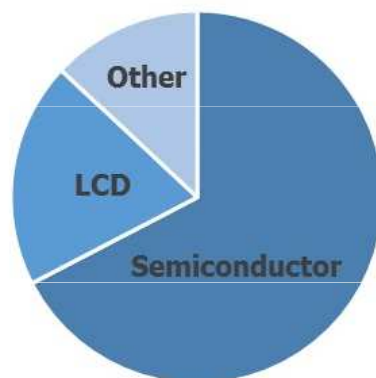
**Neonové trubice** se používají v různých oblastech elektrotechniky (usměrňovače, pojistky, reduktory napětí...).

Kapalný neon se využívá v **kryogenní technice** jako náhrada dražšího a obtížněji připravitelného kapalného helia.

Neon slouží i jako **náplň do** některých typů **laserů**.



Neon Demand by Application



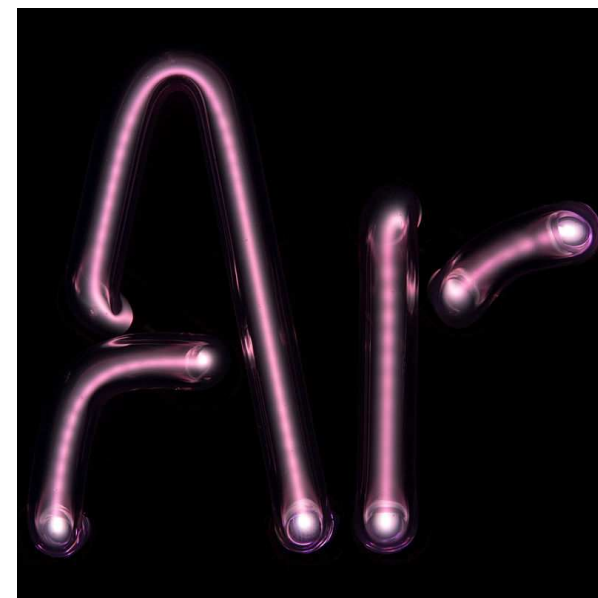
# Argon



Bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, velmi málo reaktivní. Je rozpustný ve vodě (rozpustnější než kyslík), lépe se ale rozpouští v nepolárních organických rozpouštědlech. Argon lze adsorbovat na aktivním uhlí.

Argon se stejně jako ostatní vzácné plyny snadno ionizuje, a v ionizovaném stavu září. Čistého argonu se používá ve výbojkách, elektrických obloucích a doutnavých trubicích, kde podle koncentrace dokáže vytvořit červenou, fialovou, modrou a bílou barvu.

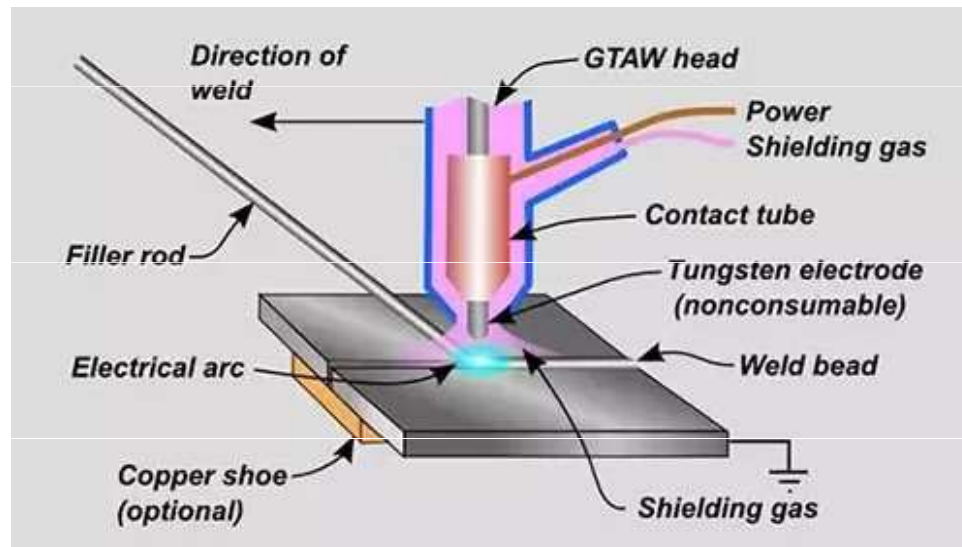
Argon je hojně zastoupen v zemské atmosféře. Tvoří přibližně její 1 % (ve 100 l vzduchu je 934 ml argonu) je proto poměrně snadno získáván frakční destilací zkapalněného vzduchu nebo frakční adsorpcí na aktivní uhlí při teplotě kapalného vzduchu.



Sloučenina argonu – **HArF**. Vzniká reakcí argonu s fluorovodíkem při teplotě 8 K. Je stabilní do teploty 40 K.



Inertních vlastností argonu se využívá při **svařování kovů**, kde tvoří **ochrannou atmosféru** kolem roztaveného kovu (zabraňuje vzniku oxidů a nitridů a tím zhoršování mechanických vlastností svaru). V **metalurgii** se ochranná atmosféra argonu nasazuje při tavení slitin hliníku, titanu, mědi, platinových kovů a dalších.

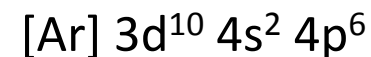


Růst krystalů superčistého křemíku a germania pro výrobu polovodičových součástek pro výpočetní techniku se uskutečňuje v atmosféře velmi čistého argonu.

Argon se ve směsi s dusíkem používá jako ochranná atmosféra žárovek a jako prostředí pro uchovávání potravin. V této směsi se také používá k plnění sáčků (například brambůrek), které jsou takto ochráněny před zvlhnutím a před rozmačkáním.



# Krypton



Bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, nereaktivní, téměř inertní.

Chemické sloučeniny tvoří pouze vzácně s fluorem a kyslíkem, všechny jsou velmi nestálé a jsou mimořádně silnými oxidačními činidly.

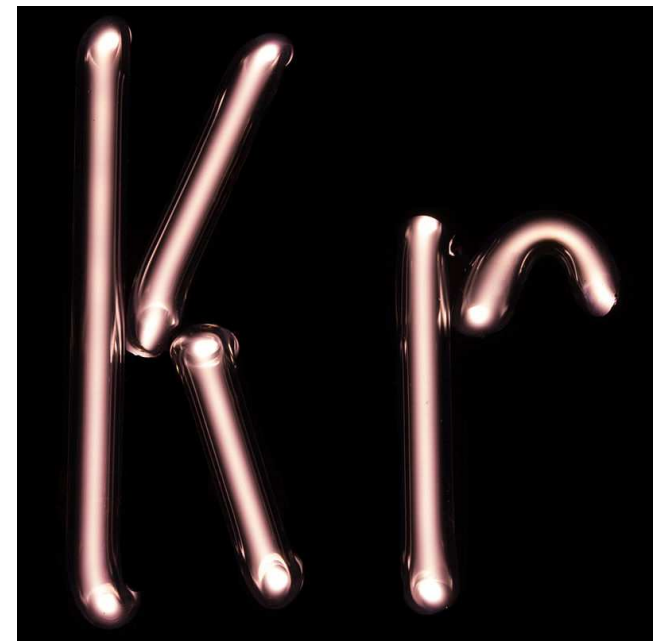
$\text{KrF}_2$ , bílá krystalická látka, silné fluorační činidlo

Krypton se na rozdíl od předchozích vzácných plynů rozpouští dobře ve vodě a ještě lépe v nepolárních organických rozpouštědlech. Krypton je možno při velmi nízkých teplotách zachytit na aktivním uhlí.

Krypton se stejně jako ostatní vzácné plyny snadno ionizuje, a v ionizovaném stavu září. Krypton nachází uplatnění hlavně v osvětlovací technice, kde se ho využívá k plnění kryptonových žárovek a některých zářivek. Krypton se dá dále použít ve výbojkách, obloukových lampách a doutnavých trubicích. Světlo vzniklé výbojem v kryptonu má zelenavě až světle fialovou barvu, která se jeho ředěním v nádobě vytrácí a při velkém zředění začne vydávat bílé světlo.

Krypton se také spolu s některými dalšími inertními plyny používá pro plnění izolačních dvojskel.

Vdechování směsi kyslíku s kryptonem i za normálního tlaku během několika minut vyvolává silné narkotické účinky.



Krypton je přítomen v zemské atmosféře v koncentraci přibližně 0,0001 %. Je získáván frakční destilací zkapalněného vzduchu. Vzniká také jako jeden z produktů radioaktivního rozpadu uranu a lze jej nalézt v plynných produktech jaderných reaktorů. Další možností získání kryptonu je frakční adsorpce na aktivní uhlí za teplot kapalného vzduchu.

Krypton má řadu izotopů, z nich 6 je stabilních a další z nich podléhají radioaktivní přeměně. Určení vzájemného poměru různých izotopů kryptonu může v určitých případech sloužit k datování stáří hornin nebo podzemních vod.

Protože izotopy kryptonu vznikají i při výbuchu nukleárních bomb, výzkum zastoupení vybraných izotopů lze použít k posouzení velikosti depozice produktů jaderných zkoušek ve zkoumaných lokalitách.

Krypton-83 se používá při zobrazování dýchacích cest magnetickou rezonancí (MRI)

# Xenon

Bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, nereaktivní. Je velmi dobře rozpustný ve vodě a ještě lépe rozpustný v nepolárních organických rozpouštědlech.

Xenon se stejně jako ostatní vzácné plyny snadno ionizuje, a v ionizovaném stavu září. Toho se využívá v osvětlovací technice. Xenon září fialovou barvou, ale ředěním xenonu ve výbojové trubici barva ztrácí na plnosti a při velkém zředění vydává xenon pouze bílé světlo.

Xenon má řadu izotopů, z nich šest je stabilních, tři mají poločas přeměny delší než  $10^{14}$  let, a přibližně dvacet nestabilních, podléhajících další radioaktivní přeměně. Určení vzájemného poměru různých izotopů xenonu v horninách slouží ke *studiu geologických přeměn zemské kůry*. Studium izotopů xenonu vázaného v meteoritech přispívá k pochopení *formování našeho sluneční soustavy*.

Xenon je přítomen v zemské atmosféře v koncentraci přibližně  $5 \times 10^{-6}$  %. Byl nalezen i v některých pramenech minerálních vod, kam se dostává jako produkt rozpadu izotopů uranu a plutonia.

Je získáván frakční destilací zkapalněného vzduchu nebo frakční adsorpcí na aktivním uhlí za teplot kapalného vzduchu.

Xenon se využívá k výrobě výbojek, obloukových lamp a doutnavých trubic.

Vdechování směsi kyslíku s xenonem i za normálního tlaku během několika minut vyvolává silné narkotické účinky.

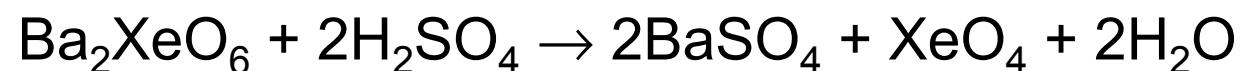
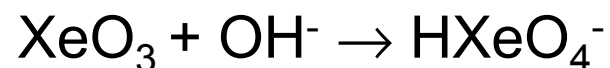
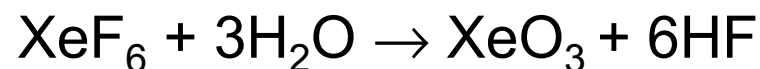
Ruští sportovci na Zimních olympijských hrách 2014 údajně inhalovali xenon jako doping



## Sloučeniny Xe

sloučeniny tvoří pouze vzácně s fluorem, chlorem a kyslíkem, všechny jsou velmi nestálé a jsou mimořádně *silnými oxidačními činidly*.

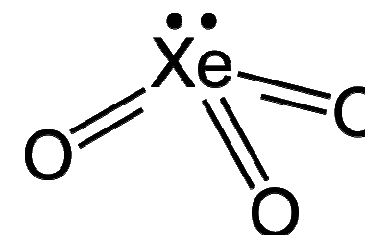
$\text{XeF}_2$ ,  $\text{XeF}_4$ ,  $\text{XeF}_6$  - vznikají přímou reakcí prvků



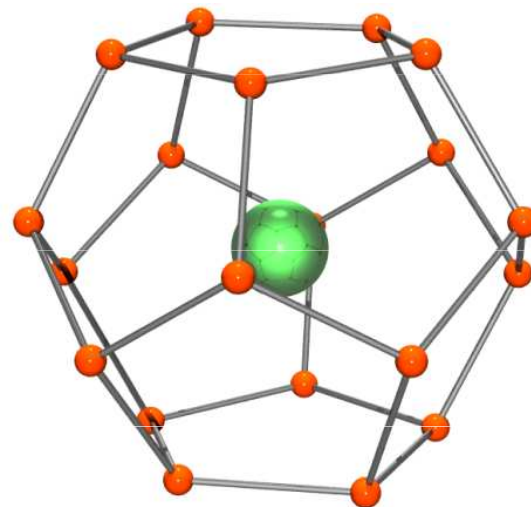
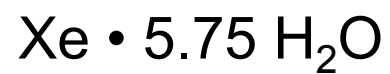
Trioxid xenonu (oxid xenonový) je silně explozivní.



$\text{XeF}_4$



**Hydráty:**



**Klathráty:**

Kr a Xe pronikají do dutin v krystalické mřížce melanophlogitu



# Radon

= nejtěžší přirozeně se vyskytující chemický prvek ve skupině vzácných plynů, je radioaktivní a nemá žádný stabilní izotop.

Bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, nereaktivní. Vzniká jako produkt radioaktivního rozpadu radia a uranu a díky své nestálosti postupně zaniká dalším radioaktivním rozpadem. Je známo přibližně dvacet nestabilních izotopů radonu.

Radon je velmi dobře rozpustný ve vodě (okolo 51 % svého objemu) a ještě lépe se rozpouští v nepolárních organických rozpouštědlech a při velmi nízkých teplotách jej lze zachytit na aktivním uhlí.

Chemické sloučeniny tvoří stejně jako krypton a xenon pouze vzácně s fluorem ( $\text{RnF}_2$ ,  $\text{RnF}_4$ ) a kyslíkem ( $\text{RnO}_3$ ), všechny jsou velmi nestálé a jsou mimořádně silnými oxidačními činidly.



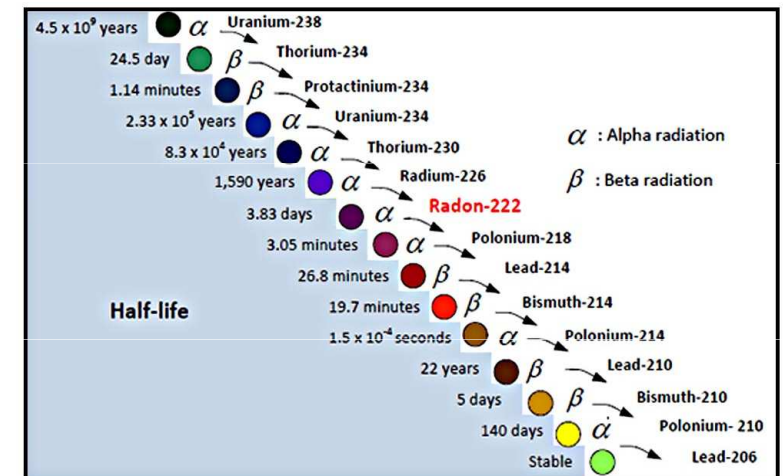
# Radon

V geologii slouží studium obsahu izotopů radonu v podzemních vodách k určení jejich původu a stáří.

Medicínské využití radonu je založeno na skutečnosti, že převážná většina jeho izotopů fungují jako alfa zářiče s poměrně krátkým poločasem přeměny (nestabilnější izotop  $^{222}\text{Rn}$  má poločas rozpadu 3,82 dne, další izotopy už jen:  $^{220}\text{Rn}$  54,5 s a  $^{219}\text{Rn}$  3,92 s). Používají se proto někdy pro krátkodobé *lokální ozařování* vybraných tkání.

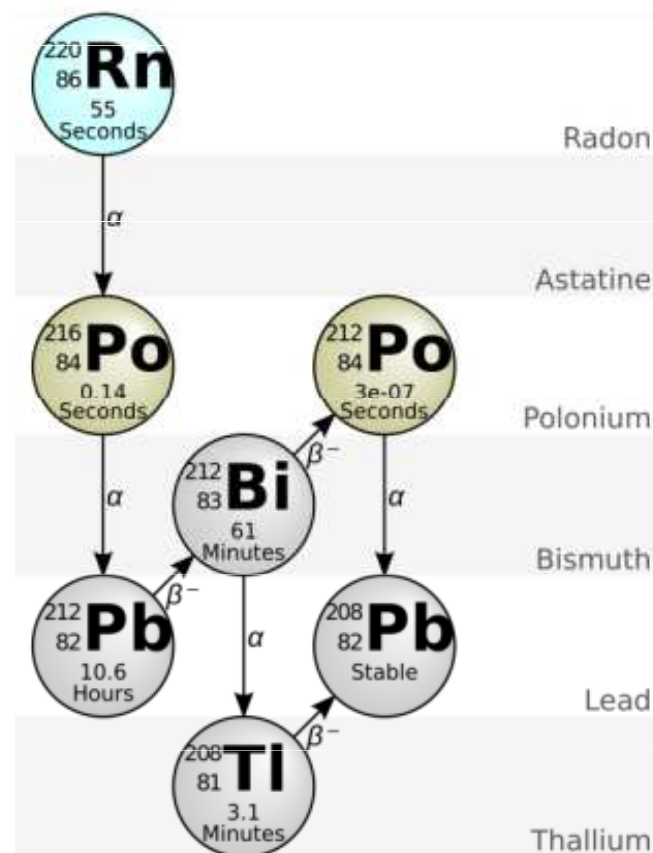
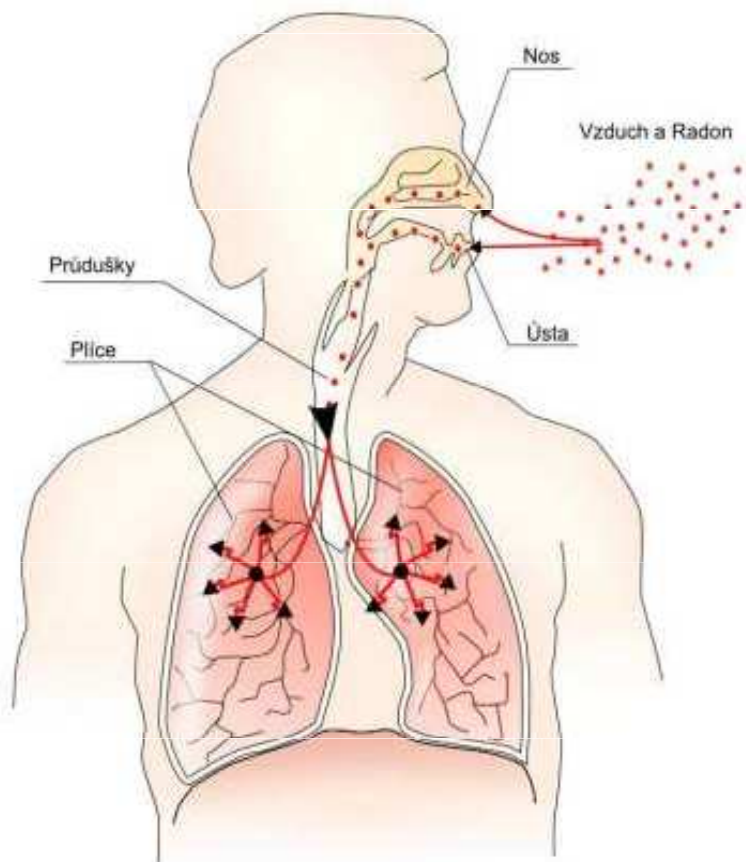
Radonová voda (voda obsahující rozpuštěný radon) se používá rovněž v balneologii, například v jáchymovských lázních, kam je dopravována potrubím z bývalého uranového dolu Svornost,

Uranová řada



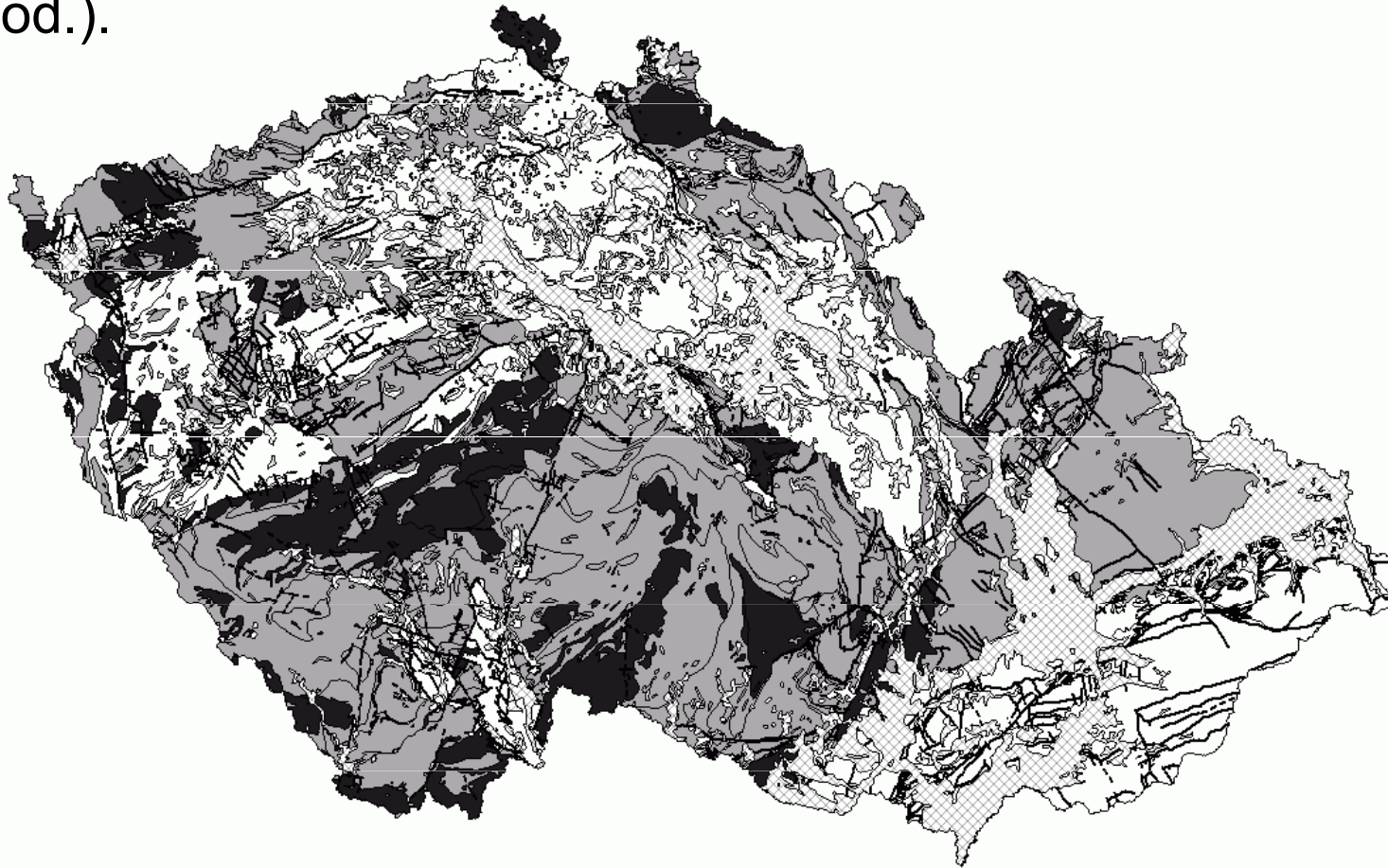
# Radon

Do organismu se  $^{220}\text{Rn}$  dostává zejména vdechováním. Jeho atomy snadno pronikají až do plicních sklípků. Ohrožení zdraví má původ v dceřiných produktech, tzn. v produktech rozpadu radonu. Protože ty mají krátký poločas rozpadu, rozpadají se z větší části v plicích. Přitom vyzařují vysoce energetické záření alfa. Dlouhodobější ozařování epitelu plicní tkáně může vést k rakovinnému bujení.



# Radonová mapa ČR

Přírodným zdrojem radonu je geologické podloží, ve kterém se vyskytuje uran. Je přítomen v horninách buď v uranových minerálech (uraninit apod.) nebo v tzv. horninotvorných minerálech tvořících horniny (např. slída v žulách apod.).



Převažující kategorie radonového rizika z geologického podloží

nízké riziko

přechodné

střední

vysoké

