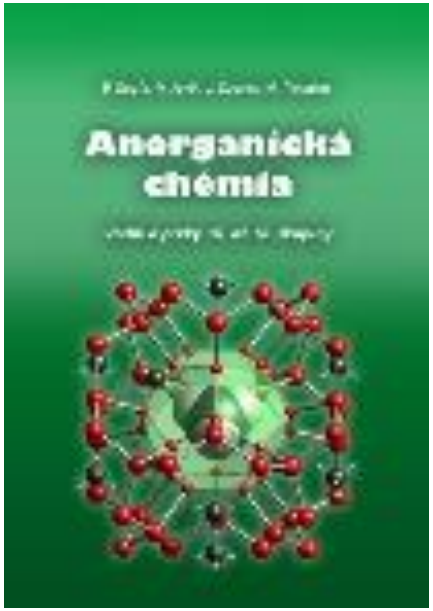
Prednáška č. 11

Vodík

Doc. Ing. Jozef Švorec, PhD

CHEMAT, 16. 11. 2026

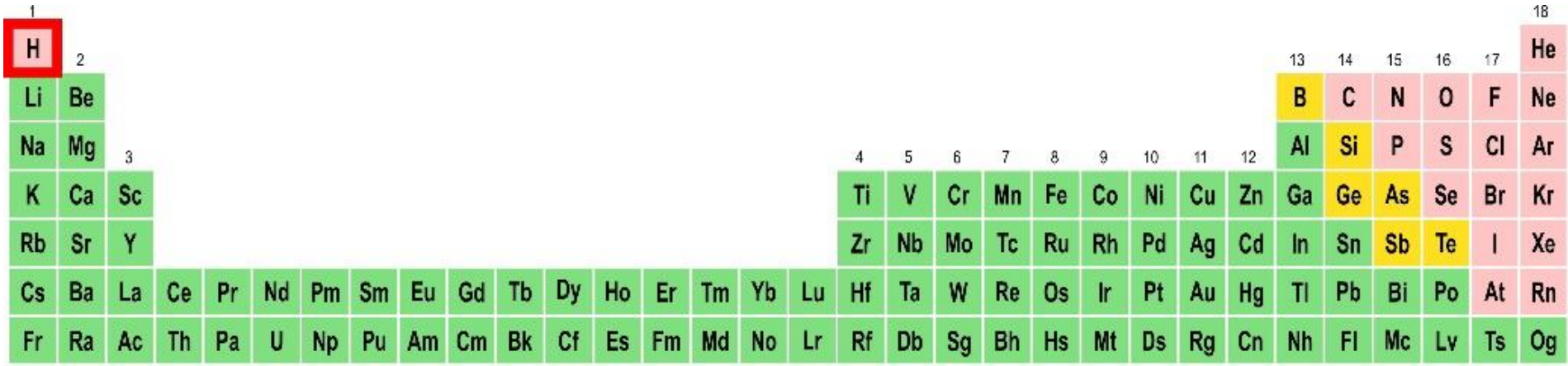


STU
FCHPT
SLOVENSKÁ TECHNICKÁ
UNIVERZITA V BRATISLAVE
FAKULTA CHEMICKEJ
A POTRAVINÁRSKEJ TECHNOLÓGIE

Kapitola 3 str. 123

Vodík a jeho výnimočné postavenie v PSP

$_1H$
$1s^1$
–I, I



- Prvok s najjednoduchšou atómovou štruktúrou
- Najrozšírenejší prvok vo vesmíre, 10. najzastúpenejší prvok na zemi
- „palivo budúcnosti“
- dostupný z plne obnoviteľných zdrojov (voda, slnečné svetlo)
- jeho spaľovanie je silne exotemická reakcia bez nežiaducich produktov (H_2O)

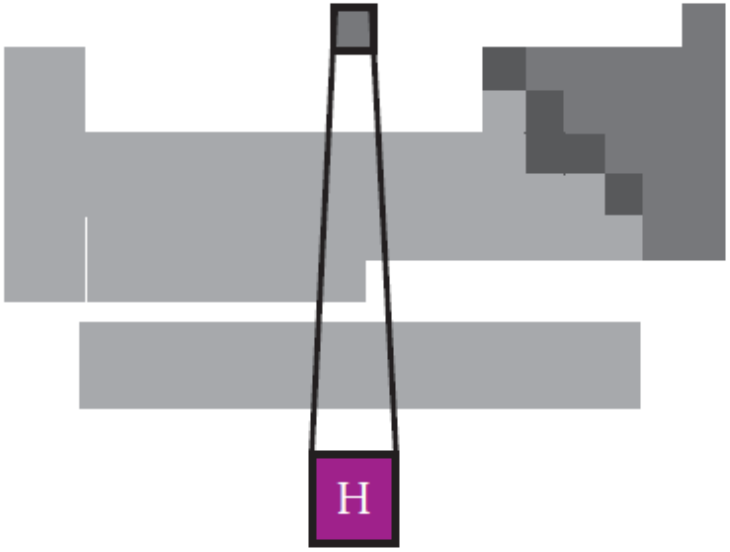
Atómové vlastnosti vodíka

Atómové vlastnosti vodíka v porovnaní s lítiom a fluórom

	H	Li	F
elektrónová konfigurácia	$1s^1$	$1s^2\ 2s^1$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
kovalentný polomer, r_k / pm	31	128	57
polomer katiónu, $r(E^+)$ / pm	–*	76	–
polomer aniónu, $r(E^-)$ / pm	154**	–	133
prvá ionizačná energia, $I_1(E)$ / kJ mol^{-1}	1312	520	1681
elektrónová afinita, $A(E)$ / kJ mol^{-1}	–73	–60	–328
energia väzby, $E(E–E)$ / kJ mol^{-1}	436	105	159
elektronegativita, $\chi^P(E)$	2,20	0,98	3,98

Umiestnenie vodíka v periodickej tabuľke

Skupina	Dôvod pre umiestnenie	Dôvod proti umiestneniu
Alkalické kovy	Tvorba katiónu H^+ (H_3O^+) Má jeden elektrón v *s* orbitále	Je nekov Nereaguje s vodou
Halogény	Je nekov Tvorí dvojatómové molekuly	Anión H^- je menej stabilný ako halogenidové anióny Je pomerne reaktívny

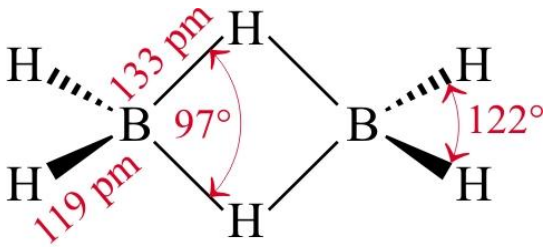


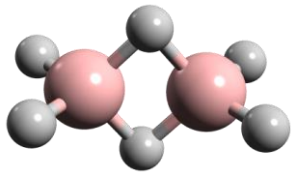
Spôsob väzby vodíka

- **kovalentný spôsob** = tvorba molekulových zlúčenín
  - tvoria sa **dvojcentrové dvojelektrónové kovalentné väzby** (2c-2e)
    napr. HCl, H_2O, N_2H_4, C_2H_4, kde atóm vodíka je vždy len koncovým atómom

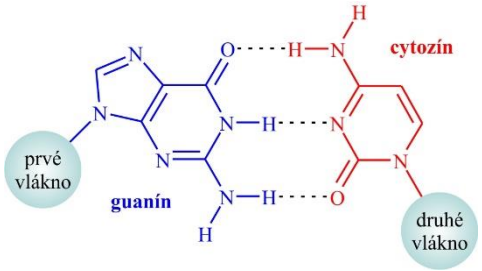
- **iónový spôsob = tvorba H^- aniónu**
  - V kombinácii s veľmi elektropozitívnymi prvkami 1. a 2. skupiny

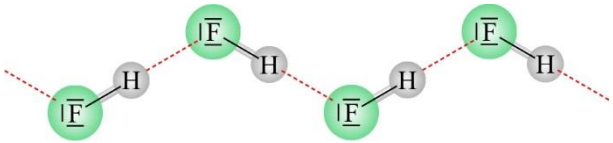
- vodík tvorí s elektrónovo-deficitnými atómami (B, Al, Be) delokalizované **trojcentrové dvojelektrónové väzby** (3c-2e), napr. mostíkové väzby v B_2H_6:





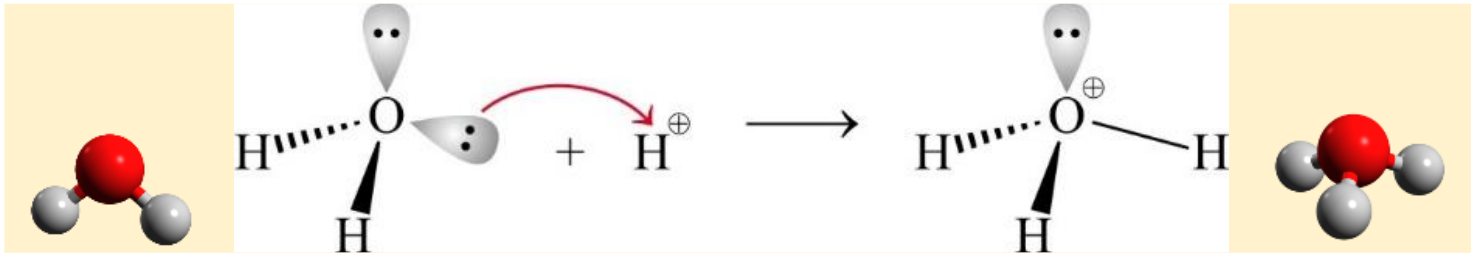
- s veľmi elektronegatívnymi prvkami F, O a N tvorí **vodíkovú väzbu**





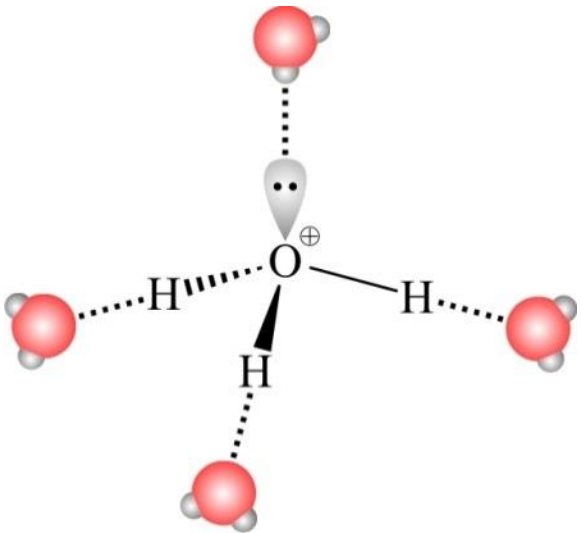
Katión vodíka H^+ či H_3O^+

- katión H^+ má veľký polarizačný účinok (vysoká nábojová hustota) = veľmi silná Lewisova kyselina
- Môže existovať iba v prostredí, ktorého molekuly sú schopné túto časticu stabilizovať poskytnutím voľného elektrónového páru.



$$H_2O + H^+ \rightarrow H_3O^+$$

- Stabilizácia oxóniového katiónu H_3O^+ interakciou ión–dipól. Vznik asociovaných častíc, napr. $H_3O(H_2O)_2^+$, $H_3O(H_2O)_3^+$, $H_3O(H_2O)_4^+$.

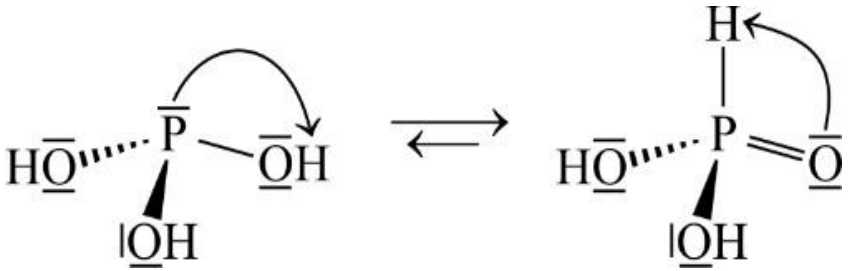


$$H_3O(H_2O)_4^+ \Rightarrow H_3O^+(aq)$$

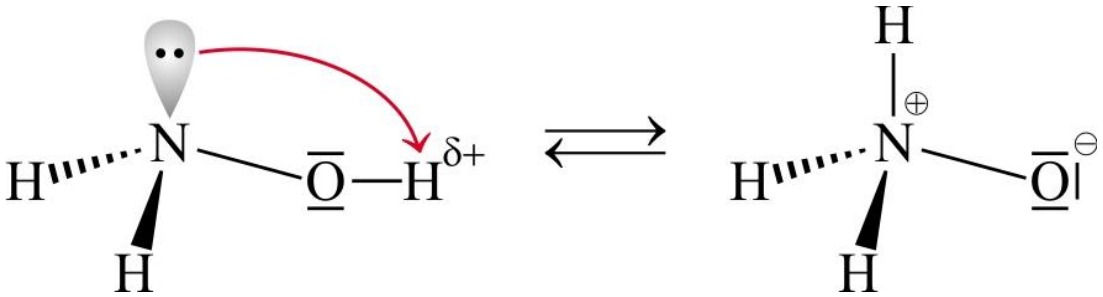
Prenos vodíka

- Malý kovalentný polomer (31 pm) atómu vodíka ⇒ k atómu H sa môžu veľmi tesne priblížiť voľné elektrónové páry ostatných atómov spôsobujúce priťahovanie, ktoré konkuruje pôvodnej väzbe atómu vodíka ⇒ dochádza k **prenosu vodíka**.

Napr. kyselina fosforitá H_3PO_3 sa správa len ako dvojsýtna kyselina.



Prenos atómu H v rámci tej istej molekuly označujeme ako **tautoméria**

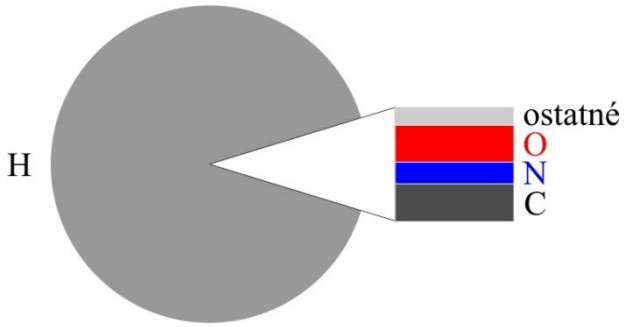


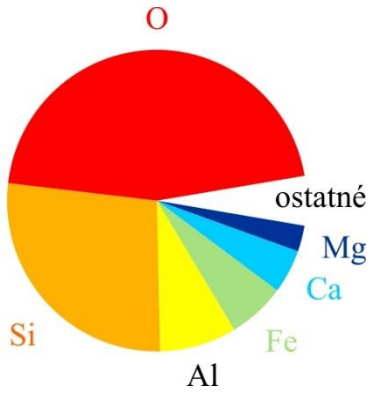
tautoméria hydroxylamínu

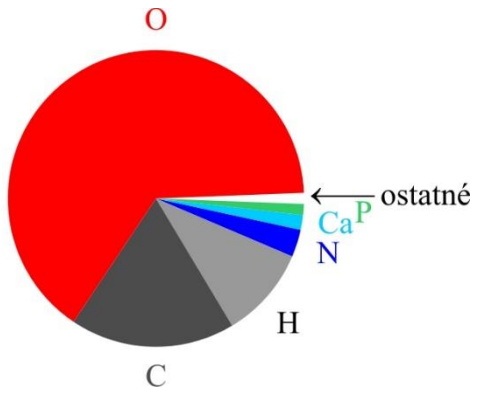
$NH_2OH(l)$ υ^{θ} $N^+H_3O^-(l)$

Výskyt vodíka

- najrozšírenejší prvok vo vesmíre (89 %), 10. najrozšírenej v zemskej kôre (1 %) a 3. v ľudskom tele (10%) – významný biogénny prvok.
- Nachádza sa napr. v plynnom obale hviezd. Na Zemi (ani v atmosfére) sa voľný H_2 nevyskytuje.
- Najväčšie množstvo vodíka je viazané vo vode, ale je viazaný i v rôznych organických aj anorganických zlúčeninách.







Izotopy vodíka

- **Tri izotopy:**

prócium ^{1}H, alebo „ľahký“ vodík, (prirodzený výskyt je 99,985 %)
deutérium ^{2}H či D, „ťažký“ vodík, (prirodzený výskyt je 0,015 %; 16 atómov na 10^5),
trícium ^{3}H alebo T, silne rádioaktívny (1 atóm na 10^{21}).

Molekula	Mólová hmotnosť, M / g mol^{-1}	Teplota varu, T_v / K	Väzbová energia, E(X–X) / kJ mol^{-1}
H_2	2,02	20,6	436
D_2	4,03	23,9	443
T_2	6,03	25,2	447

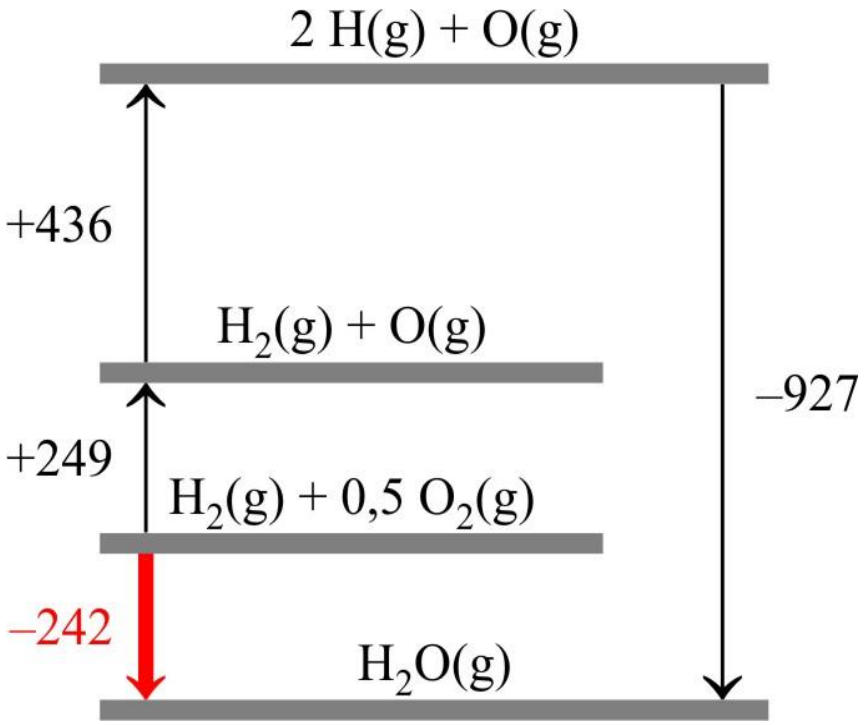
- pri elektrolýze vody získame plynný H_2 a O_2 (O–H väzby sa roztrhnú skôr ako O–D). V zostávajúcej kvapalnej vode je stále väčší podiel D_2O.

- H_2O a D_2O sa líšia vo fyzikálnych vlastnostiach, napr. D_2O sa topí pri 3,8°C a vrie pri 101,4°C. Hustota D_2O je asi o 10 % väčšia ako H_2O.

- D_2O je najbežnejším komerčným zdrojom D, z ktorého sa pripravujú rôznorodé deutérované zlúčeniny ako napr. deutérovaný etín (C_2D_2), deutérovaný benzén (C_6D_6), deutérovaná kyselina sírová (D_2SO_4) a deutérovaný amoniak (ND_3).

Fyzikálne a chemické vlastnosti vodíka

- vyskytuje v podobe molekúl H_2
- je to bezfarebný plyn, bez zápachu, ktorý kondenzuje pri $t_v = -253°C$ a tuhne pri $t_t = -259°C$.
- H_2 nie je veľmi reaktívny (vysoká energia väzby $E(H–H) = 436$ kJ mol^{-1}, $l(H–H) = 74$ pm).
- Reaguje s O_2: **$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$**



- V reakcii dochádza k poklesu entropie
- Reakcia je riadená entalpicky vďaka silnej väzbe O–H (464 kJ mol^{-1}) ,

.

Reaktivita vodíka

- H_2 reaguje s halogénmi – rýchlosť reakcie so zvyšujúcim sa protónovým číslom klesá. S F_2 je reakcia intenzívna:

$$H_2(g) + F_2(g) \rightarrow 2\ HF(g)$$

- Reakcia H_2 s N_2 je v neprítomnosti katalyzátora veľmi pomalá:
  - $3\ H_2(g) + N_2(g) \rightleftharpoons 2\ NH_3(g)$

- Pri vysokých teplotách H_2 redukuje mnohé oxidy na kovy:

$$CuO(s) + H_2(g) \xrightarrow{\Delta T} Cu(s) + H_2O(g)$$

- V prítomnosti katalyzátora (práškové Pd alebo Pt), H_2 redukuje dvojité a trojité väzby na jednoduché väzby (hydrogenácia).

$$H_2C{=}CH_2(g) + H_2(g) \rightarrow H_3C{-}CH_3(g)$$

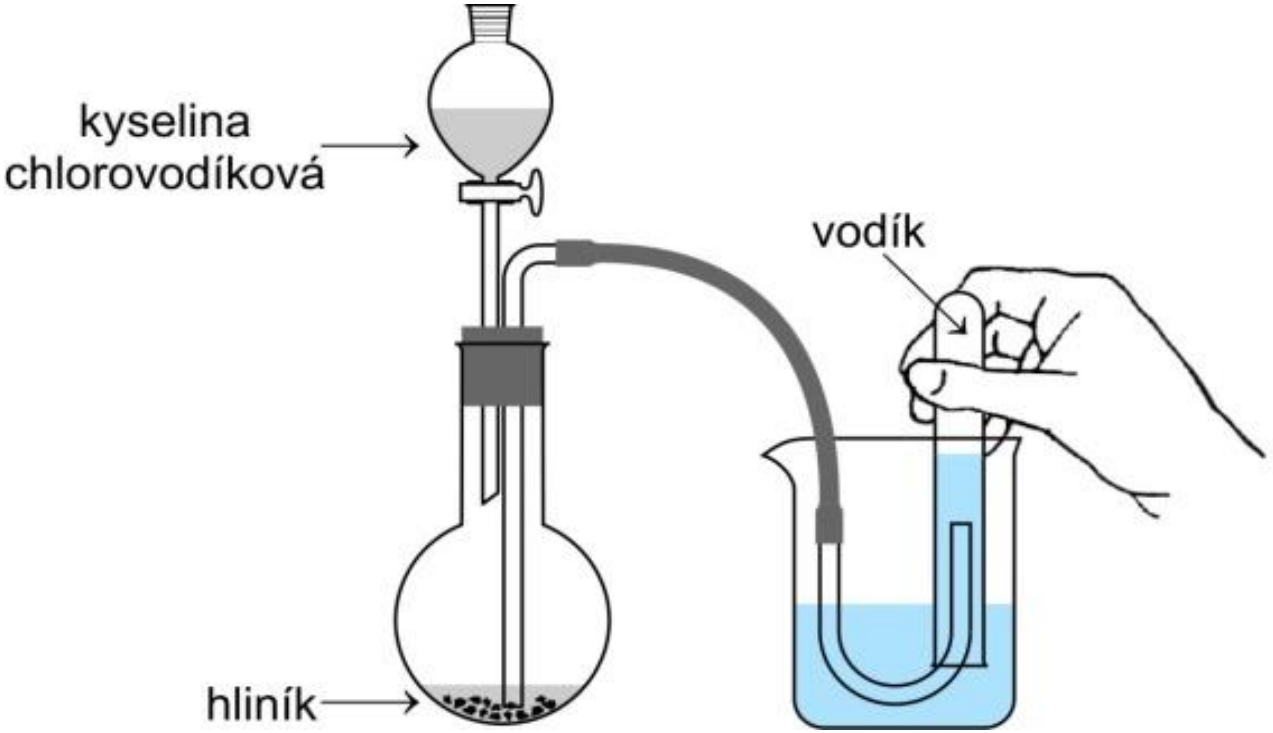
Redukcia H_2 sa používa na konverziu nenasýtených kvapalných tukov (jedlé oleje) na čiastočne nasýtené tuhé tuky s vyššou teplotou topenia (margaríny).

Laboratórna príprava vodíka

- Vodík sa laboratórne pripravuje reakciou neušľachtilého kovu so silnou neoxidujúcou kyselinou alebo reakciou iónového hydridu s vodou.

$$2\ Al(s) + 6\ HCl(aq) \longrightarrow 2\ AlCl_3(aq) + 3\ H_2(g)$$

$$CaH_2(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow Ca(OH)_2(aq, s) + 2\ H_2(g)$$



Časticový zápis:

$$\mathbf{2\ Al(s) + 6\ H_3O^+(aq) \rightarrow 2\ Al^{3+}(aq) + 3\ H_2(g) + 6\ H_2O(l)}$$

Výroba vodíka z fosílnych palív

- Výroba „**vodného plynu**“ reakcia vodnej pary s rozžeraveným uhlím pri 1000 °C:

$$C(s) + H_2O(g) \xrightarrow{1000°C} CO(g) + H_2(g)$$

- výroba „**syntézneho plynu**“ (reforming) zo zemného plynu:

$$CH_4(g) + H_2O(g) \xrightarrow{Ni\ (500°C)} CO(g) + 3\ H_2(g)$$

- Zmes CO a H_2 sa nazýva vodný plyn (ochladzuje sa na –205 °C, CO začína kondenzovať). Katalyticky sa CO oxiduje exotermickou reakciou na CO_2 (*water-gas shift-reaction*):

$$CO(g) + H_2O(g) \xrightarrow{Fe\ /\ Cu\ (\Delta T)} CO_2(g) + H_2(g)$$

- CO_2 sa oddeluje buď:
  - Ochladením produktov pod kondenzačnú teplotu CO_2 (–78 °C).
  - Zavedením plynnej zmesi CO_2 a H_2 do roztoku uhličitanu draselného:

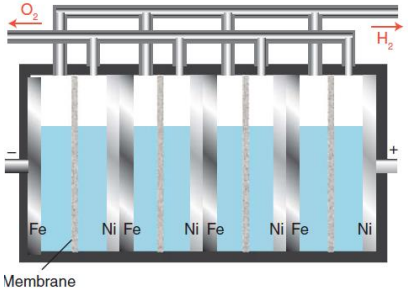
$$K_2CO_3(aq) + CO_2(g) + H_2O(l) \rightleftharpoons 2\ KHCO_3(aq)$$

- Pre väčšinu použití je čistota vodíka získaného z termochemických procesov dostatočná. Čistý plynný vodík (99,9 %) sa pripravuje elektrolýzou vody.

Výroba vodíka z obnoviteľných zdrojov

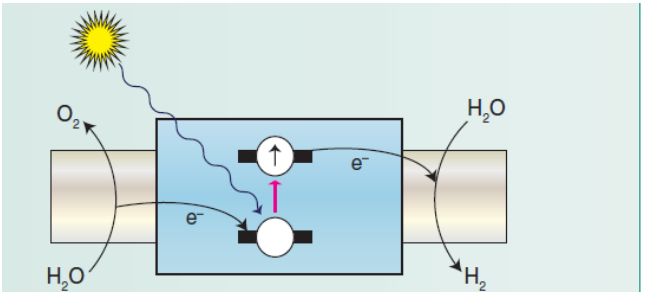
- elektrolýza vody ($E° = -1{,}23$ V, $\Delta_r G° = +237$ kJ.mol^{-1})
  - cenovo drahá, potreba lacnej energie, napr. atómová energia

$$2\,H_2O(l) \xrightarrow{\text{elektrolýza}} 2\,H_2(g) + O_2(g)$$



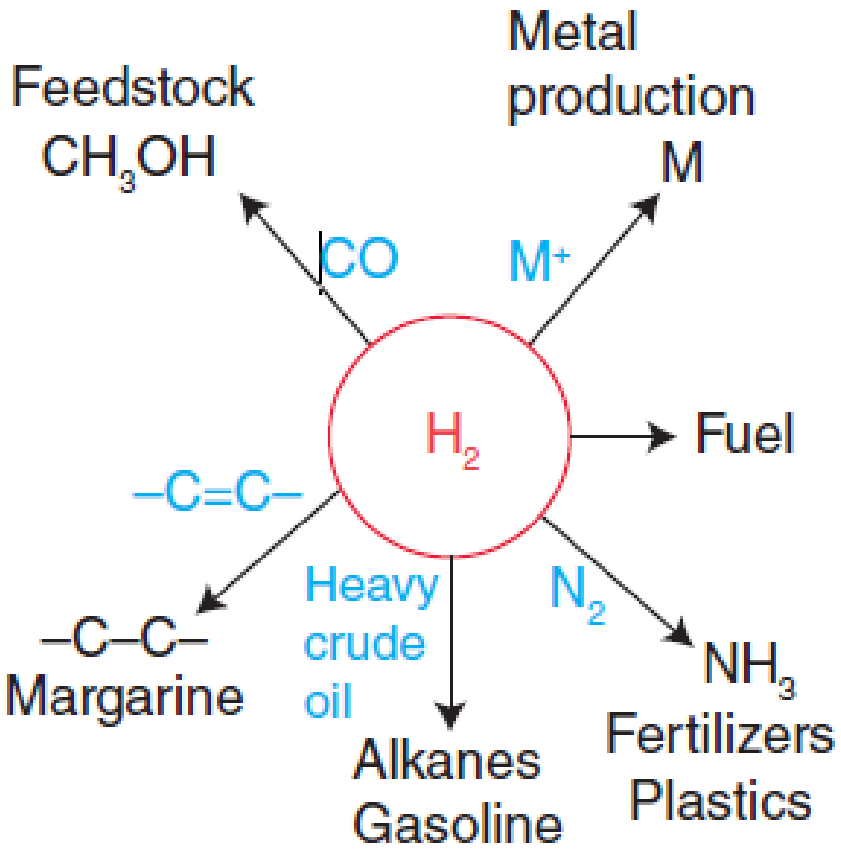
- fotochemický rozklad vody (využitie solárnych článkov, fotovoltaiky, veternej energie):

$$2\,H_2O(l) \xrightarrow{h\nu} 2\,H_2(g) + O_2(g)$$



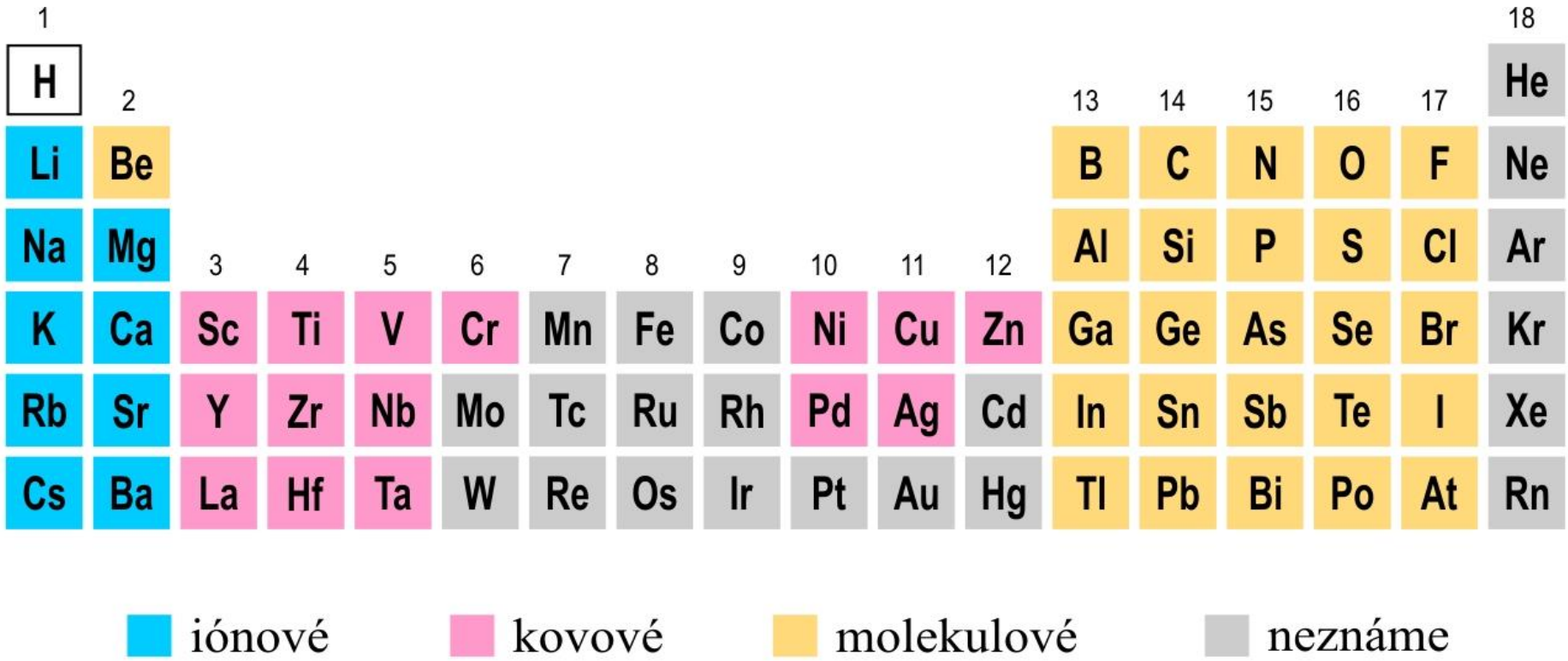
- Vodík môže hrať dôležitú úlohu v energetickej budúcnosti sveta („**hydrogen economy**“).

Využitie vodíka ako základnej suroviny



Binárne zlúčeniny vodíka - Hydridy

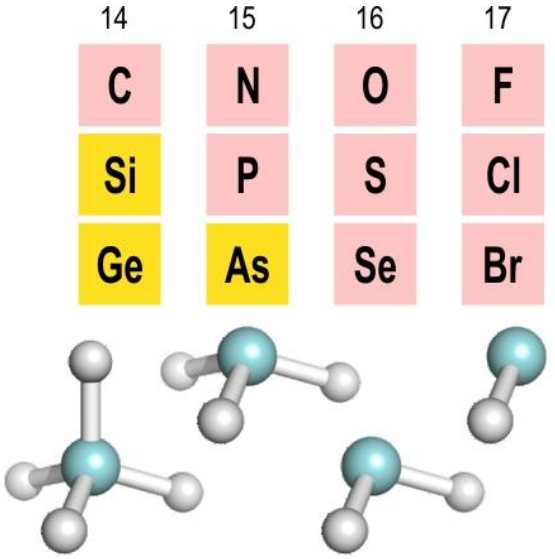
- Vodík tvorí hydridy s väčšinou prvkov.



Molekulové (kovalentné) hydridy

- Vodík tvorí molekulové hydridy obsahujúce kovalentné väzby so všetkými nekovmi (okrem vzácnych plynov) a so všetkými *p*-kovmi, napr. Ga a Sn . Skoro všetky molekulové hydridy sú pri laboratórnej teplote plyny.

- 3 skupiny molekulových hydridov:
  - **1. skupina:** hydridy, v ktorých atóm vodíka nemá kladný ani záporný parciálny náboj, napr. CH_4, PH_3. Tvoria ich nekovy a polokovy *p*-prvkov o málo väčšou elektronegativitou ako vodík.



  - **2. skupina:** hydridy, v ktorých atóm vodíka má kladný parciálny náboj δ^+, napr. NH_3, H_2O a HF. Tvoria ich len nekovy s veľkou elektronegativitou.

  - **3. skupina:** hydridy, v ktorých atóm vodíka má len malý parciálny záporný náboj δ^-. Do tejto skupiny patria aj hydridy bóru s elektrónovo-deficitnými väzbami, napr. B_2H_6, SiH_4, GeH_4 a SnH_4. Tvoria ich polokovy *p*-prvkov s menšou elektronegativitou ako vodík.

Molekulové (kovalentné) hydridy

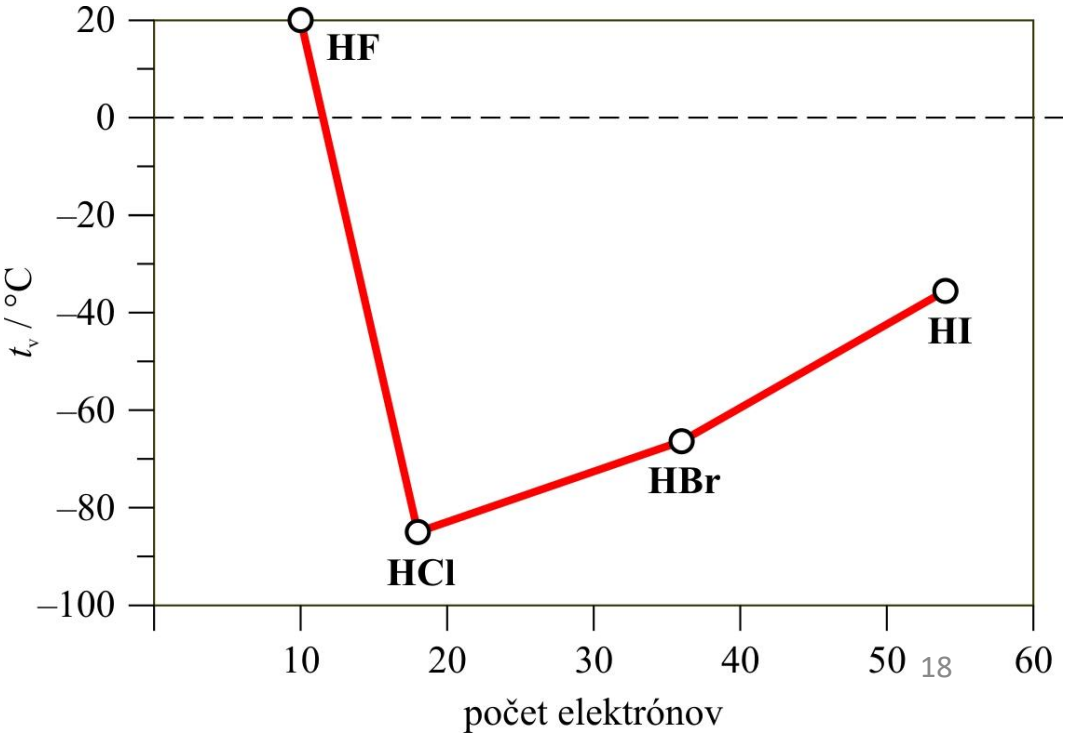
1. skupina hydridov - atóm vodíka nemá kladný ani záporný parciálny náboj.

- hydridy s nízkou polaritou väzieb. Medzi susednými molekulami pôsobia len slabé dizperzné sily, v dôsledku čoho sú tieto hydridy plyny s nízkou teplotou varu. Typickými príkladmi sú CH_4 ($t_v = -161{,}5$ °C), a PH_3 ($t_v = -87{,}8$ °C).
- Patria se aj uhľovodíky, ktoré sú nestabilné voči oxidácii. Reakcie horenia však majú vysokú aktivačnú energiu (reakcie sú veľmi pomalé, treba aktiváciu),

$$CH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2\ H_2O(g) \qquad \Delta_r G° = -802\ \text{kJ mol}^{-1}$$

2. skupina hydridov - atóm vodíka má parciálny kladný náboj δ^+

- Do tejto skupiny molekulových hydridov patrí napr. NH_3, H_2O a HF. Od ostatných mol. hydridov sa odlišujú abnormálne vysokými teplotami topenia a varu. Silnejšie dipol-dipolové interakcie, niekedy aj vodíková väzba.



Molekulové (kovalentné) hydridy

3. skupina hydridov - atóm vodíka má len malý parciálny záporný náboj δ^-.

- molekulové hydridy obsahujúce záporne nabitý atóm vodíka intenzívne reagujú s kyslíkom:

$$SnH_4(g) + 2\ O_2(g) \rightarrow SnO_2(s) + 2\ H_2O(g)$$

- Čiastočne záporne nabitý atóm H je teda oveľa reaktívnejší ako čiastočne kladne nabitý atóm H.

Energie väzieb E–H

13	14	15	16	17	18
					He
B	C–H 412	N–H 388	O–H 464	F–H 570	Ne
Al	Si–H 318	P–H 322	S–H 338	Cl–H 431	Ar
Ga	Ge–H 289	As–H 297	Se–H 312	Br–H 366	Kr
In	Sn–H 253	Sb–H 257	Te–H 267	I–H 298	Xe
Tl	Pb–H 205	Bi	Po	At	Rn

- V perióde zľava doprava majú väzby silnejší polárny charakter a energie väzieb E–H rastú. Naopak, v skupinách zhora nadol, s rastúcim kovalentným polomerom atómu E dochádza k predlžovaniu väzieb a k zodpovedajúcemu poklesu ich energií.
- S údajmi o energiách väzieb (stálosti hydridov) korešpondujú aj hodnoty $\Delta_f G°$. V súhlase s tým sa predpoklady pre ich prípravu sa zlepšujú v perióde zľava doprava a v skupine zdola nahor.

Príprava molekulových hydridov

- Syntézou z prvkov

$$2\ H_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2\ H_2O(g)$$

$$H_2(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2\ HCl(g)$$

- Redukciou halogenidov alebo oxidov, napr. redukcia $Si^{IV}Cl_4$ s NaH^{-I}

$$4\ NaH(s) + SiCl_4(l) \rightarrow SiH_4(g) + 4\ NaCl(s)$$

- Hydrolýzou fosfidov, karbidov, silicidov, boridov a pod.

$$Ca_3P_2(s) + 6\ H_2O(l) \rightarrow 2\ PH_3(g) + 3\ Ca(OH)_2(aq)$$

- Vzájomnou premenou hydridov, napr. pôsobením elektrického výboja

$$2\ GeH_4(g) \rightarrow Ge_2H_6(g) + H_2(g)$$

$$3\ GeH_4(g) \rightarrow Ge_3H_8(g) + 2\ H_2(g)$$

Iónové hydridy

- Iónové hydridy sa tvoria len s kovmi 1. a 2. skupiny (s výnimkou Be). Sú to veľmi reaktívne biele tuhé látky. Hydridový anión H^- má veľký polomer (154 pm)

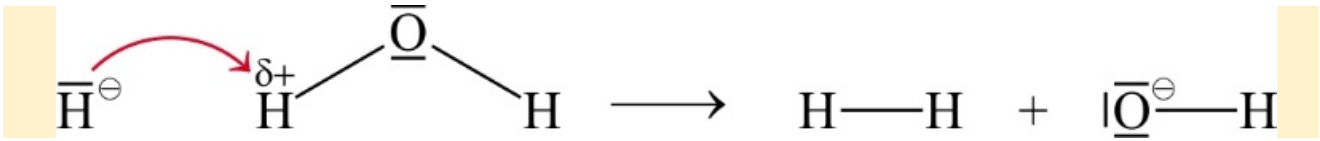


Na^+ (102 pm) F^- (133 pm) H^- (154 pm) Cl^- (181 pm)

- Anión H^- je ľahko deformovateľný a jeho značná deformácia spôsobuje nárast kovalentného charakteru väzby. V dôsledku toho má LiH (pod. aj BeH_2 a MgH_2) značne kovalentný charakter. Dokonca $(BeH_2)_x$ už patrí medzi polymérne zlúčeniny.

- Iónové hydridy sú silné redukovadlá:

$$H_2(g) + 2\ e^- \rightarrow 2\ H^-(aq) \qquad E°(H_2 \mid H^-) = -2{,}25\ V$$



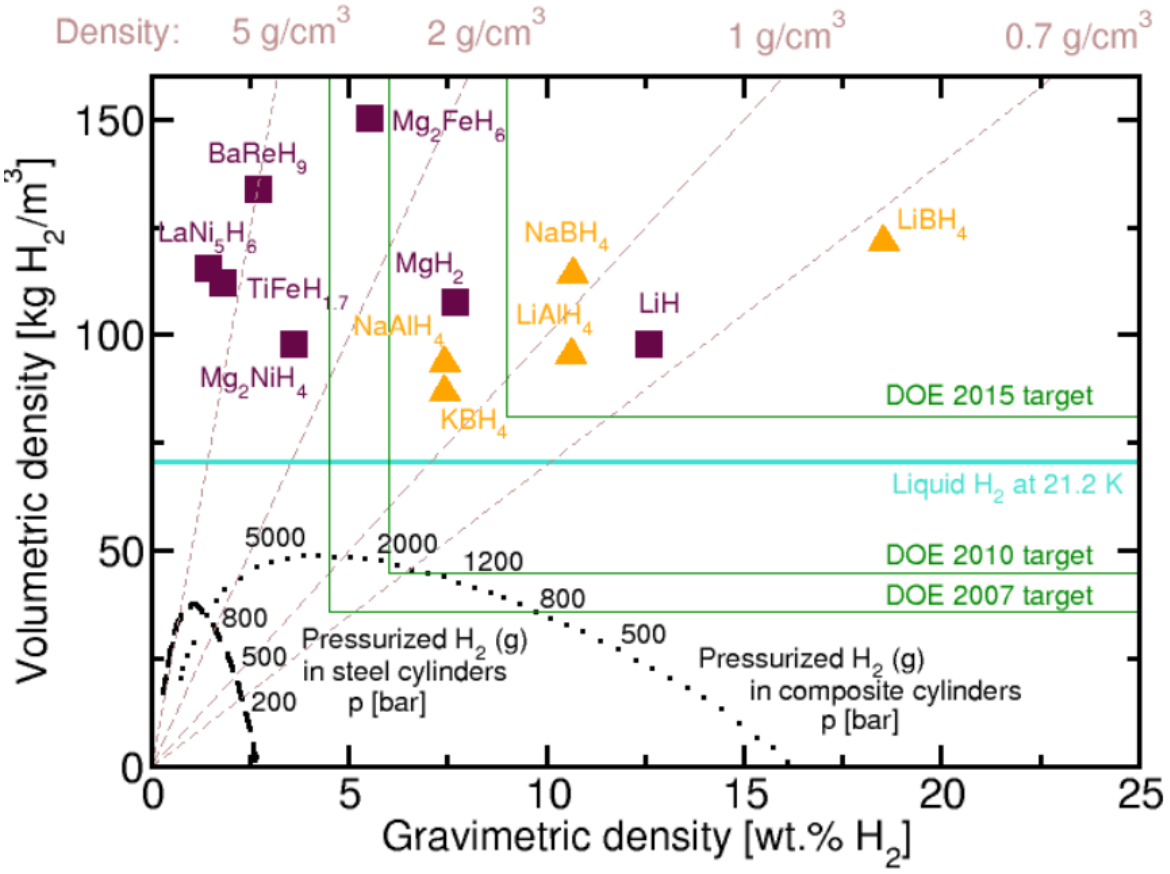
$$H^-(aq) + H_2O(l) \rightarrow H_2(g) + OH^-(aq)$$

hydridy na uchovávanie vodíka

- Potreba materiálov pre vratné uchovávanie vodíka – (pohon vo vozidlách)

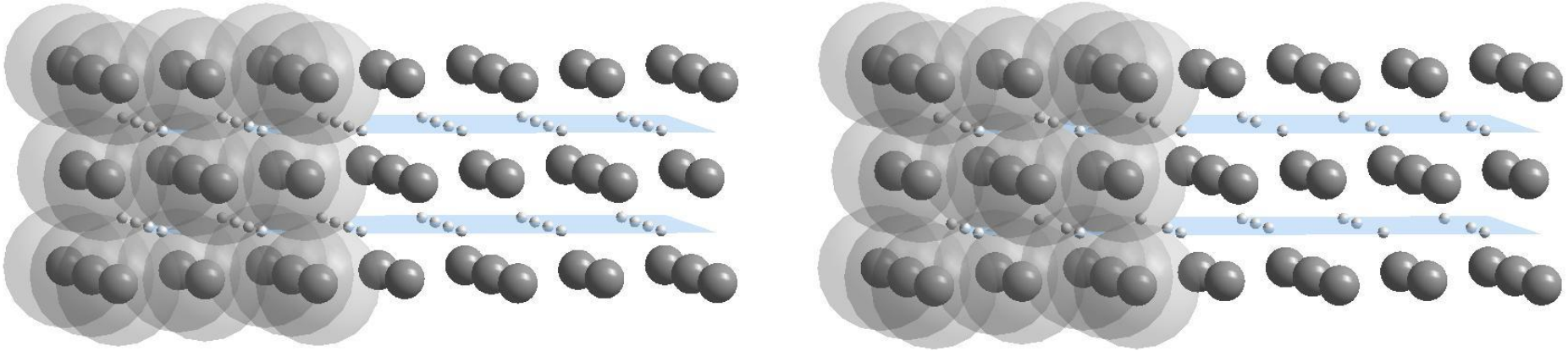
$$3\ Na[AlH_4](s) \rightleftarrows Na_3[AlH_6](s) + 2\ Al(s) + 3\ H_2(g)$$

$$2\ Na_3[AlH_6](s) \rightleftarrows 6\ NaH(s) + 2\ Al(s) + 3\ H_2(g)$$



Kovové hydridy

- Niektoré prechodné kovy tvoria kovové hydridy. Sú to intersticiálne zlúčeniny s atómami H v dutinách medzi atómami kovu s najtesnejším usporiadaním.



A B

Atómy H v štruktúre kovu:
a) stechiometrický, b) nestechiometrický hydrid.

- Tieto zlúčeniny sú často nestechiometrické, napr. najväčší pomer H:Ti bol získaný u zlúčeniny $TiH_{1,9}$. Reálne zloženie je $(Ti^{4+})(H^-)_{1,9}(e^-)_{2,1}$. Elektrická vodivosť kovových hydridov je vo všeobecnosti nižšia ako u zodpovedajúcich kovov.

- Príprava - zohrievanie kovu s vodíkom pod vysokým tlakom. Pri vysokých teplotách sa z nich vodík vo forme H_2 opäť uvoľňuje. Mnoho zliatin (napr. Ni_5La) môže absorbovať a uvoľňovať veľké množstvo vodíka - vozidlá s vodíkovým pohonom.

Nikel-metal hydridové batérie (NiMH)

Anóda: $Ni(OH)_2 + OH^- \underset{vybijanie}{\overset{nabijanie}{\rightleftharpoons}} NiO(OH) + H_2O + e^-$

Katóda: $M + H_2O + e^- \underset{vybijanie}{\overset{nabijanie}{\rightleftharpoons}} MH + OH^-$

$Ni(OH)_2 + M \underset{vybijanie}{\overset{nabijanie}{\rightleftharpoons}} NiO(OH) + MH$

M = $LaNi_5$,
AB_5 A = Ce, Nd, Pr, B = Ni, Co, Mn, Al
AB_2 A = Ti, V = Ni, Zr,





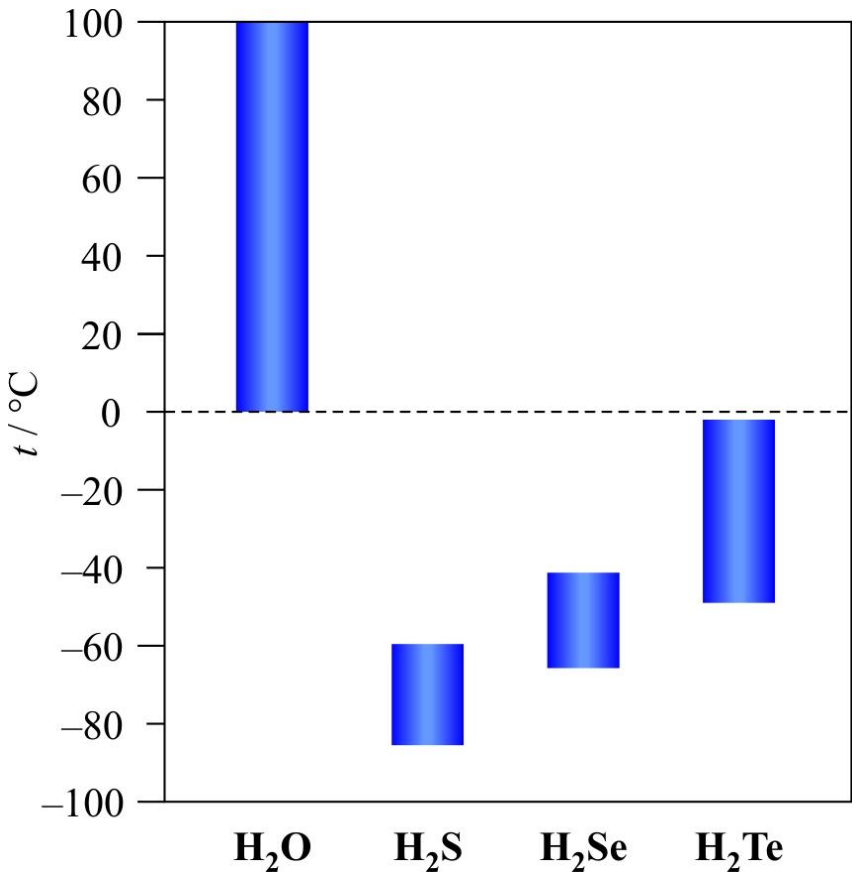


Vzorce a teploty topenia (°C) najjednoduchších hydridov neprechodných prvkov

1	2		13	14	15	16	17
LiH 692	BeH_2 250 rozklad		B_2H_6 –165	CH_4 –182	NH_3 –78	H_2O 0	HF –83
NaH 425 rozklad	MgH_2 738 Rozklad		AlH_3 150 rozklad	SiH_4 –185	PH_3 –134	H_2S –86	HCl –114
KH 400 rozklad	CaH_2 1000	Kovové hydridy prechodných prvkov	GaH_3 –15	GeH_4 –165	AsH_3 –116	H_2Se –66	HBr –87
RbH 170 rozklad	SrH_2 1050		InH_3*	SnH_4 –146	SbH_3 –88	H_2Te –49	HI –51
CsH 170 rozklad	BaH_2 1200		TlH_3*	PbH_4*	BiH_3 –67	H_2Po*	HAt*

Voda a vodíková väzba

- Na základe porovnania mólovej hmotností vody a ďalších hydridov 16. skupiny by voda mala byť plyn (tep. topenia ≈ –100 °C a tep. varu ≈ –90 °C).

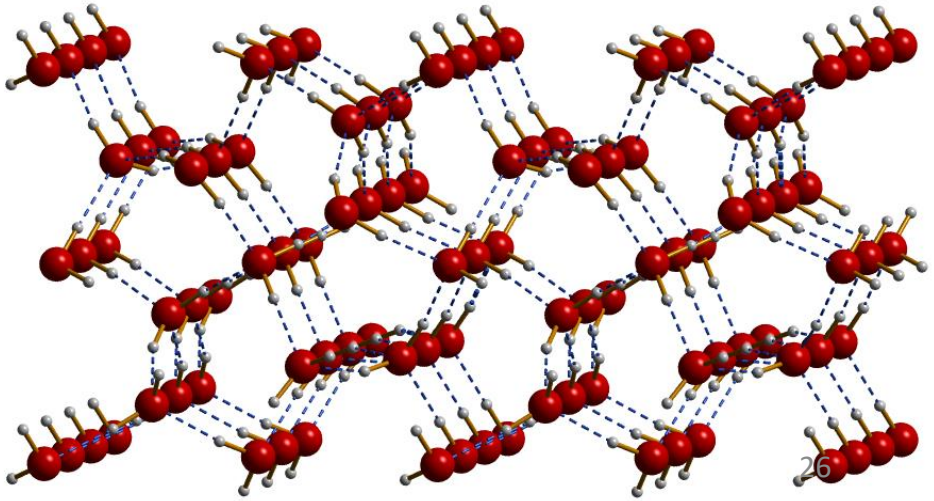


Oblasť kvapalného stavu pre hydridy 16. skupiny.

- Vodíkové väzby spôsobujú, že kvapalná voda má väčšiu hustotu ako tuhá (ľad). Príčinou tohto abnormálneho správania je otvorená štruktúra ľadu.

- Topením ľadu sa niektoré z vod. väzieb trhajú a otvorená štruktúra ľadu sa rúca. Dochádza k vzrastu hustoty kvap. vody (maximum hustoty vody je pri 3,98 °C).

Časť otvorenej štruktúry ľadu



Vodíkové väzby

- Hydridy prvkov 2. periódy (s výnimkou CH_4) sú omnoho menej prchavé než hydridy prvkov 3. periódy

Hydrid 2. periódy t_v / °C	CH_4 –161,5	NH_3 –34,5	H_2O 100,0	HF 19,5
Hydrid 3. periódy t_v / °C	SiH_4 –111,8	PH_3 –87,5	H_2S –60,3	HCl –84,2

- Príťažlivé vodíkové sily sú zvlášť veľké v prípade elektronegatívnych atómov, ktoré súčasne majú neväzbový elektrónový pár (atómy N, O a F).

- Väzby v týchto hydridoch sú značne polárne a atóm H v nich získava čiastočný kladný náboj, ktorým okolo seba vytvára elektrostatické silové pole s intenzitou úmernou veľkosti získaného náboja.

NH_3	H_2O	HF
$N^{-0,21}–H^{+0,07}$	$O^{-0,28}–H^{+0,14}$	$F^{-0,28}–H^{+0,28}$

Vodíkové väzby

- Na vodíkovú väzbu môžeme v prvom priblížení pozerať ako na príťažlivú dipólovo-dipólová interakcia:



- Podstatu vodíkovej väzby však najlepšie vystihuje model zahrňujúci rôzne elketrostatické interakcie (dipólovo-dipólová, disperzné a odpudivé sily), ale nezanedbateľný je aj kovalentný (donorovo-akceptorový) príspevok.

- Podľa teórie MO je vodíková väzba delokalizovanou 3c-4e väzbou.

- Keďže vodíková väzba nie je len čisto kovalentnej alebo elektrostatickej povahy, sú tieto väzby dlhšie ako bežné kovalentné väzby a majú tiež mnohonásobne menšiu energiu (asi 5% z kovalentnej väzby):

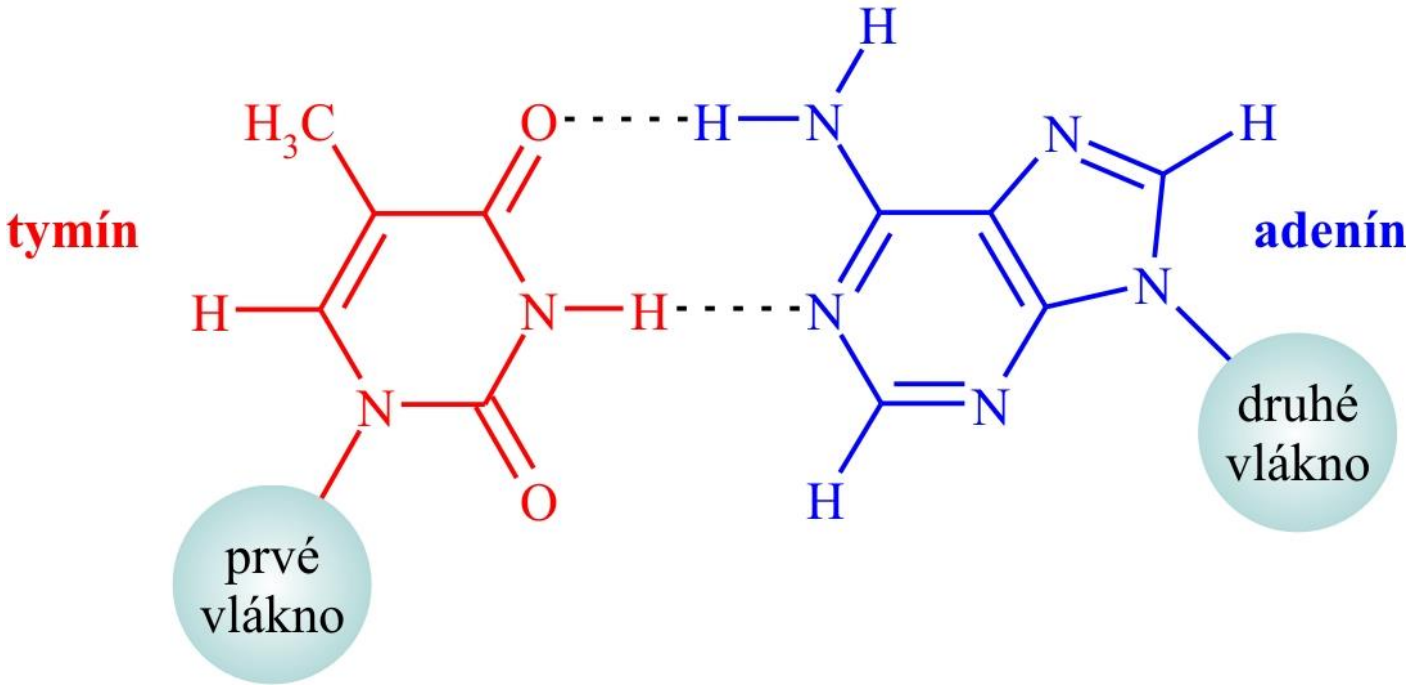


- Pretože sa na vzniku vodíkovej väzby podieľajú voľné elektrónové pary, má táto väzba vždy smerový charakter.

Biologické aspekty vodíkovej väzby

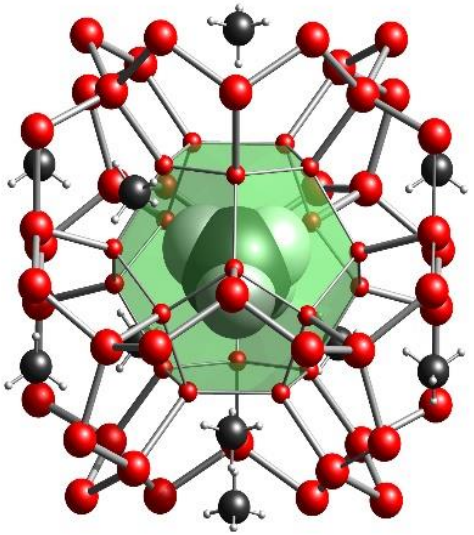
- Existencia života závisí na dvoch vlastnostiach vodíka: na blízkosti elektronegativity C a H (stabilita organických zlúčenín) a schopnosti vodíka tvoriť vodíkové väzby

- Vodíkové väzby sú dôležitou časťou všetkých **biomolekúl**. Dvojité reťazce deoxyribonukleových kyselín DNA držia spolu vodíkovými väzbami.



Hydráty (klatráty) vzácnych plynov, metánu a oxidu uhličitého

- Klatráty - molekuly jednej zložky (hosťujúcej) sú zachytené v uzavretých dutinách kryštálovej štruktúry druhej (hostiteľskej) zložky. Medzi molekulami hosťujúcej a hostiteľskej zložky nie sú žiadne chemické interakcie. V prípade hydrátov je hostiteľskou zložkou otvorená štruktúra ľadu a ako hosťujúce zložky vystupujú napr. atómy vzácnych plynov a molekuly metánu alebo oxidu uhličitého.



- hydráty metánu sa tvoria na dne oceánov vplyvom obrovského hydrostatického tlaku interakciou metánu s vodou, ktorej teplota je blízko teplote jej tuhnutia. Obsah metánu v klatráte umožňuje horenie .

- zohrievanie oceánov môže viesť k topeniu uschovaných klatrátov napr. metánu, čo je silný skleníkový plyn.

- Ukážka štruktúry hydrátu metánu a horenia „ľadu“.

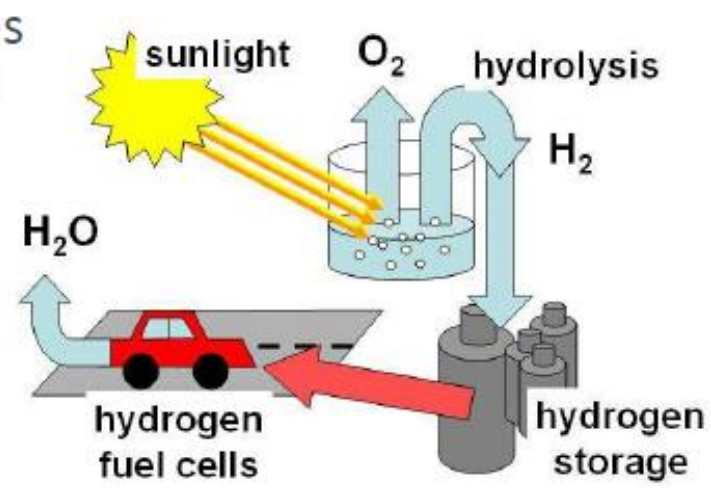


- Uskladnenie CO_2 na dne oceánov v podobe klatrátov bolo navrhnuté ako jeden zo spôsobov uschovania CO_2.

Vodíkové hospodárstvo – ideálna základná predstava (Hydrogen economy)

Hydrogen fuel for clean energy

- Renewable energy produces hydrogen by electrolysis of water
- Hydrogen is stored until needed
- Fuel cells power transport and utilities
- Only emission is water



- **Tvorba H_2 s využitím obnoviteľnej energie elektrolýzou vody**
- **Uskladnenie a prenos H_2**
- **Použitie H_2 v palivových článkoch či iným spôsobom**

Vodíkové hospodárstvo – problémy na riešenie (Bezpečnosť)



Hindenburg disaster. May 6 1937 in Lakehurst, New Jersey

- **Explozívnosť reakcie H_2 + O_2**
- **H_2 spôsobuje krehkosť kovov – výzva pre skaldovanie, prepravu a použitie H_2**
- **Bezpečnosť pri všeobecnom používaní H_2 (napr. tankovanie áut)**

Vodíkové hospodárstvo – využitie vodíkových palivových článkov



- Vodíkové palivové články umožňujú riadenú kombináciu vodíka a kyslíka bez spaľovania.
- Energia uložená vo vodíku sa uvoľňuje ako elektrická energia. Čo umožňuje ich využitie ako pohon elektrických vozidiel či ako záložný zdroj elektriny na stacionárne použitie.

Vodíkové hospodárstvo – zelený vodík

Production

- More than 90% is from fossil fuels
- Electrolysis of water is more expensive and less efficient
- Biological production options



ausearthed.com.au

Vodíkové hospodárstvo – skladovanie

Storage

- Low density (11 m^3 = 1 kg)
- Storage choice depends on use
  - pure gas or liquid
- Compressed
- Liquefied
- Adsorbed onto material
- Chemically bonded



Liquid hydrogen storage tank at Kennedy Space Center was used to fuel the space shuttle. (TomFawls 2013, creative Commons 3.0)

ausearthed.com.au

Vodíkové hospodárstvo – palivo do áut

The future of hydrogen

- Hydrogen cars: Toyota Mirai, Hyundai Nexo
- Advantages:
  - Quick refilling
  - Lighter mass
- Disadvantages:
  - Lack of infrastructure
  - More expensive to run
  - 35-40% efficiency vs 70-80% for battery-powered vehicles



Toyota Mirai (2015, public domain)

ausearthed.com.au

Využitie vodíkového hospodárstva – budúcnosť

- **Kúrenie či ohrev**
- **tvorba elektrickej energie**
- **Záložný zdroj na palivové články**
- **Rafinácia (skujňovanie) ocele**

