## VODÍK

První člen periodické tabulky prvků s nejmenší relativní atomovou hmotností. Jeho atomy mají nejjednodušší elektronovou konfiguraci 1s1.Jsou známy tři **izotopy** vodíku, lišící se počtem neutronů v jádře:

1H **lehký vodík** (protium)

2H (D) **těžký vodík** (deuterium)

3H (T**) radioaktivní tritium**

VLASTNOSTI VODÍKU

Za normálních podmínek bezbarvý plyn bez chuti a zápachu, lehčí než vzduch. Je hořlavý a jeho směs s kyslíkem je silně výbušná.Skládá se z dvouatomových molekul H2, ve kterých jsou atomy vodíku vázány jednoduchou nepolární kovalentní vazbou.

 Podle struktury elektronového obalu je vodík s1- prvek, ale od alkalických kovů se vlastnostmi velmi liší. Proto se v periodické soustavě mezi ostatní s-prvky nezařazuje (stejně jako helium 1s2. Je typický **nekov s elektronegativitou 2,2**.

**Ionizační energie** je ve srovnání s ostatními s1- prvky (alkalickými kovy) přibližně **dvojnásobná**, připomíná spíše halogeny**. Atomy vodíku** jsou **za běžných podmínek nestálé**. **Stabilnější elektronovou konfiguraci 1s2** (konfigurace nejblíže vyššího vzácného plynu, helia) **získávají** vytvořením chemické vazby těmito způsoby:

1. **vznikem nepolární nebo polární kovalentní vazby**, např. H2, HCl
2. **přijetím elektronu** od atomu s malou elektronegativitou vznikne hydridový anion H-, např. v hydridu sodném NaH
3. **odštěpením elektronu** vzniká kation H+ (proton), který je však nestálý a ihned se váže na molekulu obsahující volný elektronový pár, např.:

H+ + H2O → H3O+ hydroxoniový kation

H+ + NH3 → NH4+ amonný kation

Jsou-li atomy vodíku vázány polární kovalentní vazbou s atomy prvků o velké elektronegativitě (např. F, O, N), mohou se vázat se sousedními molekulami a vznikají vodíkové vazby.

Vodík se slučuje téměř se všemi prvky s výjimkou vzácných plynů a některých přechodných kovů. Molekulový vodík není příliš reaktivní (disociační energie vazby H–H je 436 ∙ mol-1). S většinou prvků vodík reaguje teprve za následující podmínek:

* Při vyšších teplotách

2 K (l) + H2 (g) 250˚C→ 2 KH (s)

Reakce roztaveného alkalického kovu s vodíkem za vzniku iontového hydridu je jediný případ oxidačního působení vodíku; ve všech ostatních reakcích působí elementární vodík redukčně, např.:

CuO (s) + H2 (g) 200˚C→ Cu (s) + H2O (g)

* Po iniciaci reakce jiskrou, plamenem, ozářením

O2 (g) + 2 H2 (g) jiskra, plamen→ 2 H2O (g)

Cl2 (g) + H2 (g) ozáření→ 2 HCl (g)

Obě reakce probíhají explozivně. Směs vodíku a kyslíku je za vhodných podmínek silně výbušná (třaskavý plyn). Na vzduchu hoří čistý vodík výborně téměř bezbarvým, horkým plamenem. Produktem hoření je voda.

* V přítomnosti katalyzátorů

3 H2 (g) + N2 (g) 400˚C, 20 MPa→ 2 NH3 (g)

Syntéza amoniaku patří mezi nejvýznamnější průmyslové syntézy na světě. Jiným příkladem je syntéza methanolu:

CO (g) + 2 H2 (g) 400˚C, 30 MPa→ CH3OH (g)

V průběhu chemických reakcí se molekuly vodíku štěpí na atomy vodíku, které jsou mnohem reaktivnější než molekuly. Vznik atomů vodíku je podstatou redukčních vlastností vodíku.

PŘÍPRAVA VODÍKU

* **Elektrolýzou vody** (přesněji elektrolýzou vodivého vodného roztoku kyseliny nebo hydroxidu) se na katodě vylučuje vodík:

2 H3O+ + 2 e- el. proud→ 2 H2O + H2

* **Reakcí prvků s1 a s2 s vodou**

2 Na + 2 H2O → 2NaOH + H2

Reakcí méně ušlechtilých kovů s vodní párou:

3 Fe + 4 H2O → Fe3O4 + 4 H2

Reakcí kovů s vodnými roztoky kyselin a hydroxidů:

Zn + 2 HCl → ZnCl2 + H2

Zn + 2 NaOH + 2 H2O → Na2 [Zn (OH)4] + H2

* **Rozkladem iontových hydridů** vodounebo tepelným rozkladem hydridů některých přechodných prvků

VÝROBA VODÍKU

* **Rozkladem nasycených uhlovodíků** získávaných z ropy a zemního plynu, např. termickým štěpením methanu,

CH4 (g) 1200˚C→ C (s) + 2 H2 (g)

nebo jeho reakcí s vodní párou (parní reformováním):

CH4 (g) + H2O (g) 800˚C→ CO (g) + 3 H2 (g)

* **Reakce vodní páry s rozžhaveným koksem** (podstata výroby topných plynů neboli zplyňování uhlí):

C (s) + H2O (g) 1000˚C→ CO (g) + H2 (g)

Přeměna (konverze) reakčních produktů této reakce, tzv. vodního plynu, dává po oddělení oxidu uhličitého směs velmi bohatou na vodík:

CO + H2O 500˚→ CO2 + H2

* Jako vedlejší produkt se získává pří **elektrolýze** vodného roztoku **chloridu sodného.**

POUŽITÍ VODÍKU

Vodík je významné redukční činidlo. V chemickém průmyslu se používá hlavně k syntéze amoniaku, určeného převážně **k výrobě dusíkatých hnojiv**, a v **organické syntéze** (výroba methanolu, odstraňování síry z ropy a produktů karbonizace uhlí, hydrogenace v chemickém, farmaceutickém a jako palivo.

Vodík má význam jako vysoce výhřevné palivo, které znečišťuje ovzduší. Je hlavní složkou svítiplynu, používá se jako raketové palivo a předpokládá se jeho využití jako paliva budoucnosti. Pro použití se dodává (pod tlakem 15MPa) v ocelových lahvích s levotočivým závitem, které jsou **značeny červeným pruhem**.

SLOUČENINY VODÍKU

Vodík tvoří nejvíce sloučenin ze všech prvků – anorganické sloučeniny (hydridy, kyseliny, hydroxidy, soli) a hlavně organické sloučeniny (uhlovodíky a jejich deriváty, přírodní látky). Oxidační číslo vodíku ve sloučeninách je I, jen v iontových hydridech je –I.

HYDRIDY

Hydridy jsou binární sloučeniny vodíku. Jejich vlastnosti určuje povaha vazby vodíku s druhým prvkem. Rozlišují se hydridy iontové (solné), kovalentní, kovové a hydridové komplexy.

* Iontové (solné) hydridy

Sloučeniny vodíku s alkalickými kovy a kovy alkalických zemin (např. hydrid sodný NaH, hydrid vápenatý CaH2) – jsou pevné látky s vysokou teplotou tání, v iontové krystalové struktuře mají hydridové aniony H- a při elektrolýze jejich tavenin se vodík vylučuje na anodě. Při reakci s vodou vzniká vodík:

H- + H2O → H2 + OH-

NaH + H2O → H2 + NaOH

Iontové hydridy se používají jako mimořádně silná redukční činidla.

* Kovalentní hydridy

Sloučeniny vodíku s *p*1 až *p5* – prvky (např. diboran B2H6, fosfan PH3, sulfan H2S) – jsou ( s výjimkou vody) za normálních podmínek vesměs plynné, těkavé látky. Hydridy se slabě polární kovalentní vazbou (např. CH4, PH3, AsH3) s vodou nereagují. Hydridy se silně polární kovalentní vazbou reagují s vodou za uvolnění protonu (hydroxoniového kationu):

HCl + H2O → H3O+ + Cl-

* Kovové hydridy

Vytváří vodík s mnoha přechodnými kovy (*d* a *f* – prvky) včetně lanthanoidů a aktinoidů (např. TiH1,7, LaH2,87, UH3). Tyto látky, které vznikají pohlcováním plynného vodíku do krystalové struktury kovu, si zachovávají kovový vzhled, jsou elektricky vodivé nebo polovodivé, jejich složení však bývá nejčastěji proměnlivé. Používají se při katalické hydrogenaci.

* Hydridové komplexy

Obsahují ionty H- vázané koordinační vazbou na ionty kovů např. (tetra)hydridoboritan sodný Na(BH4), (tetra)hydridohlinitan lithný Li(AlH4). Jsou poměrně stálé a v organické syntéze slouží jako významná redukční činidla. Hydridové komplex některých přechodných kovů mají katalytické účinky.