

MO č.9: PRVKY A ICH ZLÚČENINY DÔLEŽITÉ V BEŽNOM ŽIVOTE, ICH VLASTNOSTI, POUŽITIE A VPLYV NA ŽIVÉ ORGANIZMY A ŽIVOTNÉ PROSTREDIE

9.1. PRVKY SKUPINY „s“

Charakteristika vodíka

Vodík sa nachádza v 1.A skupine a v prvej perióde PSP. Nachádza sa na pozícii číslo jeden v PSP, lebo má v atómovom jadre len jeden protón. Zo všetkých prvkov má najmenšiu relatívnu atómovú hmotnosť, najjednoduchšiu štruktúru a najmenší polomer.

Elektrónový obal

Elektrónový obal atómu vodíka je tvorený jednou vrstvou, na ktorej je umiestnený jeden elektrón.

Elektrónová konfigurácia vodíka je $1\text{H}: 1s^1$

Výskyt H_2 v prírode

Vodík je najrozšírenejší prvok vo vesmíre a tretí najrozšírenejší na Zemi. Na Zemi sa voľný vodík pri bežných podmienkach nevyskytuje a je viazaný v zlúčeninách. Najväčšie množstvo vodíka sa nachádza vo vode, ale vyskytuje sa aj v organických a anorganických zlúčeninách. Je významný biogénny prvok.

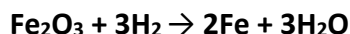
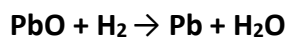
Fyzikálne vlastnosti vodíka:

- Pri normálnych podmienkach číry, bezfarebný plyn, bez chuti a zápachu
- Tvorí dvojatómovú molekulu H_2
- Pri veľmi nízkych teplotách je kvapalný
- V tuhom skupenstve sa podobá ľadu. Molekuly má zostavené do 6-uhoľníkov, ktoré vytvárajú platničky poukladané nad sebou, výsledkom čoho je **hexagonálna kryštalická** štruktúra.

Chemické vlastnosti vodíka:

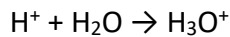
- **Vodík sa v zlúčeninách vyskytuje s oxidačnými číslami +I, -I**
- **Pre atóm vodíka je najtypickejšia kovalentná väzba, buď polárna kovalentná väzba alebo nepolárna kovalentná väzba.**
- Má **redukčné vlastnosti**, ktoré vyplývajú z jeho postavenia v PSP. Je schopný vyredukovať so zlúčenín kovy, čo sa využíva pri výrobe niektorých kovov.

Príklad:

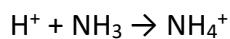


Atómy vodíka získavajú stabilnejšiu elektrónovú konfiguráciu $1s^2$ nasledujúcimi spôsobmi:

1. Vytvorením nepolárnej molekuly H_2 (nepolárnou kovalentnou väzbou)
2. Vytvorením polárnej molekuly, napríklad HCl (polárnou kovalentnou väzbou)
3. Vytvorením **vodíkového katiónu H^+** - odštiepi sa jeden elektrón z elektrónového obalu. H^+ nie je schopný samostatnej existencie a okamžite sa viaže s 1 molekulou ktorá obsahuje voľný elektrónový pár, napríklad:



H_3O^+ - oxóniový katión



NH_4^+ - amónny katión

4. vodík príjme elektrón od atómu s nízkou elektronegativitou a vznikne **hydridový anión H^-** , napríklad NaH – hydrid sodný

Vodíkové väzby

Vodík okrem kovalentných väzieb vytvára aj **vodíkové väzby (vodíkové mostíky)**. Vodíkové väzby patria medzi najsilnejšie medzimolekulové interakcie. Vznikajú v zlúčeninách, kde sa vodík viaže s prvkom so silnou elektronegativitou. Napríklad HF , NH_3 , H_2O . Vytvárajú sa medzi vodíkom a voľným elektrónovým párom atómu so silnou elektronegativitou. Týmto atómom môže byť O , F , N . Vodíkové väzby sú prítomné napríklad medzi molekulami vody H_2O

Prítomnosť vodíkových väzieb spôsobuje, že látky majú výrazne vyššie teploty topenia a teploty varu ako ostatné hydridy. Napríklad prítomnosť vodíkových väzieb vo vode spôsobuje, že voda je za bežných podmienok kvapalina a H_2S je plyn.

Vodíkové mostíky sú asi 10-krát slabšie ako klasické kovalentné väzby.

Izotopy vodíka

Izotopy vodíka sú atómy vodíka, ktoré sa zhodujú v protónovom čísle, ale v nukleónovom čísle sa líšia - v atómovom jadre majú jeden protón a líšia sa počtom neutrónov v jadre.

1.**Próciom** – v jadre - 1 protón, 0 neutrónov (99,984%)

- v elektrónovom obale - 1 elektrón.

2.**Deutérium** – ťažký vodík. V jadre – 1 protón, 1 neutrón ($1,56 \cdot 10^{-2} \%$)

- V elektrónovom obale – 1 elektrón. Na 6500 atómov pripadá jeden atóm deutéria. Vytvára molekuly tzv. ťažkej vody

3.**Trícium** – v jadre – 1 protón, 2 neutróny ($10^{-6} \%$)

- V elektrónovom obale – 1 elektrón

- trícium je rádioaktívne, polčas rozpadu je 12,46 rokov.

Elektrolýza vody

Len malá časť molekúl vody je rozštiepená na ióny, a preto sa do vody pridáva malé množstvo H_2SO_4 (kyseliny sírovej), ktorá zvyšuje vodivosť. Vzniká tak silný elektrolyt, pretože kyselina sírová sa vo vode rozštiepi na 100%.

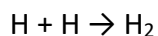
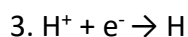
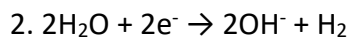
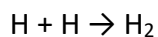
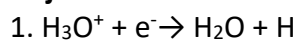
Pri elektrolýze sa používajú elektródy z platiny, ktorá s kyselinou sírovou nereaguje. Disociáciou molekuly kyseliny sírovej v roztoku vznikajú kladné ióny vodíka H^+ a záporné ióny SO_4^{2-} . Katióny vodíka sa pohybujú k zápornej elektróde, od ktorej prijímajú elektrón a zlučujú sa do molekúl vodíka H_2 . Anióny SO_4^{2-} sa pohybujú ku kladnej elektróde, ktorej odovzdávajú svoje prebytočné elektróny a elektricky neutrálna molekula SO_4 okamžite reaguje s vodou - vzniká nová molekula H_2SO_4 . Pri tejto reakcii sa uvoľňujú molekuly kyslíka O_2 . Pri zápornej elektróde sa teda vylučuje z roztoku vodík, pri kladnej elektróde sa vylučuje kyslík. Pritom v elektrolyte zostáva rovnaký počet molekúl kyseliny sírovej H_2SO_4 , zatiaľ čo sa znižuje počet molekúl vody H_2O , koncentrácia roztoku sa zvyšuje.

Rozštiepenie vody (vo veľmi malom množstve): $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{OH}^-$

Rozštiepenie kyseliny sírovej: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

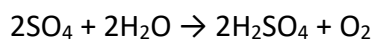
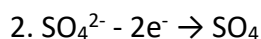
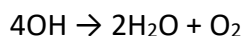
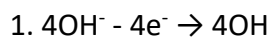
Roztok teda obsahuje 4 druhy iónov: H_3O^+ , H^+ , OH^- a SO_4^{2-} , ktoré sa budú pohybovať k opačne nabitým elektródam.

Dej na katóde:



H_2 sa uvoľňuje vo forme plynu

Dej na anóde:



Na anóde sa vyvíja kyslík O_2

Zlúčeniny vodíka

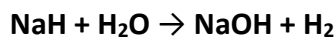
Hyridy

Hyridy – dvojprvkové (binárne) zlúčeniny vodíka s kovmi aj nekovmi. Vlastnosti hydridov sú založené na ich vnútornej stavbe a charaktere väzby medzi H a viazaným prvkom. Všeobecný vzorec hydridov je M_mH_n .

1. Iónové hydridy (solotvorné) – obsahujú hydridový anión H^- spojený s príslušným kovovým kationom (alkalický kov, kov alkalických zemín) iónovou väzbou. Sú to pevné látky s vysokou teplotou topenia. Sú to bezfarebné kryštalické látky.

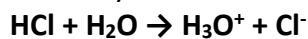
Napríklad: NaH – hydrid sodný, CaH_2 – hydrid vápenatý

Jeho reakciou s vodou vzniká hydroxid sodný $NaOH$ a vodík.



2. Kovalentné hydridy (molekulové) – medzi vodíkom a viazaným atómom je kovalentná väzba. Okrem vody sú všetky kovalentné hydridy pri bežných podmienkach plynné prchavé látky, ako napríklad H_2S - sulfán.

Hydridy so slabo polárnou kovalentnou väzbou (CH_4 , PH_3) nereagujú s vodou. Hydridy so silne polárnou kovalentnou väzbou (HCl , HF , H_2S) s vodou reagujú. Pri reakcii sa uvoľňuje oxóniový kation H_3O^+ .



3. Kovové hydridy – vytvára ich vodík s prechodnými a vnútorne prechodnými prvkami, napríklad: UH_3 . Kovové hydridy sú pevné, krehké a vodivé.

Voda H_2O

Najrozšírenejšia a zároveň najvýznamnejšia zlúčenina vodíka. Nachádza sa v atmosfére, v litosfére, v hydrosfére. Je súčasťou minerálov a hornín. Vyskytuje sa v troch skupenstvách: ľad, kvapalná voda, para. Je súčasťou organizmov (svaly, krv, kosti,...) a v ľudskom tele vytvára vhodné prostredie na priebeh biochemických reakcií. V chémii sa používa ako rozpúšťadlo, veľký význam má pre rôzne odvetvia priemyslu (chemický, poľnohospodárstvo...).

Štruktúra

Od štruktúry molekuly vody závisia jej chemické aj fyzikálne vlastnosti. Vyplývajú tiež aj z charakteru väzieb v molekule a z prítomnosti voľných elektrónových párov kyslíka.

Pri bežných podmienkach je bezfarebná, bez chuti a zápachu.

Molekula vody je lomená molekula – uhol medzi väzbami je $104,8^\circ C$. Väzba medzi kyslíkom a vodíkom je polárna kovalentná väzba (rozdiel elektronegativít je 1,3). Väzbové elektróny sú priťahované k elektronegatívnejšiemu atómu – ku kyslíku. Z tohto dôvodu sa okolo kyslíka vytvára záporný čiastkový náboj a v okolí vodíkov je kladný čiastkový náboj. Molekula vody

má svoj kladný aj záporný pól. Veličina, ktorá popisuje nerovnomerné rozloženie elektrického náboja, sa nazýva **dipólový moment**.

Vďaka dipólovému momentu je voda výborným polárnym rozpúšťadlom. Rozpúšťa predovšetkým iónové zlúčeniny, napríklad NaCl. Štruktúra NaCl je veľmi pevná. Molekuly vody sú priťahované k iónom Na^+ a Cl^- – vytrhnú ich z mriežky a obalia. Tento proces nazývame **hydratácia**.

Prítomnosť vodíkových väzieb

Medzi molekulami vody existujú vodíkové väzby, ktoré spôsobujú anomálne zmeny hustoty vody v závislosti od teploty. Pri bežných podmienkach by pri relatívnej molekulovej hmotnosti 18g/mol mala mať plynné skupenstvo ako napríklad H_2S . Kvôli prítomnosti vodíkových mostíkov to tak nie je. Voda má najvyššiu hustotu pri 4°C . Pri tejto teplote prechádza z kvapalného skupenstva do pevného a vytvára řad s veľmi pevnou štruktúrou.

Vodíkové väzby spôsobujú aj relatívne vysoké teploty topenia a varu. Vďaka nim voda vrie až pri 100°C .

Peroxid vodíka H_2O_2

Peroxid vodíka je bezfarebná olejovitá kvapalina, v hrubých vrstvách má modrú farbu. Má veľmi silné oxidačné účinky, ale zriedkavo aj redukčné. Používa sa ako bieliaci a dezinfekčný prostriedok (3% roztok vo vode). Molekula obsahuje dvojicu atómov kyslíka, ktoré sú viazané kovalentnou väzbou. Na každý kyslík je naviazaný jeden atóm vodíka. Atómy kyslíka majú v molekule peroxidu vodíka oxidačné číslo -1 .

Katalytickým účinkom niektorých látok sa rozkladá na vodu a kyslík. Katalyzátormi v tomto prípade môžu byť napríklad platina Pt (práškovitá), krv alebo MnO_2 – oxid manganičitý.

Biologický význam vodíka

Vodík patrí medzi makrobiogénne prvky, je nevyhnutnou súčasťou rastlinných a živočíšnych tiel. Má vysoké spaľovacie teplo, a preto je významný z hľadiska energetického hospodárstva živých organizmov. Hydrogenáciou (redukciou) vzrastá voľná energia zlúčenín a dehydrogenáciou (oxidáciou) sa z nich energia uvoľní. Najvýznamnejšou biologickou hydrogenáciou je hydrogenácia CO_2 v priebehu fotosyntézy.

PRVKY s^1 a s^2

Prvky s zahŕňajú prvky I.A a II.A skupiny

Samostatnú skupinu tvorí vodík. Prvky I.A skupiny nazývame aj **alkalické kovy**. Patria sem:

Li - lítium,
Na - sodík,
K - draslík,
Rb - rubídium
Cs – Céziium
Fr – francium

Alkalické kovy majú vo valenčnej sfére jeden elektrón v orbitale s a preto ich voláme **s^1 prvky**, elektrónová konfigurácia valenčnej sféry je **ns^1** (n je číslo periódy)

Prvky II.A skupiny nazývame aj **kovy alkalických zemín**. Patria sem:

Be – berílium
Mg – horčík
Ca – vápnik
Sr – stroncium
Ba – bárium
Ra – radón

Kovy alkalických zemín majú vo valenčnej sfére dva elektróny v s orbitale, preto ich nazývame aj **s^2 prvky**, elektrónová konfigurácia valenčnej sféry je **ns^2**

FYZIKÁLNE A CHEMICKÉ VLASTNOSTI S PRVKOV

s^1 - prvky

- majú veľké atómové polomery (rastú priamo úmerne protónovému číslu Z)
- do väzby poskytujú svoj jediný valenčný elektrón
- sú veľmi reaktívne
- sú to veľmi mäkké kovy, dajú sa krájať nožom
- strierbolesklé kovy
- majú nízku teplotu topenia - klesá od Li po Cs
- majú malú hustotu (Li, Na, K majú menšiu hustotu ako voda)
- reakcie sú búrlivé až výbušné, preto sa alkalické kovy uskladňujú v petroleji (nereaktívne prostredie)

s^2 - prvky

- majú menšie atómové polomery ako s^1 prvky
- majú dva valenčné elektróny, ktoré poskytujú do väzby a ťažšie sa odtrhnú z elektrónového obalu, a preto sú s^2 prvky menej reaktívne ako s^1 prvky
- sú tvrdšie ako alkalické kovy
- majú vyššiu teplotu topenia ako alkalické kovy

- sú krehké
- prvky s sú najreaktívnejšie kovy, pretože valenčné elektróny sa štiepia pomerne jednoducho a ľahko.
- ionizačná energia týchto prvkov je veľmi malá, ľahko odovzdávajú valenčné elektróny čím nadobúdajú konfiguráciu najbližšieho vzácneho plynu a tvoria tak ióny.



- sú silné redukovačlá, veľmi dobre reagujú s vodou, kyslíkom, halogénmi.
- katióny s prvkov charakteristicky sfarbuju plameň:

K - fialová

Na - žltá

Li - karmínovočervená

Mg - oslnivá

Ca - tehlovočervená

Sr - karmínovočervená

Ba - zelená

VÝSKYT

Ca, Na, K, Li sú veľmi rozšírené v zemskej kôre (najrozšírenejšie), ostatné s prvky sa vyskytujú v malých množstvách. Zastúpenie Ra a Fr je veľmi vzácne.

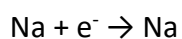
Prvky \underline{s} sú veľmi reaktívne a v prírode sa nachádzajú v podobe zlúčenín. Keďže veľká časť alkalických kovov je rozpustná vo vode, prvky s^1 sa vyskytujú v jazerách, v moriach, v minerálnych vodách a v soľných ložiskách. Katióny Na, Ca a K sú dôležitou súčasťou ľudských, rastlinných aj živočíšnych tel – biogénny význam.

Kovy alkalických zemín sú vo vode rozpustné v menšej miere ako alkalické kovy, a vyskytujú sa v prírode v podobe minerálov a hornín. Mg je významný biogénny prvok, je súčasťou chlorofylu.

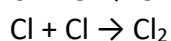
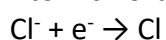
PRÍPRAVA

Priemyselne sa vyrába najmä Na, Mg hlavne elektrolýzou ich roztavených chloridov.

Elektrolýza NaCl - chloridu sodného sa realizuje v elektrolýzéry. Anódu tvorí grafit a katóda je zo železa. Anóda aj katóda sú napojené na zdroj jednosmerného napätia. Katióny sodíka (majú kladný elementárny náboj) sa pohybujú ku záporne nabitej katóde. Na katóde dochádza k ich redukcii - prijímajú elektrón a tvoria atóm sodíka.



Chloridové anióny(majú záporný elementárny náboj) sa pohybujú ku kladne nabitej anóde, kde dochádza k ich oxidácii, t.j. chloridové anióny prijímajú elektrón a vzniká atóm chlóru. Atóm chlóru je veľmi reaktívny a tvoria sa molekuly chlóru.



POUŽITIE

Na, Mg sa používajú pri organických syntézach a pri výrobe zliatin. Dôležitou súčasťou zliatin je aj Li - spôsobuje ich tvrdosť a odolnosť. Na sa používa na výrobu peroxidu. Cs sa používa pri výrobe fotočlánkov.

ZLÚČENINY

Prvky s¹

V zlúčeninách tvoria jednomocné katióny. Majú oxidačné číslo +I. Katión alkalických kovov sú bezfarebné. Vytvárajú iónové zlúčeniny a sú všetky okrem Li₂CO₃ rozpustné vo vode.

Uhličitaný - s vodou reagujú ako zásady za vzniku hydrogén uhličitanov a hydroxidu.

K₂CO₃ - potaš, používa sa pri výrobe skla a mydla.

Na₂CO₃ - sóda, používa sa na zmäkčovanie vody, pri výrobe skla a mydla.

Dusičnaný - bezfarebné a vo vode nerozpustné látky.

NaNO₃ – čínsky liadok, dusičnan sodný, používa sa ako priemyselné hnojivo.

KNO₃ - dusičnan draselný, používa sa ako hnojivo a na výrobu výbušnín.

Sírany - bezfarebné a vo vode nerozpustné látky.

K₂SO₄ - síran didraselný, používa sa ako hnojivo

Halogenidy - sú bezfarebné kryštalické látky, ktoré majú iónový charakter.

NaCl - chlorid sodný, používa sa ako kuchynská soľ v potravinárstve a domácnostiach, má konzervačné účinky

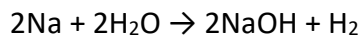
KCl - chlorid draselný (silvín)

Priemyselne najrozšírenejšie sú **NaOH** - hydroxid sodný a **Na₂CO₃** - uhličitan sodný.

Hydroxid sodný sa vyrába elektrolýzou soľanky (vodný roztok NaCl)

Elektrolýza prebieha nasledovne:

Dej na katóde :



H₂ sa v podobe plynu uvoľňuje

Dej na anóde :



Produkty elektrolýzy soľanky sú Cl₂ - plyný chlór, NaOH - hydroxid sodný, H₂ - plyný vodík

Prvky s²

V zlúčeninách vystupujú s oxidačným číslom + II, pretože do väzby poskytujú dva elektróny. Väčšina zlúčenín kovov alkalických zemín je nerozpustná vo vode. Kovy alkalických zemín tvoria rôzne horniny a minerály napríklad CaCO₃ - vápenec, ktorý vytvára pohoria. Mramor je kryštalická forma vápenca, je leštiteľný a využíva sa v stavebnom priemysle.

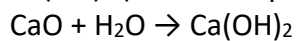
Oxidy - biele látky, ktoré majú vysokú teplotu topenia, reagujú s vodou za vzniku hydroxidov.

CaO - oxid vápenatý (pálené vápno) sa vyrába tepelným rozkladom (pri teplote asi 900 až 1000 °C) CaCO₃ vo vápenkách.



CaO - používa sa hlavne v sklárskom priemysle, metalurgii, alebo ako hnojivo a tiež v stavebnom priemysle. Pri reakcii s vodou sa uvoľňuje teplo a vzniká hydroxid vápenatý

Ca(OH)₂ (hasené vápno)

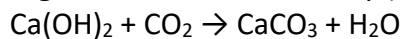


Hasené vápno sa používa pri príprave malty v stavebníctve. Malta na vzduchu tvrdne. Podstatou toho tvrdenia je, že hydroxid vápenatý viaže CO₂ - oxid uhličitý so vzduchu. Toto prebieha za vzniku CaCO₃ a prítomná voda sa vyparí.

Uhličitany - sú vo vode nerozpustné, tuhé.

CaCO₃ - uhličitan vápenatý (vápenec)

MgCO₃ - uhličitan horečnatý (magnezit)



Ca(HCO₃)₂ - hydrogén uhličitan draselný, spôsobuje prechodnú tvrdosť vody

CaMg(CO₃)₂ – dolomit

Sírany - vo vode nerozpustné.

CaSO₄ - síran vápenatý, spôsobuje trvalú tvrdosť vody

CaSO₄ . 2 H₂O - sadrovec. Po jeho zahriatí sa stráca časť kryštalickej vody a vyniká sadra

CaSO₄.1/2 H₂O - Sadra sa po zmiešaní s vodou hydratuje pričom tvrdne a zväčšuje svoj objem .

BaSO₄ - baryt

Dusičnany

Ca(NO₃) - liadok vápenatý (dusičnan vápenatý)