

Prvky skupiny s

Valenčné sféry izolovaných atómov prvkov skupiny s v základnom stave majú elektrónovú konfiguráciu buď ns^1 (prvky 1. skupiny) alebo ns^2 (prvky 2. skupiny). Všetky prvky okrem vodíka sú kovy.

Prvky I.A skupiny

Túto skupinu tvorí vodík a prvky nazývané alkalické kovy, ktorými sú lítium, sodík, draslík, rubídium a radioaktívny francium. Vodík so svojimi fyzikálnymi a chemickými vlastnosťami sa líši od alkalických kovov. Elektrónová konfigurácia prvkov I.A skupiny:

Vodík (H) - $1s^1$

Lítium (Li) - $[\text{He}]2s^1$

Sodík (Na) - $[\text{Ne}]3s^1$

Draslík (K) - $[\text{Ar}]4s^1$

Rubídium (Rb) - $[\text{Kr}]5s^1$

Céziu (Cs) - $[\text{Xe}]6s^1$

Francium (Fr) - $[\text{Rn}]7s^1$

Vodík

Izotopy vodíka

Sú známe tri izotopy vodíka. ^1_1H - prócium, ^2_1H - deutérium, ^3_1H - trícium. V prírodnom vodíku je 99,984 426 % atómov ^1_1H a 0,015 574 % atómov ^2_1H . To znamená, že jeden atóm deutéria pripadá približne na 6 421 atómov prírodného vodíka.

Výskyt v prírode

Vodík je najrozšírenejším prvkom v celom vesmíre. Elementárny vodík (H_2) je obsadený v zemnom plyne, v ložiskách uhlia, v plynch uzavretých v rôznych horninách a v nízkej koncentrácii je prítomný v zemskej atmosfére. Zo zlúčenín vodíka je v prírode najviac zastúpená voda. Okrem vody je vodík obsadený hlavne v organických zlúčeninách, fosílnych palivách (ropa, zemný plyn a uhlie) i v živých organizmoch.

Vodík patrí medzi tzv. biogénne prvky, t.j. prvky, bez ktorých nemôžu živé organizmy existovať. Je obsadený prakticky vo všetkých prírodných organických zlúčeninách a vo väčšine organických zlúčeninách pripravených umelo.

Vlastnosti vodíka

Elementárny vodík (H_2) je za normálnych podmienok bezfarebný plyn bez chuti a zápachu. Je najľahší zo všetkých reálnych plynov (14,38-krát ľahší ako vzduch). Vyznačuje sa veľmi nízkymi hodnotami normálneho bodu varu ($252,87\text{ }^{\circ}\text{C}$; $20,28\text{ K}$) a bodu topenia ($259,14\text{ }^{\circ}\text{C}$; $14,01\text{ K}$). Jeho veľmi malé molekuly prenikajú do štruktúry tuhých kovov, čo spôsobuje zhoršenie mechanických vlastností kovov. Vodík má v zlúčeninách oxidačné číslo I a v hydridoch -I. Vodík (H_2) sa prepravuje v tlakových oceľových fľašiach, ktoré sú **označené červeným pruhom**. Používa sa spolu s kyslíkom pre zváraní a rezaní kovov, pričom kyslíkovo vodíkový plameň má teplotu 3000°C . Vodík sa používa aj na výrobu chlorovodíka HCl , amoniaku NH_3 a pri stužovaní rastlinných olejov.

Zlúčeniny vodíka

Hydridy sú podvojne zlúčeniny vodíka. Ich vlastnosti závisia od ich vnútornej štruktúry. Rozlišujú sa hydridy iónové, kovalentné, kovové a hydridové komplexy.

- Hydrid sodný (NaH) je biela kryštalická látka s vysokou teplotou topenia a varu, ktorá sa dá využiť ako veľmi silné redukčné činidlo. Pripravuje sa zahrievaním sodíka v atmosfére vodíka. S vodou reaguje za vzniku hydroxidu sodného a vodíka.
- Hydrid vápenatý (CaH_2) je biela kryštalická látka s vysokou teplotou topenia a varu, ktorá sa dá využiť ako veľmi silné redukčné činidlo. Pripravuje sa zahrievaním vápnika v atmosfére vodíka. S vodou reaguje za vzniku hydroxidu vápenatého a vodíka.

Amoniak (čpavok alebo azán) (NH_3) je bezfarebný plyn nepríjemnej chuti a zápachu. Dá sa ľahko skvapalniť a v laboratóriu sa používa ako polárne rozpúšťadlo. Vzniká reakciou dusíku s vodíkom za zvýšenej teploty a vysokého tlaku.

Voda (v systematickom názvosloví niekedy oxán) (H_2O) je bezfarebná kvapalina bez chuti a zápachu. Je to najbežnejšie polárne rozpúšťadlo na Zemi. Vzniká reakciou vodíka s kyslíkom.

Peroxid vodíka (H_2O_2) je kvapalná, bezfarebná látka so silnými oxidačnými účinkami. Používa sa na dezinfekciu.

Sírovodík (sulfán) (H_2S) je bezfarebný plyn s nakyslou chuťou a vôňou po skazených vajciach. Je extrémne jedovatý - $0,015\%$ vo vzduchu dokáže usmrtiť človeka.

Fluorovodík (HF) je plyn bez farby, s leptavou chuťou a nepríjemným zápachom. Používa sa k umeleckému leptaniu skla a ako veľmi silné oxidačné činidlo.

Chlorovodík (HCl), **bromovodík** (HBr), **jodovodík** (HI) sú plyny bez farby, s leptavou chuťou a nepríjemným zápachom.

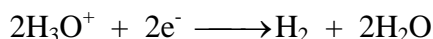
K ďalším zlúčeninám vodíka patria **kyseliny**, **hydroxidy** a **hydráty solí**.

- Všeobecný vzorec kyseliny je $H_aA_bO_c$, a,b,c sú stechiometrické koeficienty kyseliny a A je kyselinotvorný prvok. Atóm vodíka je zložkou každej kyseliny.
- Všeobecný vzorec hydroxidu je $M(OH)_n$, n je počet molekúl OH a M je zásadotvorný kov.
- Hydráty solí sú látky, ktoré obsahujú vo svojej štruktúre viazané (komplexné i hydratačné) molekuly vody. Najtypickejším hydrátom, ktorý obsahuje vodu viazanú komplexne i hydratačne je modrá skalica $[Cu(H_2O)_4]SO_4 \cdot H_2O$ monohydrát síranu tetraaqua-meďnatého.

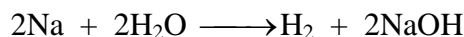
Príprava, výroba a využitie elementárneho vodíka

a) Laboratórna príprava

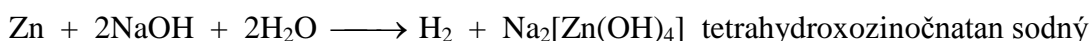
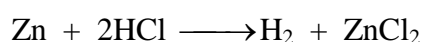
- elektrolýzou vody:



- reakciou prvkov s^1 a s^2 s vodou:

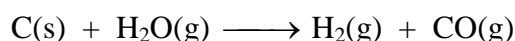
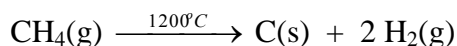


- reakciou kovov s vodnými roztokmi kyselín alebo hydroxidov:



b) Priemyslová výroba vodíku

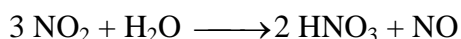
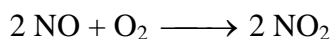
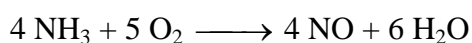
- vyrába sa elektrolýzou vodného roztoku NaCl, rozkladom metanolu či iných uhľovodíkov alebo reakciou vodných pár s rozžeraveným koksom:



Vodík má rad významných využití. Ako napríklad postavenie vo výrobe rôznych chemických zlúčenín (amoniak NH_3 , kyselina dusičná HNO_3 , metylalkohol CH_3OH , rôzne dusíkaté hnojivá), výroba niektorých kovov (redukciou z iných oxidov) alebo stužovanie tukov.

Výroba amoniaku: katalytickým zlučovaním dusíka a vodíka (ako katalyzátor sa používa železo) za vysokého tlaku (20 až 100 MPa) a vysokej teploty (nad $500\text{ }^\circ\text{C}$) - táto metóda sa nazýva Haber-Boschova: $3\text{ H}_2 + \text{N}_2 \longrightarrow 2\text{ NH}_3$.

Výroba kyseliny dusičnej: Priemyselne sa kyselina dusičná vyrába oxidáciou amoniaku (čpavku) za katalýzy kovovej platiny za zvýšenej teploty a tlaku.



Alkalické kovy

Medzi tieto kovy patrí lítium (Li), sodík (Na), draslík (K), rubídium (Rb), céziu (Cs) a francium (Fr). Tieto prvky sú veľmi reaktívne a v prírode sa nachádzajú predovšetkým v zlúčeninách. Musia byť skladované pod vrstvou nereaktívnej, bezvodej kvapaliny (napr. v petroleji), s ktorou nereaguje. Valenčné sféry izolovaných atómov prvkov skupiny *s* v základnom stave majú elektrónovú konfiguráciu buď ns^1 . Tieto prvky sa v zlúčeninách vyskytujú s oxidačným číslom I.

Výskyt v prírode

Sodík a draslík sú biogénne prvky. Ich ióny sú prítomné v bunkových tkanivách a telových tekutinách. Zúčastňujú sa na dôležitých chemicko-fyzikálnych procesoch v ľudskom tele. Alkalické kovy sú veľmi reaktívne, preto sa v prírode vyskytujú len v zlúčeninách s inými prvkami. Najrozšírenejšie a najvýznamnejšie sú sodné a draselné zlúčeniny. V morskej vode a v soľných ložiskách je najmä chlorid sodný (NaCl) a chlorid draselný (KCl). Z mnohých nerastov sodíka a draslíka sú najdôležitejšie pre život rastlín živce, z nich má najmä živec draselný (KAlSi_3O_8). Používajú sa aj v sklenárskom priemysle.

Vlastnosti alkalických kovov

Alkalické kovy sú mäkké, ľahké a striebrolesklé kovy (cézium je zlatisté), ktoré sa dajú krájať nožom. Najtvrdší zo všetkých alkalických kovov je lítium. Všetky dobre vedú elektrický prúd a teplo. Lítium, sodík a draslík sú ľahšie ako voda a plávajú na nej. Rubídium, cézium a francium sú ťažšie a klesajú ku dnu. Katióny alkalických kovov farbia plameň rôznymi farbami (Li - karmínová/červená; Na - svetlá oranžová/žltá; K - fialová). Vo valenčnej sfére elektrónového obalu atómu ktoréhokoľvek alkalického kovu v základnom stave je predovšetkým jeden elektrón. Hodnoty elektronegativít alkalických kovov klesajú v skupine zhora nadol, od lítia k franciu. Atómové ióny vytvorené odtrhnutím elektrónu z valenčnej vrstvy ktoréhokoľvek atómu alkalického kovu majú konfiguráciu vzácneho plynu, preto druhé ionizačné energie alkalických kovov sú vysoké. V dôsledku uvedených vlastností sú atómy v prvkoch v pevnom alebo v kvapalnom skupenstve vzájomne viazané kovovou väzbou a v zlúčeninách sú predovšetkým viazané iónovou väzbou. Predovšetkým atómy lítia sú vo väčšine zlúčenín viazaný jednoduchou vysoko polárnou kovalentnou väzbou.

Zlúčeniny alkalických kovov

NaOH - bezfarebný, hyroskopický (na vzduchu vlhne - pohlcuje vzdušnú vlhkosť), silný hydroxid, má leptavé účinky, pohlcuje CO₂ a iné plyny kyslej povahy. Spolu s KOH sa používajú k výrobe mydiel, celulózy a umelého hodváhu.

Na₂CO₃ (sóda) - biela prášková látka, rozpustná vo vode, používa sa pri výrobe pekárenských a cukrárenských výrobkov.

Hydrogénuhličitan sodný NaHCO₃ (sóda bikarbóna) - je biely prášok so zásaditou chuťou. Používa sa ako súčasť kypriacich práškov do nápojov, k neutralizácii žalúdočných štiav. Môže sa používať aj ako náplň do hasiacich prístrojov.

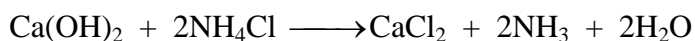
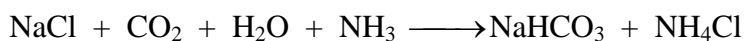
K₂CO₃ (potaš) - používa sa pri výrobe mydla a skla.

NaCl (jedlá soľ) - je kryštalická látka s iónovou štruktúrou, dobre rozpustná vo vode.

KNO₃, NaNO₃, K₂SO₄ - používajú sa ako hnojivá.

KNO₃ - výroba výbušnín.

Výroba Na₂CO₃ - Solvayovým spôsobom výroby sódy:



Prvky II.A skupiny - kovy alkalických zemín

Označujú sa ako kovy alkalických zemín, ku ktorým patrí vápnik (Ca), stroncium (Sr), báryum (Ba) a rádium (Ra). Nesprávne sa do tejto skupiny zaraďujú takisto kovy berýlium (Be) a horčík (Mg). Elektrónová konfigurácia prvkov II.A skupiny:

Berýlium (Be) - [He]2s²

Horčík (Mg) - [Ne]3s²

Vápnik (Ca) - [Ar]4s²

Stroncium (Sr) - [Kr]5s²

Báryum (Ba) - [Xe]6s²

Rádium (Ra) - [Rn]7s²

Výskyt v prírode

Všetky prvky 2. skupiny sa v prírode vyskytujú v podobe svojich zlúčenín. Na rozdiel od alkalických kovov sa vyskytujú predovšetkým ako minerály, ktoré vytvárajú povrch našej planéty. To platí predovšetkým pre horčík a vápnik, ktoré patria medzi desať najzastúpenejších prvkov na našej planéte a vytvárajú dokonca celá pohoria - napr. dolomity. Prvky 2. skupiny sa až na berýlium v malom množstve vyskytujú v morskej vode, odkadiaľ sa dajú získavať.

Vlastnosti prvkov

Berýlium a horčík sa veľmi líšia svojimi vlastnosťami od kovov alkalických zemín. Berýlium je tvrdé (rýpe do skla), ale krehké (za normálnej teploty) a pomere ľahko taviťelné. Špatne vedie elektrický prúd a teplo. Horčík je svojimi vlastnosťami akýmsi prechodom medzi berýliom a kovmi alkalických zemín. Je stredne tvrdý, ľahký, kujný kov. Horčík vďaka jeho dobrej kujnosti ľahko spracovávať na plechy a drôty. Ostatné kovy alkalických zemín majú podobné vlastnosti, s rastúcim protónovým číslom sa líšia výrazne svojou hmotnosťou. Kovy alkalický zemín farbía plameň, preto sa používajú ako prísady do ohňostrojov: vápnik a stroncium farbía plameň na červeno a bárium na zeleno. Dobre reagujú s vodou za vzniku hydroxidov a vodíka, napr.: $\text{Sr} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

Vo vode a v roztoku HCl (žalúdočná šťava) rozpustné zlúčeniny bária aj stroncia (chloridy, dusičnany, uhličitany) sú jedovaté.

V zlúčeninách sú spájané väzbou:

- iónovou - všetky prvky II.A skupiny okrem Be, nevznikajú Be^{2+} ióny,
- kovalentnou - tvorí sa pri Mg (silicid, borid) a Be - sp, sp^2 , sp^3 ,
- koordináčnou - tvorí sa pri Be a Mg - napr. $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$.

Využitie prvkov a ich zlúčenín

Berýlium je odolné voči korózii a má nízku hustotu, preto sa využíva v zliatinách pre letecký a raketový priemysel. Ďalej sa využíva ako moderátor pri jadrových reakciách a vďaka vysokej toxicite majú soli berýlia obmedzené použitie.

Horčík je biogénny prvok (súčasť chlorofylu, ovplyvňuje aktivitu mnohých enzýmov). Používa sa pri výrobe ľahkých zliatin (najmä s Al – zliatina elektrón) a v zábavnej pyrotechnike.

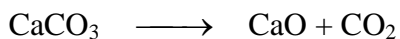
Mg(OH)₂ (magnéziové mlieko) – používa sa pri otravách

MgSO₄·7H₂O (Epsomova soľ) - prehľadadlo

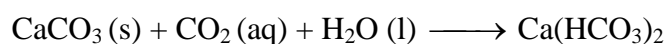
MgO - výstielka pecí, Grignardove činidlo

Vápnik patrí medzi biogénne prvky, ktoré sú nevyhnutné pre všetky živé organizmy. V telách stavovcov je základnou súčasťou kostí a zubov, nachádza sa ale i vo svaloch, krvi a ďalších telesných tkanivách.

CaO (pálené vápno) - v stavebníctve (cement, malta), využíva sa v oceliarní na odstraňovanie P, Si a S. Ďalej sa využíva ako zmäkčovadlo vody a s vodou vzniká Ca(OH)_2 (hasené vápno).

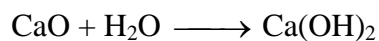


CaCO₃ (vápenec) - využíva sa pri výrobe CaO, v stavebníctve, liečivá (antacidum, abrasívum v zubných pastách, v žuvačkách, proti rednutiu kostí). V prírode sa rozpúšťa pri styku s vodou obsahujúcou rozpustený oxid uhličitý, pričom vzniká hydrogenuhlíčan vápenatý a spôsobuje prechodnú tvrdosť vody:



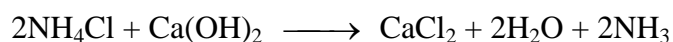
V takejto forme preniká pôdou a horninami do jaskýň, kde jeho spätným rozkladom na uhličitan vznikajú kvaple.

Ca(OH)₂ (hasené vápno) - používa sa na neutralizáciu kyslých pôd, pri úprave vody, na výrobu omietok (hasené vápno, vápenný hydrát), pri výrobe masla (znižovanie kyslosti smotany) a pri výrobe cukru



CaSO₄ - spôsobuje trvalú tvrdosť vody, používa sa ako surovina do stavebných hmôt. Tuhnutím sadry ($\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$) vzniká sadrovec ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)

CaCl₂ - kyvety a sklá do IČ a UV spektrometrov, vysušovadlo do exikátorov, posýpanie ciest (účinnnejší ako NaCl). Vzniká ako vedľajší produkt pri Solvayovom spôsobe výroby uhličitanu sodného:



Ca(NO₃)₂ - hnojivo

Ca(ClO)₂ - súčasť chlórového vápna (dezinfekčné a bieliace účinky)

Ca(H₂PO₄)₂ + CaSO₄ - superfosfát (hnojivo)

CaSiO₃ (portlandský cement) - cement využívaný pri výrobe malty a betónu

Stroncium sa využíva v pyrotechnike ako prísada do ohňostrojov - farbí plameň na červeno.

Bárium je považované za toxický prvok. Napriek tomu sa síran bárnatý používa ako kontrastná látka pri vyšetrení tráviacej sústavy. Je to preto, lebo síran bárnatý je nerozpustná zlúčenina, v organizme sa nevstrebáva, preto nemá toxické účinky na ľudský organizmus

BaSO₄ - diagnostika tráviaceho traktu (efektívna absorpcia RTG žiarenia), jed na hlodavce.

BaS - depilátor

Ba(NO₃)₂ - zafarbuje ohnivé iskry a hviezdy slávnostných ohňostrojov na zeleno