PRVKY SKUPINY MEDI ...

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| **Prvok** | **Chemická značka prvku** | **Protónové číslo Z** | **Elektrónová konfigurácia** | **Elektronegativita prvku** |
| **Meď** | **Cu** | **29** | **[Ar] 3d10 4 s1** | **1,7** |
| **Striebro** | **Ag** | **47** | **[Kr] 4d10 5s1** | **1,4** |
| **Zlato** | **Au** | **79** | **[Xe] 4f14 5d10 6s1** | **1,4** |

Prvky jedenástej skupiny (I.B), patria medzi ušľachtilé kovy.

* **Meď – Cu lat. Cuprum**
* **Striebro – Ag lat. Argentum**
* **Zlato – Au lat. Aurum**

**Výskyt**

* V zemskej kôre sa nachádzajú ako rýdze, zlato, striebro sú v zemskej kôre veľmi vzácnymi prvkami.
* V zlúčeninách: chalkopyrit **CuFeS**, kuprit **Cu2O**, argentit **Ag2S**, sylvanit (telurid zlata a striebra)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Zdroj: http://liecivekamene.files.wordpress.com/2006/12/med.jpg | Zdroj: http://geologie.vsb.cz/loziska/loziska/rudy/zlato%2004_resize.JPG | Zdroj: http://www.hobby-dekor.sk/images/kamen-striebro.jpg |
| **meď** | **zlato** | **striebro** |

**Vlastnosti a reakcie prvkov skupiny medi**

* Na rozdiel od s1 prvkov sú prvky skupiny medi menej reaktívne, majú vyššie teploty topenia, hustotu a menšie atómové polomery,
* Sú ťažné, kujné, veľmi dobre tepelne aj elektricky vodivé,
* Meď má sfarbenie do červena, striebro do biela, zlato do žlta,
* Oxidačné čísla majú I, II, III zlato až V,
* Sú pomerne stále,
* Reaktivita klesá so stúpajúcim protónovým číslom Z,
* Rozpustné v roztokoch látok so silnými oxidačnými účinkami, zlato iba v lúčavke kráľovskej.**Lúčavka kráľovská je zmes HNO3 a HCl v pomere 1:3**
* Striebro patrí medzi **drahé kovy**, ktorých charakteristickou vlastnosťou je silná chemická stabilita, výborne reaguje s kyselinou dusičnou vďaka jej silným oxidačným schopnostiam. Reakcia: **3 Ag + 4 HNO3 → 3 AgNO3 + NO + 2 H2O**
* Podobne sa striebro chová aj voči koncentrovanej kyseline sírovej H2SO4, ktorá pôsobí taktiež oxidačne. Voči zriedenej H2SO4 je striebro odolné, tak ako pri pôsobení ďalších minerálnych kyselín.
* Meď sa na vzduchu pokrýva tenkou vrstvičkou zelenej medenky, je súčasťou enzýmov, patrí medzi stopové biogénne prvky.

**Výroba**

**Cu** – pražením chalkopyritu, čistenie prebieha elektrolyticky

**Ag**– získava sa z rúd odlučovaním – vháňaním kyslíka do taveniny. Najviac používanou metódou na získavanie rýdzeho striebra je elektrolýza. Z halogenidov sa dá ako rýdze získať pyrometalurgicky priamym tavením.

**Au** – kyanidovým spôsobom – ide o redukciu neušľachtilým kovom z kyanozlatných komplexov.

**Použitie**

**Au** – klenotníctvo, 100% zlato má 24 karátov (rýdzosť zlata sa udáva v karátoch, v klenotníctve sa používa 14 karátové zlato – je to zliatina zlata medi a striebra, v ktorej má zlato podiel 58, 3%), pozlacovanie, zubné lekárstvo, krytie meny, v sklárskom priemysle pre pozlacovanie skla, vzhľadom k tomu, že zlato je veľmi dobre elektricky vodivé používa sa v počítačovom priemysle a v mikroelektronike.

**Ag** – výroba fotografických materiálov, šperkov, v elektrotechnike – pri výrobe CD a DVD, v medicíne, koloidné striebro má baktericídne účinky.

**Cu** – v elektrotechnike, výroba šperkov, výroba katalyzátorov, zliatin – Bronz (90% Cu + 10% Sn), Mosadz (70% Cu + 30% Zn)

**Zlúčeniny prvkov skupiny medi**

**Sulfidy**

**Cu2S**– **sulfid meďný** – vzniká priamou redukciou prvkov,

**CuS** – **sulfid meďnatý** –má čiernu farbu, vo vode sa nerozpúšťa

**Ag2S** – čierny, je to produkt reakcie Ag s H2S.

**Halogenidy**

**AgBr** – **bromid strieborný** - bledožltá látka citlivá na svetlo, čo sa využíva pri procese fotografovania.

**Oxidy**

**Cu2O** – **oxid meďný** – červený prášok, nerozpustný vo vode, používa sa na farbenie skla – do červena.

**CuO** – **oxid meďnatý** – čierna farba, nerozpustný vo vode, sklo sfarbuje do zelena

**Ag2O** – **oxid strieborný** – hnedá farba, vo vode nerozpustný, zásaditý.

**Soli**

**CuSO4. 5H2O – Modrá skalica** – pripravuje sa reakciou Cu s H2SO4. Používa sa na ničenie plesní a galvanické pokovovanie. Po vyžíhaní a vyparení vody sa z nej stáva biela látka, ktorá je hygroskopická.

**AgNO3 Lapis** –bezfarebná latka, vo vode dobre rozpustná, používa sa pri výrobe zlúčenín Ag a pri liečbe kožných chorôb.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| [Zdroj: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/1a/SilverNitrate.JPG](http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/1a/SilverNitrate.JPG) | Zdroj: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/6/6c/Copper(II)-sulfate-pentahydrate-sample.jpg | Zdroj: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/f/fa/CopperIIoxide.jpg |
| **lapis** | **modrá skalica** | **oxid meďnatý** |
|  |  |  |
|  |  |  |

**PRVKY SKUPINY ZINKU**

**Všeobecná charakteristika**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **Značka prvku** | **Protónové číslo Z** | **Elektrónová konfigurácia** | **Elektronegativita** |
| **Zinok** | Zn | 30 |  [Ar]3d10 4s2 | 1,7 |
| **Kadmium** | Cd | 48 | [Kr]4d10 5s2 | 1,5 |
| **Ortuť** | Hg | 80 | [Xe]4f14 5d10 6s2 | 1,4 |

Prvky skupiny zinku sa nachádzajú v II.B skupine, patria medzi prechodné prvky (d-prvky).

Neušľachtilé kovy – zinok (lat. zincum) a kadmium (lat. cadmium)

Ušľachtilé kovy – ortuť (lat. hydrargyrum)

Ortuť sa rozpúšťa iba v oxidujúcich kyselinách. Zinok a kadmium reagujú s neoxidujúcimi kyselinami za vývoja vodíka.

**Výskyt**

Zinok sa v prírode vyskytuje vo forme kremičitanov alebo sulfidov, napríklad: ZnS – sfalerit.

Kadmium sa nachádza v rudách spolu so zinkom. Ortuť sa v prírode zriedkavo vyskytuje rýdza. Je súčasťou HgS – cinabarit.

**Vlastnosti a chemické reakcie**

Prvky skupiny zinku sú striebrolesklé kovy, ktoré majú nízku teplotu topenia. Zinok je pri normálnych podmienkach krehký, pri teplote 100 -150°C sa stáva kujným a ťažným. Na vzduchu oxiduje a pokrýva sa tenkou vrstvou oxidov.

Kadmium je mäkší kov a ťažnejší ako zinok, jeho zlúčeniny sú prudko jedovaté a podobne ako zinok na vzduchu oxiduje a pokrýva sa tenkou vrstvou oxidov.

Ortuť je pri normálnych podmienkach kvapalná látka, ktorej pary sú jedovaté. Je odolná voči vzdušnému kyslíku.

Charakteristickým oxidačným číslom prvkov skupiny zinku je II, pri ortuti je to aj oxidačný stupeň I.

Zinok je neušľachtilý kov. V neoxidujúcich kyselinách alebo v zriedených roztokoch oxidujúcich kyselín sa rozpúšťa za vzniku vodíka:

**Zn + H2SO4 → ZnSO4 + H2**

V koncentrovaných roztokoch oxidujúcich kyselín prebieha jeho rozpúšťanie bez vzniku vodíka.

**Zn + 2 H2SO4 → ZnSO4 + SO2 + 2 H2O**

Zinok a kadmium tvoria okrem iného aj koordinačné zlúčeniny, pričom koordinačné zlúčeniny kadmia sú stabilnejšie.

**Výroba**

Zinok vyrábame pražením sfaleritu. Najprv takto získame ZnO, ktorý redukujeme uhlíkom na zinok. Zinok môžeme vyrobiť aj elektrolýzou. Podobne aj kadmium vyrábame elektrolýzou a ortuť z rumelky (HgS) pražením alebo reakciou so železom.

**Použitie**

Zinok sa používa predovšetkým na výrobu zliatin (mosadz), na pokovovanie a ako redukčné činidlo.

Kadmium, podobne ako zinok na pokovovanie (chráni pred koróziou – autá, lietadlá a stroje) alebo pri výrobe akumulátorov.

Ortuť sa využíva ako náplň do teplomerov, na výrobu ortuťových lámp, katód, na prípravu liečiv a na prípravu amalgámov. (Amalgámy sú zliatiny ortuti a iného kovu, napríklad Ag – striebra, Au – zlata, Cu - medi).

**Zlúčeniny prvkov skupiny zinku**

Prvky skupiny zinku tvoria viaceré zlúčeniny, napríklad sulfidy, halogenidy, oxidy, hydroxidy alebo soli.

**Sulfidy**

**ZnS**– sulfid zinočnatý, amorfná látka bielej farby, ktorá sa používa na výrobu farieb. Je vo vode nerozpustný.

**CdS** (Kadmiová žlť) - je to prášok žltej farby, ktorý sa dobre rozpúšťa vo vode. Používa sa ako maliarska farba.

**HgS** (Rumelka) – dôležitá ortuťnatá ruda.

**Halogenidy**

**ZnCl2**– chlorid zinočnatý, prášok bielej farby, zrnitý. Rozpúšťa sa vo vode, vodný roztok je kyslý. Je tiež významný katalyzátor (výroba metanolu),

**ZnF2** – fluorid zinočnatý, je vo vode nerozpustný.

**Hg2Cl2** – (Kalomel) – využíva sa v oblasti medicíny na výrobu laxatív a na výrobu elektród.

**HgCl2**– prudko jedovatá látka

**Oxidy**

**ZnO**– biela kryštalická látka, používa sa ako farbivo – zinková bieloba. Biely oxid zinočnatý vzniká spaľovaním zinku alebo dehydratáciou bieleho Zn(OH)2. ZnO je amfotérna látka.

Používa sa vo farmaceutickom priemysle, pri výrobe mliečneho skla, špeciálneho papiera, v kozmetike a ako biely pigment.

**Hydroxidy**

**Zn(OH)2** – hydroxid zinočnatý - biela amfotérna zrazenina.

ZnO a Zn(OH)2 sa rozpúšťajú v kyselinách na soli zinočnaté, v roztokoch hydroxidov alkalických kovov vytvárajú tetrahydroxozinočnatany.

**ZnO + 2 KOH + H2O → K2[Zn(OH)4]**

**K2[Zn(OH)4] –**tetrahydroxozinočnatan didraselný

**Soli**

Väčšina zinočnatých solí je vo vode rozpustná.

**ZnSO4 . 7H2O** – takzvaná biela skalica. Je to kryštalická látka. Používa sa na prípravu zlúčenín zinku.

 **Chróm**



**Charakteristika**

 Chróm sa nachádza v VI.B skupine a v štvrtej perióde, patrí medzi neušľachtilé kovy. V atómovom jadre má 24 protónov a jeho protónové číslo je Z = 24. Hodnota elektronegativity je X = 1,6.

**Elektrónová konfigurácia**

**24Cr : [Ar] 3d5 4s1**

**Výskyt**

Chróm sa vyskytuje v prírode v zlúčeninách, napríklad ako chromit FeCr2O4 .

**Vlastnosti a chemické reakcie**

Chróm je striebrolesklý kov, je tvrdý. Je to najtvrdší elementárny kov. Väčšinou má oxidačné číslo +III a +VI. Reaguje s kyslíkom za vzniku Cr2O3 - oxid chromitý, s halogénmi za vzniku halogenidov chromitých a so sírou pričom vzniká Cr2S3 - sulfid chromitý. Pomaly sa rozpúšťa v neoxidujúcich kyselinách, akou je napríklad kyselina chlorovodíková HCl. Kyseliny s oxidačným pôsobením povrch kovu pasivujú.

**Výroba a použitie**

Vyrába sa aluminotermicky z Cr2O3 - oxidu chromitého alebo elektrolýzou roztokov jeho zlúčenín.

**Cr2O3 + 2 Al → 2 Cr + Al2O3**

**Použitie**

Chróm sa používa na galvanické pokovovanie, je súčasťou ferochrómu – zliatina Fe a Cr, ktorá sa používa ako prísada do ocelí.

**Zlúčeniny chrómu**

**Oxidy**

 Známe sú oxid chromitý a oxid chrómový.

**Oxid chromitý Cr2O3** - je to zelený prášok, ktorý sa nerozpúšťa vo vode, je amfotérny. Používa sa na výrobu olejových farieb - chrómová zeleň, na impregnáciu dreva a na ochranu kovových predmetov pred koróziou.

**Oxid chrómový CrO3** - vytvára tmavočervené kryštály, má silné oxidačné účinky, je hygroskopický a jedovatý.

**Chrómany**

 Vyznačujú sa oxidačnými účinkami, majú žltú farbu. Medzi chrómany patrí napríklad **chróman olovnatý PbCrO4** - takzvaný aj ako chrómová žlť, ktorý sa používa ako pigment.

Ak chrómany reagujú s kyselinou dochádza k vzniku dichrómanov, ktoré sa vyznačujú silnými oxidačnými účinkami.

**Mangán**



**Charakteristika**

 Mangán Mn sa nachádza v VII. B skupine, v 4. perióde a patrí medzi neušľachtilé kovy. Jeho protónové číslo je 25. Hodnota elektronegativity je 1,6.

**Elektrónová konfigurácia**

**25Mn : [Ar] 3d5 4s2**

**Výskyt**

Mangán sa vyskytuje iba vo forme zlúčenín, je rozšírený v železných rudách. Nachádza sa napríklad v zlúčeninách ako: Burel MnO2, Manganit MnO(OH) alebo Rodonit MnSiO3.

**Vlastnosti**

Mangán je striebrolesklý kov, vzhľadom pripomína železo, najčastejšie sa vyskytuje s oxidačným číslom +II, ale je v zlúčeninách známy ako jedno až sedemmocný. (Najstálejšie sú zlúčeniny, v ktorých mangán vystupuje s oxidačným číslom +II, +IV, +VII). Je tvrdý, ale zároveň krehký. Veľmi dobre sa rozpúšťa v kyselinách aj zásadách, pričom vznikajú manganaté zlúčeniny. V silných minerálnych kyselinách sa mangán rozpúšťa a vzniká pri tom plynný vodík, v koncentrovanej kyseline sírovej sa mangán rozpúšťa za vzniku oxidu siričitého SO4, a pri rozpúšťaní v kyseline dusičnej sa uvoľňuje buď oxid dusný N2O alebo oxid dusičitý NO2 – čo závisí od koncentrácie kyseliny. Pokrýva sa vrstvičkou oxidov.

Reaguje s kyslíkom pričom vzniká MnO2 – oxid manganičitý, so sírou za vzniku MnS, s halogénmi - halogenidy manganaté a s vodou za vzniku Mn(OH)2 – hydroxid manganatý.

V metalurgii sa používa ako pigment, ako prísada do zliatin a prísada do katalyzátorov.

Mangán sa vyskytuje v štyroch modifikáciách, ktoré závisia od teploty a to:

**1. α-mangán -**táto modifikácia je stabilná pri normálnej teplote

**2. β-mangán -**je stabilná v rozmedzí od 742°C do 1070°C

**3. γ-mangán –**je stabilná pri teplote od 1070 °C do 1160°C

**4. δ-mangán –**vzniká pri teplotách od 1160°C

**Výroba a použitie**

Mangán sa vyrába aluminotermicky z Mn3O4 redukciou kovovým hliníkom alebo elektrolýzou MnSO4 – síran manganatý.

Reakcia s hliníkom prebieha nasledovným spôsobom:

**3 Mn3O4 + 8 Al → 4 Al2O3 + 9 Mn**

Mangán sa používa ako feromangán (je to zliatina Mn a Fe), ktorý slúži na dezoxidáciu ocele a ako prísada do špeciálnych konštrukčných ocelí.

**Zlúčeniny mangánu**

 Medzi zlúčeniny mangánu patrí **burel MnO2**, ktorý sa používa ako oxidačné činidlo. Má významnú úlohu v lekárstve, pri výrobe suchých elektrických článkov a ako katalyzátor.

**Manganistan draselný KMnO4** - vytvára tmavofialové kryštáliky, ktoré sa dobre rozpúšťajú vo vode na fialový roztok. Manganistan draselný je silné oxidačné činidlo, ktoré sa používa na dezinfekciu. V analytickej chémii sa používa pri manganometrii na stanovenie látok redukčnej povahy.

**Oxid manganatý MnO** – zelený alebo zeleno-žltý prášok, jemne rozptýlený prášok sa ľahko oxiduje.

**Hydroxid manganatý Mn(OH)2** - za čerstva je to biela látka, ktorá postupom času na vzduchu hnedne až sčernie a je nerozpustná vo vode. V prírode sa vyskytuje ako nerast pyrochroit.

**Síran manganatý MnSO4** - je veľmi dobre rozpustný vo vode, v bezvodom stave má bielu farbu a ako pentahydrát je ružovej farby (označuje sa ako manganatá skalica).

**Uhličitan manganatý MnCO3** – v čistom stave je to biela látka.