

Technická univerzita v Liberci

FAKULTA PEDAGOGICKÁ

Katedra: Chemie

Studijní program: 2. stupeň

Kombinace: anglický jazyk–chemie

VLASTNOSTI A REAKCE KOVŮ
THE PROPERTIES AND REACTIONS OF
METALS
ERZEIGENSCHAFTEN UND ERZREAKTIONEN

Diplomová práce: 08 - FP - KCH - 005

Autor:

Jakub MATĚJŮ

Podpis:

Adresa:

17. listopadu 1195

293 01, Mladá Boleslav

Vedoucí práce: Ing. Jan Grégr

Konzultant: PhDr. Bořivoj Jodas, PhD.

Počet

stran	slov	obrázků	tabulek	pramenů	příloh
69	12 594	82	23	16	5

V Liberci dne: 10.5. 2008



TECHNICKÁ UNIVERZITA V LIBERCI

Fakulta pedagogická

DIPLOMOVÁ PRÁCE

VLASTNOSTI A REAKCE KOVŮ

THE PROPERTIES AND REACTIONS OF METALS

ERZEIGENSCHAFTEN UND ERZREAKTIONEN

Liberec 2008

Jakub Matějů

OBSAH:

1. ÚVOD	1.
2. VLASTNOSTI KOVŮ	2.
2.1. KRYSTALOVÉ STRUKTURY KOVŮ	2.
2.2. VNITŘNÍ STRUKTURA KOVŮ	3.
2.3. ELEKTRICKÁ VODIVOST	4.
2.4. TEPELNÁ VODIVOST	5.
2.5. TEPLOTNÍ ROZTAŽNOST	7.
2.6. MAGNETICKÉ VLASTNOSTI KOVŮ	8.
2.7. KOROZE	9.
2.8. SLITINY KOVŮ	12.
2.9. VÝROBA KOVŮ	13.
2.10. ELEKTROCHEMICKÁ ŘADA NAPĚTÍ KOVŮ	17.
2.11. PŘECHODNÉ A NEPŘECHODNÉ KOVY	18.
3. CHARAKTERISTICKÉ REAKCE KOVŮ	20.
3.1. BAREVNÉ REAKCE	20.
3.2. VZÁJEMNÉ VYTĚŠŇOVÁNÍ	21.
3.3. PLAMENOVÉ ZKOUŠKY	22.
3.4. REAKCE KOVŮ V KAPALINÁCH	23.
4. VLASTNOSTI JEDNOTLIVÝCH SKUPIN KOVŮ A JEJICH REAKCE	27.
4.1. ALKALICKÉ KOVY	27.
4.2. KOVY SKUPINY BERYLIA	28.
4.3. KOVY SKUPINY HLINÍKU	30.
4.3. KOVY SKUPINY GERMANIA	31.
4.3. KOVY SKUPINY ARSENU	31.
4.3. KOVY SKUPINY SKANDIA	32.
4.4. KOVY SKUPINY TITANU	33.
4.5. KOVY SKUPINY VANADU	33.
4.6. KOVY SKUPINY CHROMU	34.
4.7. KOVY SKUPINY MANGANU	35.
4.8. PŘECHODNÉ KOVY VIII.B SKUPINY	35.
4.9. KOVY SKUPINY MĚDI	37.
4.10. KOVY SKUPINY ZINKU	38.
5. EXPERIMENTÁLNÍ ČÁST	39.
5.1. BAREVNÉ REAKCE KOVŮ	40.
5.2. PLAMENOVÉ ZKOUŠKY	42.
5.3. ELEKTROCHEMICKÁ ŘADA NAPĚTÍ KOVŮ	44.
5.4. KOROZE ŽELEZA	46.
5.5. HOŘENÍ HOŘČÍKU	47.
5.6. STŘÍBRO VE ZLATO	48.
5.7. CITRÓNOVÁ BATERIE	50.
5.8. TEPELNÁ VODIVOST	53.
5.9. TEPLOTNÍ ROZTAŽNOST	54.
5.10. REDUKCE OXIDU ŽELEZITÉHO UHLÍKEM	55.
5.11. POVRCHOVÉ ÚPRAVY HŘEBÍKŮ	56.
5.12. URČOVÁNÍ KOVŮ	60.
5.13. ODBARVOVÁNÍ ROZTOKŮ KOVŮ	63.
5.14. BAREVNOST IONTŮ	65.
6. METODIKA	66.
6.1. BEZPEČNOST PRÁCE	67.
6. ZÁVĚR	69.
7. PŘÍLOHY	70.
8. SEZNAM POUŽITÉ LITERATURY	79.

Prohlášení k využívání výsledků DP:

Byl jsem seznámen s tím, že na mou diplomovou práci se plně vztahuje zákon č. 121/2000 o právu autorském zejména § 60 (školní dílo).

Beru na vědomí, že Technická univerzita v Liberci (TUL) má právo na uzavření licenční smlouvy o užití mé diplomové práce a prohlašuji, že **souhlasím** s případným užitím mé diplomové práce (prodej, zapůjčení, kopírování, apod.).

Jsem si vědom toho, že užití své diplomové práce či poskytnout licenci k jejímu využití mohu jen se souhlasem TUL, která má právo ode mne požadovat přiměřený příspěvek na úhradu nákladů, vynaložených univerzitou na vytvoření díla (až do jejich skutečné výše). Diplomová práce je majetkem školy, s diplomovou prací nelze bez svolení školy disponovat.

Beru na vědomí, že po pěti letech si mohu diplomovou práci vyžádat v Univerzitní knihovně Technické univerzity v Liberci, kde bude uložena.

Autor:

Jakub Matějů

Podpis:

Adresa:

17. listopadu 1195

Mladá Boleslav, 293 01

Datum:

10.5. 2008

Poděkování:

Na tomto místě bych rád poděkoval všem, kteří mě při psaní této diplomové práce pomohli, především svému vedoucímu práce Ing. Janu Grégrovi a PhDr. Bořivoji Jodasovi, PhD. Děkuji za odbornou pomoc, připomínky a cenné rady.

Anotace:

Tato práce se zabývá objasňováním chování kovů na základě jejich vlastností. Cílem této práce je také provedení široké rešerše na téma vlastnosti kovů. Sestavení tabulek vlastností. Nalezení, tvorba a odzkoušení experimentů, jimiž lze předvést nebo kvantifikovat chemické, fyzikálně chemické a případně i fyzikální vlastnosti nejběžněji používaných kovů.

Diplomová práce pomůže prostřednictvím tabulek, webových stránek, posteru a vybraných pokusů výuce vlastností a reakcí kovů, díky nimž bude možné látku vykládat nejen teoreticky, ale jednotlivé vlastnosti ilustrovat pomůckami do výuky a názornými experimenty.

Annotation:

This diploma thesis deals with clarifying the reactions of metals in respect of their properties. The aim of this thesis is a wide literature search on the theme of properties of metals, compiling charts of their properties. Finding and trying out experiments by which we can demonstrate or quantify chemical, physico-chemical or physical properties of the mostly used metals.

This diploma thesis will by the means of charts, web pages, poster and experiments help teaching the properties and chemistry of metals. Due to these resources it will be possible to explain the chemistry of metals not only theoretically, but with illustrating the reactions by using charts, posters and clear experiments.

1. Úvod

S kovovými předměty se setkáváme v běžném denním životě. Přírodovědný pohled na ně by měl představovat určitou míru znalostí materiálových vlastností. Pro posouzení a pozorování těchto vlastností je vhodné znát experimenty, které dokáží tyto vlastnosti kvantifikovat a dokáží vysvětlit především chemické chování kovů, z nichž jsou předměty vyrobeny.

Výběr správných pokusů může vhodně ilustrovat dané vlastnosti a popřípadě problematicky pochopitelné jevy. Je téměř neoddiskutovatelné, že chemie nepatří u žáků základních škol mezi oblíbené předměty. Mnoho z dotázaných odpovídá, že jim chemie připadá složitá k pochopení a nezajímavá.

Zapojit do výuky určitou složku, která žákům ulehčí pochopení dané látky a vzbudí zájem o tuto vědu, je tedy přímo nezbytné.

2. Vlastnosti kovů

Kovy jsou velice početná skupina prvků, která zabírá přibližně 5/6 periodické soustavy. V ní jsou seřazeny nalevo od úhlopříčky mezi borem a poloniem. Nicméně se nedá přesně rozdělit, který prvek je kov a který nekov, jelikož i některé prvky ze střední části periodické tabulky mají některé vlastnosti kovů i nekovů. Prvky, které jsou lokalizovány vedle úhlopříčky se nazývají polokovy. Většina kovů se v přírodě vyskytuje ve formě sloučenin a nejsou tedy až na ušlechtilé kovy v čisté formě. Elementární kovy se získávají z nerostů, které nazýváme rudy.

Mezi charakteristické vlastnosti kovů patří:

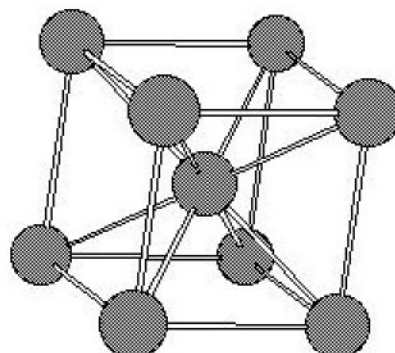
- kovový lesk
- vysoká kujnost a tažnost
- dobrá tepelná a elektrická vodivost

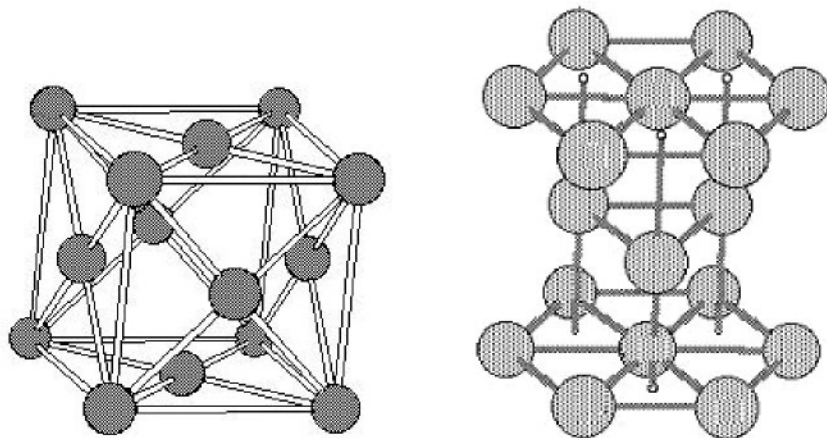
Výrazný lesk je dán vysokým indexem lomu světla. Dobrá tepelná a elektrická vodivost je způsobena volnými elektrony v krystalové mřížce. Vysoká kujnost a tažnost způsobuje, že i při mechanickém působení neztrácejí kovy fyzikální vlastnosti. Mezi další vlastnosti kovů patří nízká ionizační energie - energie nutná k odtržení elektronu z atomu a nízká elektronegativita - schopnost atomu přitahovat vazebné elektrony.

1.1 Krystalové struktury kovů

Pokud uvažujeme každý atom kovu jako kouli, lze vysvětlit krystalové struktury kovů pomocí různého seskupení a těsného uspořádání těchto koulí. Kovy tvoří nejčastěji tři typy krystalových mřížek:

- krychlová tělesně centrovaná
- krychlová plošně centrovaná
- šesterečná





Obr.1-3: Krystalografické soustavy: krychlová tělesně centrovaná, krychlová plošně centrovaná, šesterečná [Zdroj 7]

Na obrázku vidíme, že jak v krychlovém plošně centrovaném uspořádání, tak v šesterečném uspořádání jsou atomy kovu v těsné blízkosti s dvanácti jinými atomy kovu, kdežto u krychlového tělesně centrovaného uspořádání má jeden atom pouze osm sousedících atomů. Jelikož většina alkalických kovů krystalizuje v krychlovém tělesně centrovaném uspořádání, má nižší počet sousedících atomů za následek nízkou hustotu alkalických kovů.

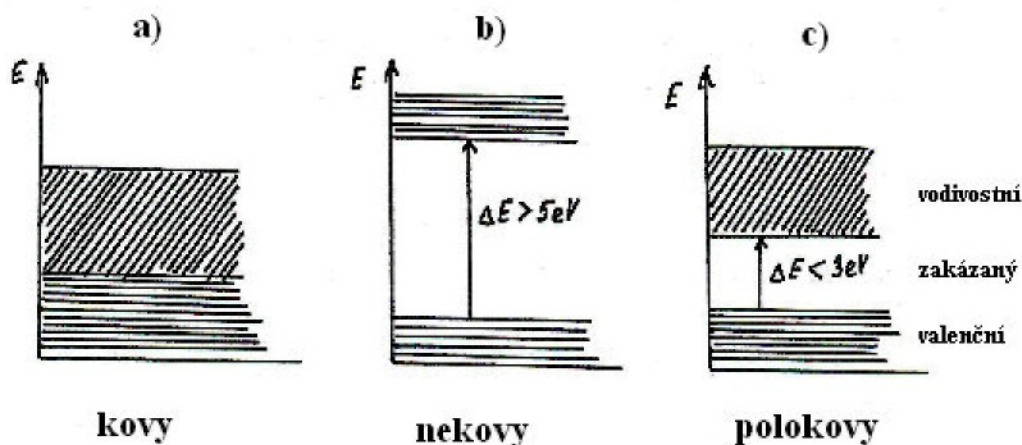
1.2 Vnitřní struktura kovů

Existují dva modely, které se snaží popsat vnitřní strukturu kovů. První model předpokládá, že jsou atomy v krystalu kovu uspořádány do takzvané krystalové mřížky. Kationy kovu jsou obklopeny volně se pohybujícími elektrony, kterým se občas říká elektronový plyn a tento způsob vazby mezi kationty a volnými elektrony definujeme jako kovová vazba. Tento model vysvětluje i kujnost a tažnost kovů, protože mechanické působení na kov neovlivní vzájemnou přitažlivost kationtů a volně se pohybujících elektronů.

Druhý model považuje krystal kovu za jednu molekulu, ve které se hladiny valenčních elektronů jednotlivých atomů mění v souvislý pás, a proto se nazývá pásový model. Předpokládá, že překryvem atomových orbitalů vzniknou molekulové orbitály, které mají nižší energii než předchozí atomové orbitály.

1.3 Elektrická vodivost

Za předpokladu, že se valenční elektrony v krystalu kovu pohybují v jakémsi souvislém pásu, mohou po přijetí energie excitovat do vyšší energetické hladiny, což je základ vedení náboje krystalem. U nekovů je elektronový pás zcela obsazen elektrony, které nejsou volně pohyblivé a neumožňují tak elektrickou vodivost. Při dodání energie je sice možno elektrony excitovat do vyšší hladiny, ale energie k tomu potřebná je vyšší než 5 eV. Proto se dá říci, že tyto látky nevedou elektrický proud a jsou tedy izolanty. Je-li energie potřebná k excitaci do vyšší hladiny elektronového pásu menší než 3 eV, vede látka částečně elektrický proud a nazývá se polokov. Míra vodivosti se dá také ovlivnit zvýšením teploty.



Obr.4: Pásové diagramy kovu (a), izolantu (b) a polovodiče (c) [Zdroj 2]

Měrná elektrická vodivost neboli konduktivita γ se číselně rovná elektrické vodivosti jednotkové krychle, kterou prostupuje proud rovnoběžně s jednou její hranou, a vyjadřuje se např. v siemensích na 1 m (S/m neboli $1/\Omega \cdot \text{m}$). Její převrácenou hodnotou je měrný elektrický odpor ρ neboli rezistivita, která se uvádí v ohmmetrech ($\Omega \cdot \text{m}$). Největší hodnotu elektrické vodivosti mají čisté kovy a z nich nejvyšší hodnotu má stříbro. Závislost měrného odporu na teplotě vyjadřuje tento vzorec:

$$\rho_t = \rho_{20} [1 + \alpha_{20} (t - 20)]$$

kde:

t je teplota ve $^{\circ}\text{C}$,

ρ_{20} – měrný elektrický odpor při teplotě 20°C ,

α_{20} – teplotní součinitel odporu při teplotách blízkých 20°C .

Největší elektrickou vodivost mají čisté kovy. Vlivem nečistot nebo přísad se jeho vodivost snižuje. Důvodem je narušení pravidelnosti krystalové mřížky. Svou roli hraje také vzdálenost cizího atomu v periodické tabulce od kovu, ve kterém se cizí atom vyskytuje. Čím je jejich vzdálenost větší, tím více cizí atom překáží v pohybu elektronů kovu a tím víc se snižuje elektrická vodivost. Příkladem může být fosfor rozpuštěný v mědi. Jejich vzdálenost od sebe v periodické tabulce je značná a proto fosfor výrazně ovlivňuje (snižuje) elektrickou vodivost mědi. Některé přísady ale mohou vodivost i zvýšit. Pokud jsou v mědi obsaženy nějaké nečistoty, které vodivost snižují, přidáním kyslíku můžeme vodivost mědi zvýšit. Je to proto, že se kyslík sloučí s nečistotou za vzniku oxidu. Elektrickou vodivost snižuje i tváření kovu za studena, protože dochází k větším změnám v krystalové mřížce než při tváření za tepla. Snížení není ovšem velké, většinou jde pouze o několik procent.

Pokud z nějakých důvodů rychle klesne elektrický odpor (dá se říci, že prakticky zmizí a tudíž elektrická vodivost nabude téměř nekonečné hodnoty), mluvíme o supravodivosti. Dochází k ní, když kov ochladíme pod určitou teplotu, bod supravodivosti (pro olovo např. $7,2^{\circ}\text{C}$). Teorie supravodivosti se vysvětluje tak, že vzniknou dvojice elektronů, které mají opačná spin. Tato dvojice elektronů je stabilní a v krystalové mřížce se pohybuje celkem snadno. Stav supravodivosti můžeme ovlivnit magnetickým polem, které může kovu vrátit jeho původní vlastnosti, je-li dostatečně silné.

1.4 Tepelná vodivost kovů

Tepelná vodivost je vlastnost kovů přenášet tepelnou energii z atomu na atom bez přenášení látky samotné. Přesněji se přenáší kinetická energie atomu, který rozkmitává atom sousedící. Tepelnou vodivost umožňují volné elektrony v krystalové mřížce a její hodnota s rostoucí teplotou klesá, při tání kovu prudce

klesá asi na jednu třetinu. Stejně jako u elektrické vodivosti, nejvyšší hodnotu mají čisté látky, s rostoucím obsahem nečistot tepelná vodivost klesá. Hodnota teplotní vodivosti je u kovových látek vyšší o několik řádů, než u nekovových a protože obě vodivosti umožňují volné elektrony, mají tyto veličiny vzájemný vztah. Tepelná vodivost dané látky je charakterizována součinitelem tepelné vodivosti, který bývá často označován přímo jako tepelná vodivost. Je definována jako množství tepla, které musí za jednotku času projít tělesem, aby na jednotkovou délku byl jednotkový teplotní spád. Přitom se předpokládá, že teplo se šíří pouze v jednom směru, např. v desce s rovnoběžnými povrchy. Laicky bychom mohli říci, že je to doba, za kterou projde teplo daným materiálem.

$$Q = \lambda S \frac{\Delta T}{d} \tau$$

Tento vzorec udává množství tepla Q , jež projde za čas τ plochou S do hloubky d , kde

λ je součinitel tepelné vodivosti,

ΔT je rozdíl teplot na vzdálenosti d .

Poměr mezi teplotní vodivostí a elektrickou vodivostí je u všech kovů stejný. Vyjadřuje ho Wiedemannův – Francův zákon.

$$\frac{\lambda}{G} = LT$$

λ je součinitel tepelné vodivosti,

G je elektrická vodivost,

L je konstanta (Lorentzovo číslo: $2,45 \cdot 10^{-8} \text{ W} \cdot \Omega \cdot \text{K}^2$).

Pro porovnání uvádím hodnoty tepelné vodivosti vybraných materiálů.

Tabulka 1: Tepelná vodivost vybraných materiálů při teplotě 20 °C

Látka	λ (W·m ⁻¹ ·K ⁻¹)
stříbro	418
měď	395
hliník	229
železo	73
žula	2,9 - 4,0
beton	1,5
voda	1,0
cihla	0,28 - 1,2
sklo	0,60 - 1,0
škvárobeton	0,70
linoleum	0,19
polystyren	0,16
benzín	0,131
skelná vata	0,04
polystyrenová pěna	0,035
vzduch	0,024

1.5 Teplotní roztažnost

Teplotní roztažnost je jev, při němž se po dodání či odebrání tepla tělesu (po zahřátí nebo ochlazení tělesa o určitou teplotu), změní jeho objem. Většina látek se při zahřívání rozpíná, to znamená, že jejich molekuly se pohybují rychleji a dále od sebe. V anizotropních tělesech může být délková roztažnost v různých směrech jiná (např. v krystalech), izotropní tělesa mají délkovou roztažnost ve všech směrech stejnou. Anizotropie je vlastnost, kterou se označuje závislost určité veličiny na volbě směru. Izotropie je ta, kterou se označuje nezávislost na směru.

Obvykle je uvažována přímá úměrnost mezi změnou veličiny ΔX a změnou teploty ΔT . Matematicky vyjádřeno, změna délky (objemu) je lineární funkcí změny teploty T .

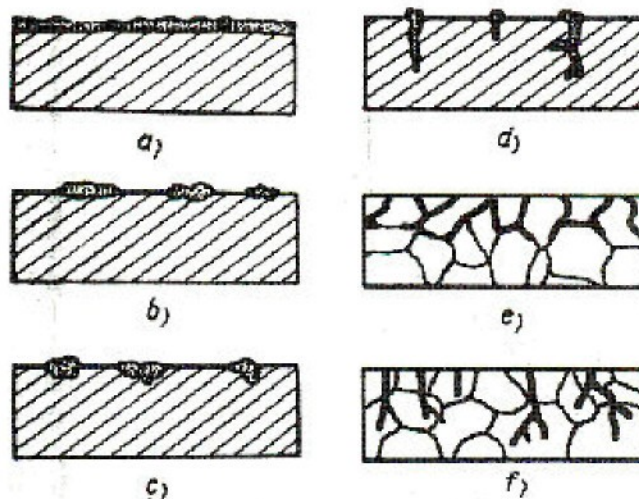
$$\Delta X = X_0 \cdot \gamma \cdot \Delta T$$

X_0 představuje výchozí hodnotu veličiny X před změnou teploty,
 γ je součinitel teplotní roztažnosti.

polem, vyrovnají se magnetické momenty se směrem vnějšího magnetického pole. U feromagnetických látek dochází k samovolnému vyrovnaní magnetických momentů i bez účinku vnějšího magnetického pole a tento jev je typický pouze pro krystalické látky - a to pouze u železa, kobaltu a niklu. Na magnetické vlastnosti látky má totiž vliv vzdálenost atomů v krystalové mřížce – u nekystalických látek je příliš velká. Zajímavostí je, že některé látky, které jsou samy o sobě nemagnetické, dokáží tvořit feromagnetické slitiny (mangan, měď a hliník).

1.7 Koroze

Koroze je fyzikálně-chemický děj, který narušuje povrchovou strukturu tuhých látek za účasti vnějšího prostředí. V přírodě se jedná většinou o plyny obsažené ve vzduchu jako CO_2 , O_2 , SO_2 , H_2O atd. Při korozi kovů dochází k uvolňování jejich valenčních elektronů a tím jejich oxidaci. Slovo koroze pochází z latinského slova corrodero, což znamená rozhlodat. Jde tedy doslova o rozhlodání povrchu kovu. Koroze se stává velkým problémem ve stavebnictví nebo průmyslu, kdy důsledkem koroze dochází k přeměně materiálu a změně jeho vlastností.



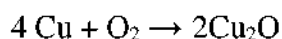
Obrázek 5: Různé druhy koroze podle vnějšího napadení: a- koroze celková (rovnoměrná), b- koroze skvrnitá, c- koroze důlková, d- koroze bodová, e- koroze mezikrystalová, f- koroze transkrystalová [Zdroj 3]

Při korozi dochází k přeměně látky ve stabilnější produkt. V přírodě se kovy většinou vyskytují ve formě sloučenin, a to zejména oxidů a síranů. Člověk je

převedel na nestabilnější formu a koroze je pouze způsob získání stabilnějšího stavu, v němž se dříve vyskytovaly.

Rychlost koroze neovlivňují pouze vnější podmínky, ale i povaha vzniklých produktů. U železa se tvoří pórovitá, nesouvislá vrstva, která velmi snadno opadáva, čímž umožňuje další přímý kontakt s okolím. Na druhou stranu například při korozi hliníku vzniká souvislá vrstva oxidu, který brání další oxidaci. Korozi můžeme rozdělit na dva druhy. Chemickou nebo elektrochemickou korozi.

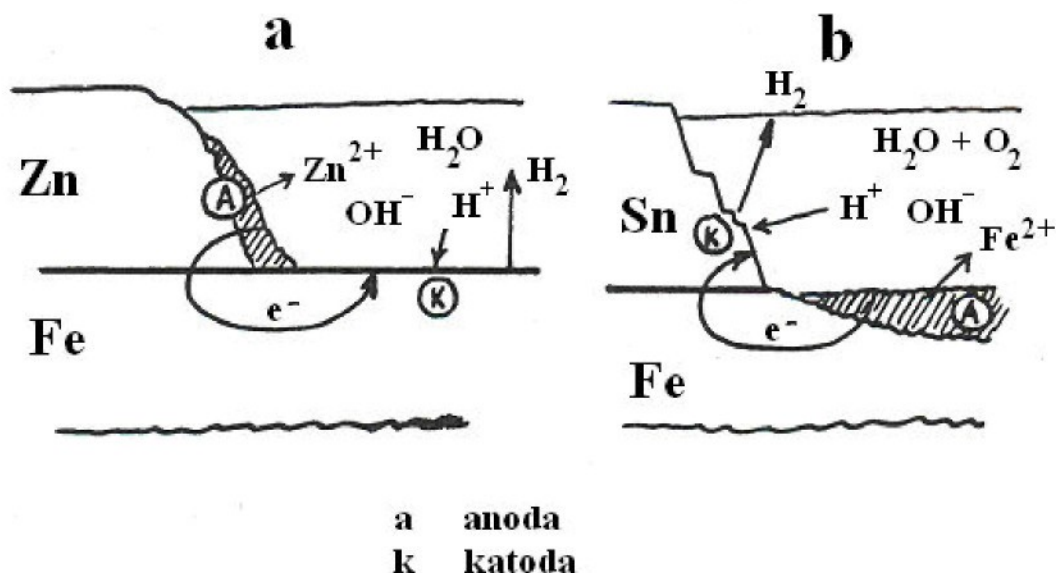
Při chemické korozi dochází k přímému působení korodující látky za vysoké teploty na kov a většinou se jedná o vzdušné plyny. Příkladem by mohla být reakce mědi s kyslíkem:



Dalším druhem koroze je koroze elektrochemická. Její podstatou je tvorba „galvanického článku“ na povrchu kovu, který je ve styku s elektrolytem, do nějž přecházejí jeho ionty. Jelikož jsou ionty kovu kladné, při ztracení iontů se kov stává čím dál více zápornějším a elektrolyt kladnějším.

Při reakci se vytváří napětí mezi elektrolytem a elektrodou, nazývané elektrodový potenciál. Jeho hodnota je závislá na vlastnostech kovu a elektrolytu. Čím je elektrolyt nasycenější ionty kovu, hodnota elektrodového potenciálu klesá (tím hůře přecházejí další ionty do elektrolytu). Více o elektrodovém potenciálu v kapitole 2.4.

Elektrochemická koroze závisí na rozdílu potenciálů jednotlivých kovů. Elektrolyt má proti kovům velký odpor, a aby mohlo docházet k přechodu iontů a elektronů, musí se tento odpor překonat. Potenciál je v tomto případě napětí potřebné k chodu reakce. Podle elektrochemické řady napětí kovů (kap 1.10), kov s vyšším potenciálem dokáže z elektrolytu vytlačit kov s potenciálem nižším. Tohoto jevu se využívá při ochraně kovů proti korozi. Například železo může být chráněno vrstvou zinku nebo cínu. Protože v případě ochrany zinkem je ušlechtlejším kovem železo a v druhém cín, bude probíhat koroze jiným způsobem. (Viz obr. 6).



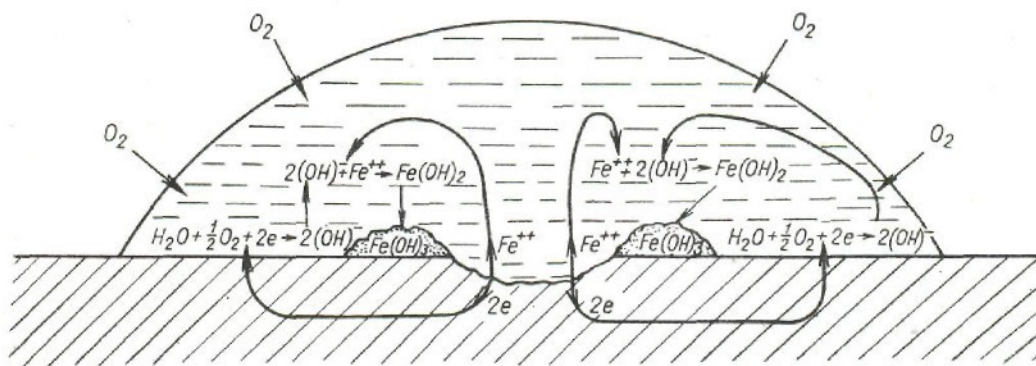
Obr.6: Průběh koroze, pokud je železo potaženo vrstvou zinku a cínu. [Zdroj 2]

V prvním případě je méně ušlechtiljším kovem zinek, který se stává anodou a jeho ionty přecházejí do roztoku. Železo je tedy katodou a redukuje se na něm vodík.

V praxi není potažení železa vrstvou jiného kovu nikdy souvislé a v této vrstvičce se objevují póry. Na obrázku vidíme, že pokud je železo potaženo vrstvou zinku, nedochází ke korozi železa ani v případě, že není vrstva zinku souvislá.

Na druhou stranu je-li železo potaženo vrstvou cínu, stává se anodou železo a katodou cín. Ionty Fe^{2+} přecházejí do elektrolytu, reagují s kyslíkem a vytváří hydrát oxidu železitého $Fe_2O_3 \cdot x H_2O$, který je znám jako rez.

Nejčastějším typem elektrochemické koroze je koroze atmosférická. Je způsobena tenkou vrstvou vody na povrchu kovů, která se vysrážela ze vzduchu a tato vrstva se stává elektrolytem. Vznik vrstvičky vody usnadňuje prach obsažený ve vzduchu, který se usazuje na povrchu a zdrsňuje ho. Vrstva vody pak rozpouští nečistoty ve vzduchu obsažené, jako CO_2 a SO_2 , které korozi výrazně urychlují.



Obr.7: Reakce probíhající v kapce na železe. [Zdroj 8]

Na obrázku 7 vidíme, jaká reakce probíhá na železe, je-li na jeho povrchu kapka vody. Povrch kovu blízko okraje kapky se potahuje vrstvičkou oxidu, protože v tomto místě přechází do kapky více vzdušného kyslíku a tato část se stává katodou. Střední část je tedy méně ušlechtilá, stává se anodou a ionty Fe^{2+} odtud přechází do roztoku. Na katodě vzniká hydroxidový aniont, který se dále slučuje s kationem železa. Vytváří se $\text{Fe}(\text{OH})_2$, který se po další reakci s kyslíkem převede na $\text{Fe}(\text{OH})_3$, jenž je hlavní součást rzi.

Některé kovy, ačkoli jsou velmi neušlechtilé, nepodléhají korozi. Příkladem může být třeba hliník. Při působení korozních činitelů se na jeho povrchu tvoří vrstvička Al_2O_3 , která brání dalšímu průběhu koroze. Tak je tomu však pouze v určitém prostředí. Roztoky hydroxidů dokáží rozpustit vrstvičku oxidu a následně se neušlechtilost hliníku projeví v plném rozsahu velmi rychlou korozí. Tato schopnost kovu odolávat korozi se nazývá pasivita. Jako další kov má tyto schopnosti například chrom, který se proto používá k pochromování oceli.

1.8 Slitiny kovů

Slitiny kovů mají velký význam hlavně v technické praxi, protože jen velice málo kovů se používá v jejich čisté formě. Příkladem by mohl být čistý křemík a germanium, jež se používají jako polovodiče. Největší část technického využití mají však slitiny.

Důležitou vlastností slitin je, že neztrácí charakteristické vlastnosti kovů, jako je velká tepelná a elektrická vodivost. Slitiny mohou být tvořeny pouze kovy

jako třeba v případě mosazi, která je tvořena z mědi a zinku, nebo kovem a nekovem. Příkladem této slitiny je uhlíková ocel, složená z oceli a uhlíku. Pokud má slitina ve všech svých částech stejné chemické i fyzikální vlastnosti, jedná se o slitinu homogenní. Je-li tvořena z více oddělených částí, mluvíme o slitině heterogenní. Většina kovů společně slitiny tvoří, ale existují i takové, které je vůbec nevytvářejí (Pb a Au). Některé kovy tvoří slitiny pouze do určité míry (Co je v Cu rozpustný pouze v 7%). Podle toho, jakým způsobem kovy slitiny tvoří, je Doc. Kůtek rozděluje do tří skupin:

1. slitiny, které se v tuhém stavu nemísí a krystalizují z taveniny v pevném stavu.

(Cd a Bi – složka se z roztoku vylučuje v závislosti na koncentraci).

2. slitiny, kde obě složky tvoří v tuhé fázi stechiometrickou směs.

Mohou vznikat sloučeniny v odlišných poměrech od jejich běžných vazností ($\text{Cu}_{31}\text{Sn}_8$, $\text{Fe}_5\text{Zn}_{11}$).

3. slitiny, kde jsou obě složky v tuhém stavu neomezeně mísitelné.

Dochází k tvorbě směsných krystalů a tvoří je vždy prvky s blízkými poloměry atomů.

Vlastnosti slitin se oproti samostatným složkám liší. Slitiny kovů mají většinou nižší body tání, nižší elektrickou vodivost, nižší tepelnou vodivost, lepší mechanické vlastnosti (pevnost, tvrdost) a lepší chemické vlastnosti, jako například odolnost proti korozi.

1.9 Výroba kovů

Většina kovů se v přírodě nevyskytuje v elementární formě (až na ušlechtilé kovy), ale ve formě sloučenin. Těmito sloučeninám se říká rudy a teprve z nich se různými formami získávají kovy v čisté formě. Použití konkrétních způsobů výroby

závisí na vlastnostech kovu, ale i na vlastnostech rudy, ze které se kov získává. V současné době lze totiž se současnou technologií využít pouze asi polovinu ložisek rud.

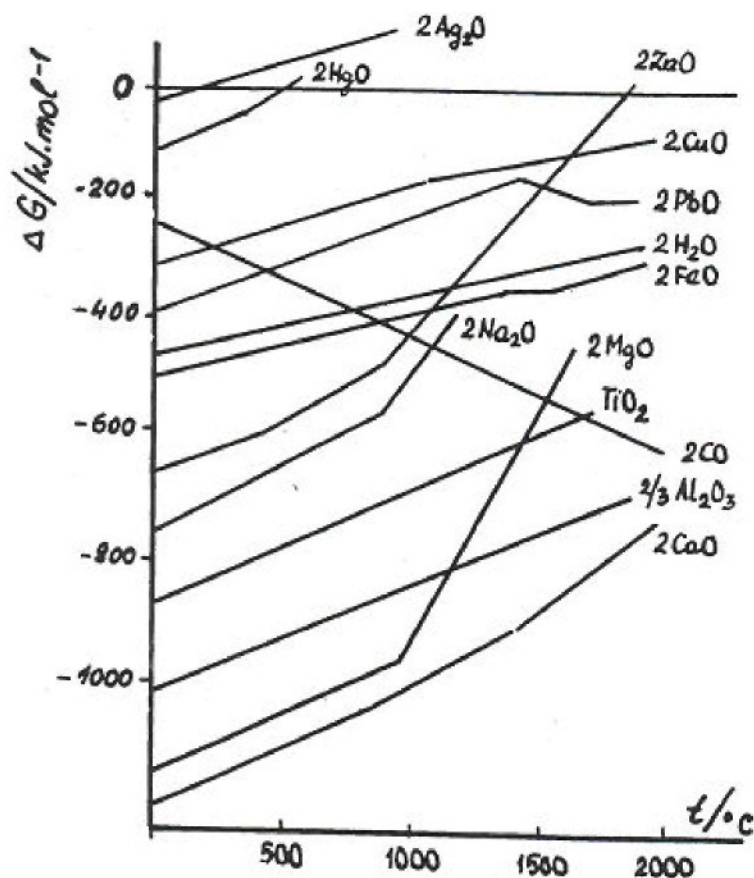
Protože je většina kovů ve formě sloučenin, všechny formy získávání elementárního kovu jsou pouze různé formy redukce. Mezi nejčastěji používané redukce patří následující tři:

1.9.1 Redukce chemickými činidly

Použití vhodných metod redukce závisí na sloučenině, v níž se kov vyskytuje. Pro redukci kovu z jeho oxidu se používá vodík, uhlík, oxid uhelnatý, karbid vápenatý, hliník nebo hořčík. Míru redukovatelnosti kovu můžeme odvodit z jeho postavení v elektrochemické řadě kovů nebo z grafu závislosti Gibbsovy energie na teplotě.

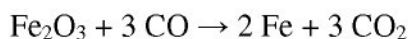
Gibbsova energie je stavová veličina, u níž nedokážeme určit její absolutní hodnotu, pouze její změnu. Charakterizuje vztah mezi entalpií (ΔH) a entropií (ΔS) a vyjadřuje samovolnost reakcí probíhajících za konstantní teploty a tlaku. Pokud je $\Delta G < 0$, jedná se o samovolný děj. Pokud je $\Delta G > 0$, jedná se o děj nesamovolný a pokud je $\Delta G = 0$, jde o rovnovážný děj.

Graf závislosti Gibbsovy energie na teplotě nám ukazuje stálost jednotlivých oxidů při různých teplotách. Stálejší oxidy jsou v grafu položeny níže a oxidy lépe reagující výše. Oxidy stálejších kovů se tedy při určité teplotě dají použít jako redukční činidla. Můžeme si všimnout, že stálost oxidu uhelnatého při zvyšující se teplotě roste. Proto se často používá jako redukční činidlo.

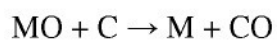


Graf 1: Závislost Gibbsovy energie na teplotě. [Zdroj 2]

Redukce oxidem uhelnatým je typická například pro výrobu železa. Oxid uhelnatý redukuje oxid železa za vzniku oxidu uhličitého a čistého železa. Stechiometricky probíhá takto:



Redukcí uhlíkem se vyrábí nejčastěji zinek, cín měď a další kovy. Reakce probíhá v žáru podle obecné rovnice:



Redukcí vodíkem se vyrábějí hlavně práškové kovy a některé těžké kovy.



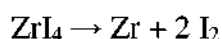
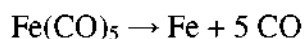
Redukovat se dá i obecně chemicky aktivnějším kovem – vytěsňování ušlechtilějšího kovu z roztoku jeho soli reaktivnějším kovem. Nejběžněji používané jsou reakce hliníkem a vápníkem. Redukce hliníkem – aluminotermie – se používá pro získávání kovů z jejich oxidů a redukce vápníkem – kalciotermie – pro získávání kovů z jejich halogenidů. Při reakci se uvolňuje velké množství tepla. Například při redukci jednoho molu Cr_2O_3 se uvolní 448 kJ/mol^{-1} , což vyredukovaný kov roztaví a ten z reakční směsi začne odtékat.

1.9.2 Redukce elektrolýzou

Elektrický proud je nejsilnější reducent a proto se elektrolýzou dají vyrobit všechny kovy. U některých je to jediný vhodný způsob. Elektrolýza se provádí v roztoku nebo v tavenině. Z roztoku se získávají kovy, které nereagují s vodou. Jinak se provádí elektrolýza z taveniny, většinou směsí halogenidů, hydroxidů nebo oxidů. Takto se vyrábí hlavně alkalické kovy, kovy alkalických zemin, hliník, hořčík, vápník a jiné. Elektrolyticky připravené kovy jsou velice čisté, proto se elektrolýza používá i k rafinaci surových kovů.

1.9.3 Redukce termickým rozkladem

Redukce termickým rozkladem spočívá ve snadnějším rozkladu sloučeniny za vyšší teploty. Tepelným rozkladem karbonylů se získává železo (Mondův proces). Halogenidy (hlavně jodidy) se rozkládají na rozžhaveném wolframovém vlákně (van Arkelova-de Boerova metoda).



1.10 Elektrochemická řada napětí kovů

Jednou z vlastností kovu je standardní elektrodový potenciál. Je to napětí, které vznikne po vložení kovu do elektrolytu mezi jeho povrchem a elektrolytem.

Podrobněji o elektrodovém potenciálu v kapitole 2.4.

Pokud seřadíme jeho hodnoty příslušných kovů od nejmenší k nejvyšší, dostaneme elektrochemickou řadu napětí kovů. Podle postavení kovu v této řadě můžeme odhadnout některé jeho vlastnosti. S rostoucí hodnotou standardního elektrodového potenciálu kovy obtížněji uvolňují své valenční elektrony, z čehož vyplývá, že čím je kov umístěn v tabulce více nalevo, klesá jeho redukční schopnost a zvyšuje se redukovatelnost jeho iontu na kov. Jinými slovy s rostoucím standardním elektrodovým potenciálem klesá reaktivita daného kovu.

Díky této vlastnosti můžeme vysvětlit mnoho chemických reakcí, jako vzájemné vytěsňování kovů (kap. 2.2), slučování s nekovy, koroze kovů (kap. 1.7) a dokonce i výskyt v přírodě.

Alkalické kovy a kovy alkalických zemin dokáží vodík vyredukovat za normální teploty. Je to tím, že vznikající hydroxidy jsou velice rozpustné a nebrání dalšímu průběhu reakce. Ostatní kovy dokáží vodík vyredukovat až za zvýšené teploty, kovy napravo od vodíku vodu nerozkládají vůbec. Tato reakce probíhá mnohem snadněji ve zředěných roztocích kyselin, kde je koncentrace H_3O^+ mnohem vyšší. Některé neušlechtilé kovy se ale proti další oxidaci brání vytvořením vrstvičky hydroxidu, který je málo rozpustný.

Jinak probíhá reakce s koncentrovanými kyselinami. Oxidují se všechny kovy, až na zlato a platínu, ale při reakci elektrony nepřijímají kationty H_3O^+ , ale kyselinotvorný prvek kyseliny. Ten se sám redukuje na oxid a neutralizací dalšími molekulami kyseliny vzniká sůl. Při reakci hliníku s kyselinou dusičnou se může kyselina redukovat na oxid dusnatý nebo na amoniak.



S kyslíkem reagují kovy nalevo od vodíku za normální teploty, kovy od vodíku napravo až za teploty zvýšené. Kovy s vysokou hodnotou elektrického potenciálu – Ag, Au, Pt – již s kyslíkem nereagují

1.11 Přechodné a nepřechodné kovy

Přechodné kovy, ať se jedná o neutrální atomy nebo ionty, mají částečně zaplněné vnitřní orbitály *d* nebo *f*. Toto ale neplatí u zinku, kadmia a rtuť, které jsou zařazovány mezi přechodné kovy jen kvůli podobným vlastnostem.

Podle výstavbového principu nejsou ničím zvláštní, zaplňují se nejdříve orbitály s nižší energií. Jejich výjimečnost se projeví až při ionizaci atomů, kdy se nejdříve oddělují elektrony z těch orbitálů, které mají nejvyšší hlavní kvantové číslo. Například u skandium ($_{21}\text{Ni}: (\text{Ar}) 3d^1 4s^2$) je to tedy orbitál 3d a ne očekávaný orbitál 4s. Při dalším postupném zaplňování orbitálů elektrony dochází ke dvěma výjimkám, a to u chromu a mědi. Tyto atomy mají menší energii, pokud přejde jeden elektron z orbitálu 4s do orbitálu 3d.

symbol	protonové číslo	bod tání	bod varu
Sc	21	1541	2830
Ti	22	1668	3287
V	23	1890	3407
Cr	24	1857	2672
Mn	25	1244	2061
Fe	26	1535	2861
Co	27	1495	2927
Ni	28	1453	2913
Cu	29	1083	2567
Zn	30	419,58	907
Y	39	1522	3338
Zr	40	1852	4377
Nb	41	2458 - 2478	4742
Mo	42	2617	4612
Tc	43	2172	4877
Ru	44	2334	4150
Rh	45	1966	3695
Pd	46	1552	2940
Ag	47	961,93	2162
Cd	48	320,9	765
W	74	3390 - 3430	5660
Re	75	3180	5627
Os	76	3054	5027
Ir	77	2410	4130
Pt	78	1772	3827
Au	79	1064,43	2808
Hg	80	-38,87	356,58

Tabulka 3: Body tání a varu přechodných kovů

Všechny přechodné kovy jsou až na zlato a měď stříbrobílé s kovovým leskem. Jsou pevné, kujné a dobře vedou elektrický proud. Jejich elektronová konfigurace jim dává charakteristické vlastnosti.

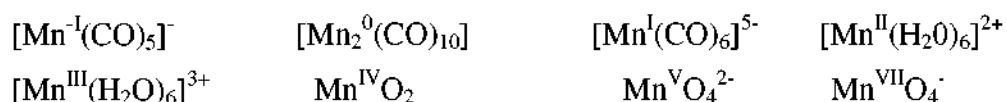
Čím je v atomech těchto prvků více nespárovaných d-elektronů a částečně zaplněných d-orbitálů, může vznikat více vazeb a tím pevnější je spojení mezi atomy kovu. Protože na začátku přechodných řad se začínají orbitály d teprve zaplňovat a na jejich konci jsou již úplně zaplněné, je zřejmé, že nejpevnější spojení mezi atomy kovu bude v přechodných řadách uprostřed. Mají také nejvyšší body tání, varu a nejvyšší hustoty (Tab. 3). U prvků skupiny zinku si můžeme všimnout výjimečně nízké teploty tání a varu. Vysvětluje se to tím, že mají plně zaplněnou předposlední sféru, jež se tedy nepodílí na vazbě.

3. Charakteristické reakce kovů

2.1 Barevné reakce

Krystal nebo roztok kovu pohlcuje část dopadajícího světelného záření a k této absorpci dochází tehdy, je-li energie dopadajícího světelného záření rovna nebo blízká rozdílu energií základního a excitovaného stavu. Látka se jeví barevnou, spadá-li energie pohlceného záření do viditelné oblasti elektromagnetického záření.

Barevnost kovu souvisí s jeho elektronovou konfigurací. Při pohlcení elektromagnetického záření dochází k přechodu elektronů mezi energeticky blízkými hladinami. Největší pestrost barevných variací prvků mají d-prvky, jelikož u většiny ostatních látek dochází k absorpci záření v nižší – infračervené nebo ve vyšší – ultrafialové části spektra. Barevnost d-prvků je také dána velkou variabilitou oxidačních čísel, což je způsobeno neúplným obsazením d-orbitálů. Příkladem by mohl být mangan, který má velikou pestrost oxidačních čísel.



Bezbarvé jsou pouze ionty s prázdnými d-orbitály, jako třeba Sc^{3+} nebo s úplně obsazenými d-orbitály, jako má třeba Cu^+ .

Tab. 4: Zbarvení hydratovaných iontů některých d-prvků 4.periody

Sc	V	Cr	Mn	Fe	Cu
Sc^{3+} bezbarvé	V^{2+} fialový V^{3+} zelený VO^{2+} modrý VO_4^{3-} bezbarvý	Cr^{2+} modrý Cr^{3+} zelený CrO_4^{2-} žlutý	Mn^{2+} narůžovělý MnO_4^{2-} zelený MnO_4^- fialový	Fe^{2+} zelený Fe^{3+} žlutohnědý	Cu^+ bezbarvý Cu^{2+} modrý

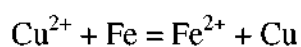
Látka pohlcuje pouze tu část spektra, jehož vlnová délka odpovídá rozdílu energií základní a excitované hladiny, ostatní propouští. Každé vlnové délce ve viditelné oblasti spektra odpovídá určitá barevná oblast. Když látka pohltí elektromagnetické záření o vlnové délce, která odpovídá modré oblasti spektra, bude mít látka barvu, která je k modré komplementární. V tomto případě jde o oranžovou.

Tabulka 5: Přehled solí způsobujících zbarvení plamene

Vlnová délka absorbovaného světla v nm	Barva absorbovaného světla	Látka se jeví jako
700-650	červená	zelená
650-600	oranžová	modrá
600-550	žlutá	fialová
550-500	zelená	červená
500-450	modrá	oranžová
450-400	fialová	žlutá

2.2. Vzájemné vytěsňování kovů

Pokud jsou kovy v roztoku ve formě iontu, mohou se navzájem vytěsňovat. Tyto vlastnosti lze odvodit z postavení kovu v elektrochemické řadě napětí. S rostoucí hodnotou elektrického potenciálu (v řadě více doprava) uvolňují kovy obtížněji valenční elektrony a méně ochotně reagují. To znamená, že pokud se v roztoku vyskytují dva kovy v iontovém stavu, ten, který má vyšší elektrochemický potenciál (je více ochotný reagovat), vytlačí méně aktivní kov z jeho sloučeniny.



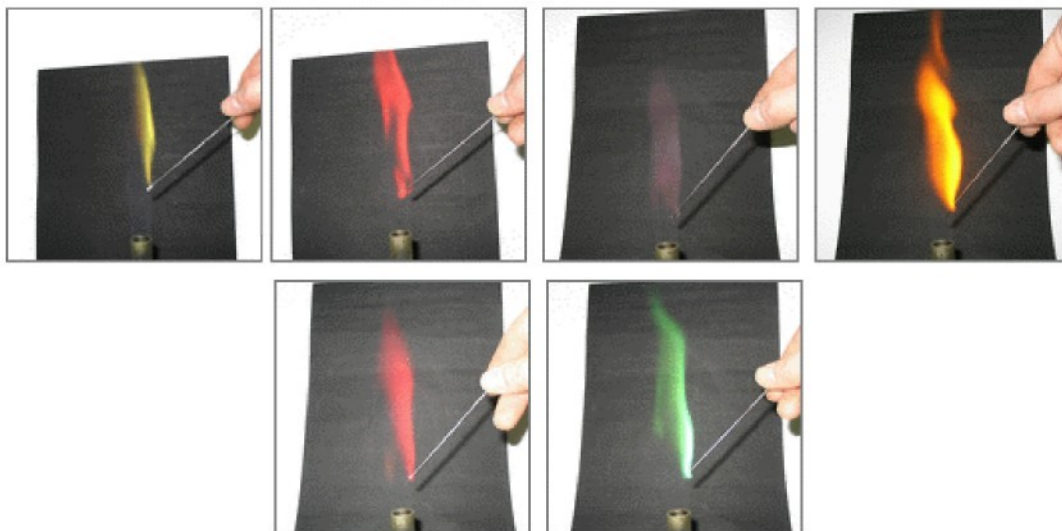
Čím negativnější je hodnota standardního potenciálu kovu, tím větší je jeho tendence přecházet do roztoku v podobě kationtu a tím silnější redukční účinky má.

2.3. Plamenové zkoušky

Kovy, které dokáží barvit plamen ohně se nachází v I, II a III hlavní podskupině periodické soustavy prvků.

Podstatou těchto reakcí je, že při intenzivním zahřívání plamenem přijímají atomy kovů energii a tím dochází k excitaci jednoho nebo více elektronů do energeticky vyšších hladin dále od jádra. Při přechodu zpět na hladinu energeticky chudší se zbavují nadbytečné energie vyzářením světla určité vlnové délky, což se projeví zbarvením plamene.

Barvení plamene se zkouší se stopou látky na platinovém (v nouzi vypáleném ocelovém) drátku. Ten očistíme ponořením do čisté koncentrované HCl a vyžehlíme v plameni. Tuto operaci provádíme tak dlouho, až se plamen nebarví. Pak drátek namočíme do roztoku chloridu kovů a vložíme do spodní oblasti plynového plamene. Platinový drátek nekládáme do svítivého plamene.



Obr.8-13: Plamenové zkoušky s sodíkem, lithiem, draslíkem, vápníkem, stronciem a mědí

Jednotlivé kovy zbarvují plamen takto:

Li - purpurově červeně

Na - intenzivně žlutě

K - fialově (do růžova)

Rb - fialově

Cs - fialově

Ca - cihlově červeně

Sr - karmínově červeně

Ba - žlutozeleně

B - jablečně zeleně (H_3BO_3)

In - modrofialově až modře

Tl - smaragdově zeleně

Mo - sírově žlutě (MoO_2)

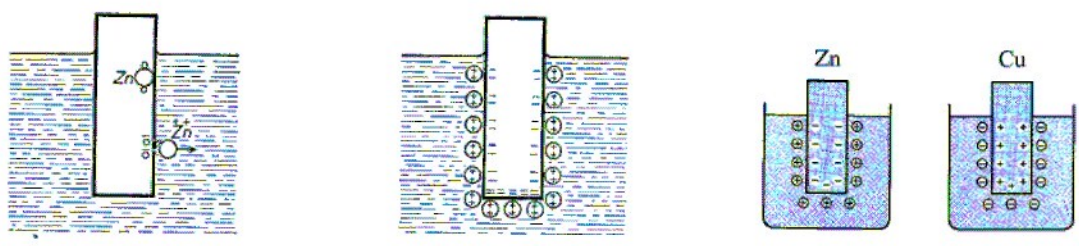
Cu - modrozeleně (CuCl_2)

Se - chrpově modře

Mn - zeleně za současného jiskření (jako MnCl_2)

2.4 Reakce kovů v kapalinách

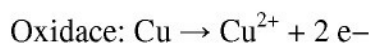
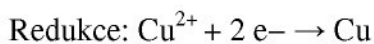
Kovy jsou tvořeny krystalovou mřížkou kladně nabitých kationtů a elektrony kolem nich. Pokud ponoříme destičku nějakého kovu, například zinku, do vody, ionty zinku se hydratují, jejich vazba s ostatními ionty se zeslabuje a určité množství se od kovu odštěpí a přejde do vody v blízkosti povrchu destičky. Voda se tak nabíjí kladně a destička záporně. Ionty Zn^{2+} se však nerozptylují po roztoku, protože jsou záporně nabitou destičkou přitahovány zpět. V blízkém okolí destičky vzniká elektrická dvojvrstva - mezi ionty zinku a destičkou vzniká elektrické pole a ustanovuje se rovnováha. Takto vzniklé pole brání uvolňování více iontů zinku do roztoku – uvolňování iontů zinku po ustanovení rovnováhy nekončí, pouze probíhá stejnou rychlostí jako vylučování iontů z roztoku na povrch kovu.



Obrázek 10-12: Vznik elektrické dvojvrstvy na povrchu kovů [Zdroj 3]

Jaká rovnováha se mezi kovem a roztokem ustanoví, záleží jak na materiálu elektrod, tak i na elektrolytu. Napětí, které vznikne mezi povrchem kovu a elektrolytem, se nazývá elektrochemický potenciál.

Pokud do elektrolytu vložíme dvě elektrody a připojíme zdroj elektrického napětí, mluvíme o elektrolýze. Pokud připojíme nějaký spotřebič, mluvíme o galvanickém článku. Při elektrolýze dochází působením elektrického proudu k chemickým reakcím iontu na elektrodách, u galvanického článku dochází díky chemickým reakcím na elektrodách ke vzniku elektrického proudu. Při elektrolýze na katodě (záporné elektrodě) probíhá redukce – reakce, při níž se spotřebovávají elektrony a na anodě (kladné elektrodě) dochází k oxidaci – elektrony vznikají.



Jinými slovy bychom mohli popsat tento děj i takto: Pokud ponoříme do roztoku CuSO_4 dvě měděné elektrody a připojíme vnější zdroj elektrického proudu, budou kationty Cu^{2+} na katodě přijímat elektrony a vylučovat se na ní ve formě mědi. Naopak na anodě reagují ionty SO_4^{2-} s mědí za vzniku CuSO_4 . Koncentrace roztoku se při tomto ději nemění, pouze na jedné elektrodě mědi ubývá a na druhé stejně rychle přibývá. Pokud bychom do tohoto roztoku ponořili dvě platinové elektrody, bude se na katodě také vylučovat měď, ale na anodě budou ionty SO_4^{2-} reagovat s vodou za vzniku kyslíku.

Ponoříme-li kov do roztoku jeho vlastní soli, zvýšená koncentrace iontů v roztoku způsobí rychlejší přesun iontů z roztoku do kovu, takže se rovnováha ustálí při menším rozdílu potenciálů. Kovy, jejichž ionty mají větší tendenci

přecházet do roztoku, se i zde nabíjí záporně. Naopak kovy, jejichž ionty nepřechází tak rychle se nabíjejí kladně, protože před ustálením rovnováhy ionty z roztoku přechází do kovu rychleji, než ionty z kovu do roztoku.

Pokud bychom chtěli změřit elektrodový potenciál jedné elektrody, musíme na to jít trochu oklikou, protože jeho hodnota nelze měřit přímo. Co můžeme změřit přímo, je součet všech potenciálů galvanického článku, který se projeví jako rozdíl potenciálů na jeho svorkách. Jeho hodnotu ovlivňuje materiál elektrod, koncentrace elektrolytu, teplota, tlak a i to, je-li článek v průběhu měření zatížen nebo je-li v bezproudém stavu. V bezproudém stavu je rozdíl potenciálů na svorkách největší a nazývá se rovnovážné napětí článku E . Jeho hodnota závisí na obou elektrodách a podle mezinárodně přijaté konvence se jeho číselná hodnota spočítá tím způsobem, že od redukčního potenciálu pravé elektrody odečteme redukční potenciál levé elektrody. Podle konvence je záporná elektroda (anoda, kde dochází k oxidaci) vždy nalevo a kladná (katoda, kde dochází k redukci) napravo.

$$E = E_{\text{pravý}} - E_{\text{levý}}$$

Pokud budeme měřit hodnotu elektrodového potenciálu vždy relativně ke stejné elektrodě, můžeme určit relativní hodnotu elektrodového potenciálu vzhledem k referenční elektrodě. To samé děláme, určujeme-li nadmořskou výšku. Výška určitého bodu se udává vzhledem k hladině moře. Stejně tak i hodnota elektrodového potenciálu se určuje vzhledem k jiné elektrodě, již je elektroda vodíková. Standardní vodíkové elektrodě byla konvencí přisouzena hodnota 0 při všech teplotách.

Spojíme-li standardní vodíkovou elektrodu k jiné elektrodě X, pak napětí, které naměříme, udává standardní elektrodový potenciál elektrody X. Hodnotu elektrodového potenciálu nemusíme jen měřit, můžeme ji i vypočítat podle Nernstovy rovnice:

$$E = E^0 - \frac{0,0591}{n} \log \frac{[A_{Red}]}{[A_{Ox}].[H^+]^m}$$

E	<i>elektrický potenciál elektrody</i>
E^0	<i>standardní elektrodový potenciál</i>
n	<i>počet elektronů, jež se vyměňují</i>
m	<i>počet vodíkových iontů účastnících se reakce</i>
$[A_{Red}]$	<i>koncentrace redukované formy látky</i>
$[A_{Ox}]$	<i>koncentrace oxidované formy látky</i>
$[H^+]$	<i>koncentrace vodíkových kationtů</i>

Jelikož je standardní potenciál stavová funkce, nemusíme tabelovat hodnoty E pro všechny prozkoumané články. Stačí znát standardní redukční potenciály jednotlivých elektrod a z nich vypočítat E podle výše zmíněného vzorce.

Například v roztoku kyseliny sírové je elektrochemický potenciál pro zinek – 0,76 V, pro měď 0,34 V. Dohromady tvoří stejnosměrný zdroj napětí $\mathcal{E} = 1,1$ V.

Ušlechtlejší kovy uvolňují do roztoku menší počet iontů, než kovy méně ušlechtilé, protože se u ušlechtilých kovů ionty a elektrony přitahují větší silou. Proto je rozdíl potenciálu mezi mědí a vodou menší, než mezi zinkem a vodou.

4. Vlastnosti jednotlivých skupin kovů

Jednou z největších charakteristik kovů je jejich rozdělení na přechodné a nepřechodné. O tomto rozdělení a změně ve vlastnostech se zmiňujeme v kapitole 2.11.

3.1 Alkalické kovy

Skupinu alkalických kovů tvoří šest prvků – lithium, sodík, draslík, rubidium, cesium a francium.

Tabulka 6: Vybrané vlastnosti alkalických kovů

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Iontový poloměr (pm)	Atom. objem (cm ³ /mol)	Elektro-negativita	Bod tání (°C)	Bod varu (°C)	Hustota (g/cm ³)
Lithium	3	6,941	205	76	13,1	1.0	180,54	1342	0,53
Sodík	11	22,9898	223	102	23,7	1.0	97,81	882,9	0,971
Draslík	19	39,098	277	151	45,46	0.9	63,25	759,9	0,862
Rubidium	37	85,4678	298	161	55,9	0.9	38,89	686	1,53
Cesium	55	132,905	334	174	71,07	0.8	28,4	669,3	1,873
Francium	87	223				0.8	27	677	

Atomy alkalických kovů mají ve valenční sféře jeden elektron ve stavu ns , kde $n = 2, 3, 4, 5, 6, 7$. Tento elektron se velmi snadno odštěpuje, čímž vznikají kationty M^+ . V tabulce vlastností alkalických kovů si můžete všimnout rozdílu velikosti atomu a kationtu prvku. Atomy alkalických kovů jsou nejobjemnější ze všech prvků v dané periodě a důsledkem toho mají nízké hodnoty hustoty, ionizační energie a elektronegativity. Z nízkých hodnot elektronegativity lze usuzovat, že ve svých sloučeninách budou vázány převážně iontovou vazbou, nebo vazbou velmi podobnou iontové. Kationty alkalických prvků jsou většinou bezbarvé a totéž platí i o sloučeninách, pokud ovšem neobsahují barevný anion.

Alkalické kovy jsou stříbrolesklé, ale pouze za nepřístupu vzduchu a vlhkosti. Mají malou hustotu a první tři prvky jsou lehčí než voda, lithium plave i na petroleji. Jsou velmi měkké a lze je krájet nožem. Nejtvrdším prvkem je lithium a odtud tvrdosti ubývá s rostoucím protonovým číslem prvku. Podobný průběh lze

pozorovat i u jiných vlastností, které souvisí s pevností sil v krystalové mřížce kovu, jako bod tání a bod varu. Charakteristickou vlastností těchto prvků je schopnost zbarvovat plamen – lithium karmínově, sodík žlutě, draslík fialově, rubidium červenofialově a cesium modrofialově.

Kvůli svému silně elektropozitivnímu charakteru jsou alkalické kovy velice reaktivní a jejich reaktivita stoupá s rostoucím protonovým číslem. Přímě reagují s vodou a kyslíkem, a proto se neuchovávají na vzduchu, ale v chemicky netečném prostředí, například pod petrolejem. Alkalické kovy reagují s

- a) vodíkem: za vyšších teplot za vzniku hydridů, $2 M + H_2 \rightarrow 2 MH$
- b) kyslíkem: lithium se oxiduje na oxid, $4 Li + O_2 \rightarrow 2 Li_2O$. Sodík reaguje na peroxid sodný, $2 Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$, kdežto u draslíku, rubidia a cesia vznikají superoxidy, $M + O_2 \rightarrow MO_2$
- c) dusíkem: s volným dusíkem reaguje pouze lithium, které tvoří nitrid lithný, $6 Li + N_2 \rightarrow 2 Li_3N$
- d) halogeny: vznikají alkalické halogeny, $2 M + X_2 \rightarrow 2 MX$
- e) sírou: vznikají sulfidy, $2 M + S \rightarrow M_2S$
- f) vodou: vznikají hydroxidy, $2 M + 2 H_2O \rightarrow 2 MOH + H_2$
- g) rtuť: na amalgamy.

3.2 Kovy skupiny berylia

Kovy skupiny berylia tvoří berylium, hořčík a kovy alkalických zemin – vápník, stroncium, bariem a radium.

Jak přibývá elektronových vrstev, narůstá velikost atomů a klesá hodnota elektronegativity. Kovové vlastnosti se v řadě od berylia do radia zesilují. První dva kovy se od ostatních liší tím, že se kvůli malému poloměru kationtu váží spíše kovalentní vazbou.

Tabulka 7: Vybrané vlastnosti kovů skupiny berylia

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Ionový poloměr (pm)	Atom. objem (cm ³ /mol)	Elektro-negativita	Bod tání (°C)	Bod varu (°C)	Hustota (g/cm ³)
Berylium	4	9,01218	14	45	5	1.5	1287	2472	1,848
Hořčík	12	24,305	172	72	13,97	1.2	648,8	1090	1,738
Vápník	20	40,08	223	100	25,9	1.0	839	1484	1,55
Stroncium	38	87,4678	245	126	33,7	1.0	769	1384	2,6
Barium	56	137,34	278	142	39,24	0.9	725	1897	3,51
Radium	88	226,0254		162	45,2	0.9	700	1140	5

Atomy kovů skupiny berylia mají ve valenční sféře dva elektrony ve stavu ns, kde $n = 2, 3, 4, 5, 6, 7$. Odštěpením jednoho nebo dvou elektronů z valenční sféry vznikají kationty M^+ a M^{2+} . Při chemických reakcích se tvoří kationty M^{2+} a většinou vystupují jako redukční činidla. Snadný vznik těchto kationtů je důsledkem velké elektropozitivity této podskupiny a s rostoucím atomovým číslem prvku ještě stoupá.

Kovy skupiny berylia jsou šedobílé až bílé, na vzduchu ztrácejí svůj lesk. V porovnání s alkalickými kovy jsou tvrdší, mají větší hustoty, teploty tání i varu a větší elektronegativity. Z tabulky vidíme, že hustota klesá od berylia k vápníku a pak opět roste. Také bod tání a varu je u berylia značně vyšší, než u ostatních prvků, což je dáno opět jeho malým atomovým poloměrem.

Z hodnoty standardních potenciálů je vidět, že prvky podskupiny II.A jsou velmi reaktivní. Na vzduchu se pokrývají vrstvičkou oxidů, která je u berylia a hořčíku velmi pevná a chrání je proti další oxidaci. U ostatních kovů probíhá oxidace hlouběji. Zahřátím na vyšší teplotu shoří tyto kovy na oxidy, částečně i na peroxidy. Reagují s

- vodíkem: za vyšších teplot za vzniku hydridů, MH_2
- kyslíkem: všechny kovy se s kyslíkem slučují přímo, berylium až za vyšší teploty. Spalují se na oxidy MO
- dusíkem: všechny kovy se s dusíkem slučují za vyšších teplot přímo na M_3N_2
- sírou: přímou reakcí za vyšších teplot vznikají sírany MS

- e) halogeny: tvoří se halogenidy MX_2
- f) vodou: reagují berylium a hořčík až za vyšších teplot, protože jejich povrch je chráněn vrstvou nerozpustných oxidů. Kovy alkalických zemin reagují již za normální teploty. Vznikají hydroxidy $M(OH)_2$
- g) kyselinami: reagují snadno.

3.3 Kovy skupiny hliníku

Skupinu kovů hliníku tvoří hliník, galium, indium a thalium. Do této skupiny patří ještě bor, ale je to nekovový prvek.

Tabulka 8: Vybrané vlastnosti kovů skupiny hliníku

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Ionový poloměr (pm)	Atom. objem (cm ³ /mol)	Elektro-negativita	Bod tání (°C)	Bod varu (°C)	Hustota (g/cm ³)
Hliník	13	26,98154	182	54	10	1.5	660,37	2519	2,702
Galium	31	69,72	181	62	11,8	1.7	29,78	2204	5,907
Indium	49	114,82	200	80	15,7	1.6	156,61	2080	7,31
Thalium	81	204,37	208	159	17,2	1.8	303,5	1455	11,85

Tyto prvky mají ve své valenční vrstvě tři elektrony, jejichž elektronová konfigurace je $(ns)^2 (np)^1$. Hliník má, narozdíl od ostatních, v předposlední slupce 8 elektronů, zatímco ostatní mají 18. Kvůli tomu se vlastnosti hliníku často odlišují od zbývajících prvků této skupiny. Bohužel ani u ostatních prvků nemůžeme tak jednoduše odvodit jejich vlastnosti z postavení ve skupině. U posledních dvou prvků je zřejmý vliv elektronů v orbitálu ns (inertní pár), což způsobuje menší stálost oxidačního čísla III. Thalium raději zaujímá oxidační číslo I. Jelikož mají prvky této skupiny rozdílné vlastnosti, nereagují také všechny stejně. Jmenujme si tedy pouze reakce prvního kovu této skupiny, hliníku. Hliník reaguje s

- a) kyslíkem: hliník redukuje kovy z jejich oxidů a tato reakce se nazývá aluminotermie. $3 SiO_2 + 4 Al \rightarrow 3 Si + 2 Al_2O_3$
- b) vzduchem: za vyšších teplot. Za normálních teplot ho chrání vrstvička oxidu
- c) halogeny: za vzniku halogenidů AlX_3

3.4 Kovy skupiny germania

Prvky skupiny germania tvoří germanium, cín a olovo. Zabývat se budeme ale pouze cínem a olovem, protože germanium je polokov.

Tabulka 9: Vybrané vlastnosti kovů skupiny germania

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Iontový poloměr (pm)	Atom. objem (cm ³ /mol)	Elektro-negativita	Bod tání (°C)	Bod varu (°C)	Hustota (g/cm ³)
Germanium	32	72,59	152	53	13,6	1,9	937,4	2830	5,323
Cín	50	118,69	172	71	16,3	1,8	231,97	2602	7,3
Olovo	82	207,2	181	119	18,17	1,8	327,502	1740	11,34

Kovy skupiny germania mají ve svých atomech čtyři valenční elektrony, čímž se podobají uhlíku. Bohužel schopnost vytvářet čtyři kovalentní vazby klesá s rostoucím protonovým číslem, proto se v tomto stavu nevyskytují tak obvykle. Daleko větší je schopnost vytvářet kationt N^{2+} , ze kterých je nejstálější Pb^{2+} . Kovy skupiny germania tvoří i komplexní sloučeniny, v nichž jsou součástí anionů.

Oba kovy jsou stříbrolesklé a měkké. Rozdíl je v tom, že cín je na vzduchu za normální teploty stálý, kdežto olovo se povléká vrstvou oxidu a uhličitanu, které ho chrání před další oxidací. Oba za normální teploty nereagují s vodou.

3.5 Kovy skupiny arsenu

Kovy skupiny arsenu tvoří arsen, antimon a bismut. Arsen je možný řadit mezi polokovy a proto se jím nebudeme zabývat.

Tabulka 10: Vybrané vlastnosti kovů skupiny arsenu

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Iontový poloměr (pm)	Atom. objem (cm ³ /mol)	Elektro-negativita	Bod tání (°C)	Bod varu (°C)	Hustota (g/cm ³)
Antimon	51	121,75	153	76	18,23	1,8	630,74	1587	6,684
Bismut	83	208,9804	163	103	21,3	1,8	271,3	1560	9,8

Kovy skupiny arsenu mají pět valenčních elektronů a mají elektronovou konfiguraci $ns^2 np^3$. Další běžná oxidační čísla jsou III a – III. Oxidační číslo –III tvoří doplněním valenční sféry elektronů na konfiguraci nejbližšího vzácného plynu a toto je typické pro antimon. Bismut je běžně netvoří. U něj častěji dochází k odštěpení elektronů z valenční sféry a vzniku kationtu Bi^{3+} .

Na vzduchu jsou tyto prvky stálé, pokrývají se pouze tenkou vrstvičkou oxidů. Přímě se slučují s halogeny, sírou, selenem, telurem a některými kovy.

3.6 Kovy skupiny skandia

Kovy skupiny skandia tvoří skandium, yttrium, lanthan a aktinium.

Tabulka 11: Vybrané vlastnosti kovů skupiny skandia

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Ionový poloměr (pm)	Atom. objem (cm^3/mol)	Elektro-negativita	Bod tání ($^{\circ}C$)	Bod varu ($^{\circ}C$)	Hustota (g/cm^3)
Skandium	21	44,9559	209	75	15	1.2	1541	2830	3,1
Yttrium	39	88,9059	227	102	19,8	1.1	1522	3338	4,47
Lanthan	57	138,9055	274	116	20,73	1.1	918	3464	6,7
Aktinium	89	227			22,54	1.0	1050	3200	10,07

Elektronová konfigurace kovů skandia je $(n-1) d^1 ns^2$.

Jsou to na vzduchu málo stálé prvky. Ztrácí lesk a povlékají se vrstvou oxidu a hydroxidu. Protože se těžko redukuje z kyslíkatých sloučenin, je možné je získat elektrolýzou roztavených halogenidů nebo redukcí vápníkem. Ve sloučeninách mají vždy oxidační číslo III a při reakcích využívají všechny valenční elektrony. V mnohých vlastnostech se podobají lanthanoidům.

3.7 Kovy skupiny titanu

Kovy skupiny skandia tvoří titan, zirkon, hafnium a rutherfordium

Tabulka 12: Vybrané vlastnosti kovů skupiny titanu

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Ionový poloměr (pm)	Atom. objem (cm ³ /mol)	Elektro-negativita	Bod tání (°C)	Bod varu (°C)	Hustota (g/cm ³)
Titan	22	47,9	200	061	10,64	1,4	1668	3287	4,5
Zirkon	40	91,33	216	084	14,1	1,3	1852	4377	6,4
Hafnium	72	178,49	216	083	13,6	1,3	2227	4602	13,2
Rutherfordium	104	261							

Elektronová konfigurace kovů skandia je $(n-1) d^2 ns^2$ a mají nejvyšší oxidační číslo IV.

Jsou to bílé lesklé kovy, na vzduchu celkem stálé. Reagují s kyslíkem za vzniku oxidů, s halogeny, vodíkem, dusíkem a borem. Nejvíce reaktivním je titan, který má z nich nejvyšší elektronegativitu.

3.8 Kovy skupiny vanadu

Kovy skupiny skandia tvoří vanad, niob a tantal

Tabulka 13: Vybrané vlastnosti kovů skupiny vanadu

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Ionový poloměr (pm)	Atom. objem (cm ³ /mol)	Elektro-negativita	Bod tání (°C)	Bod varu (°C)	Hustota (g/cm ³)
Vanad	23	50,9414	192	54	8,78	1,5	1890	3407	5,8
Niob	41	92,9064	208	64	10,87	1,3	2470	4742	8,57
Tantal	73	180,9479	209	64	10,9	1,4	2996	5426	16,6

Elektronová konfigurace kovů skandia je $(n-1) d^3 ns^2$ a mají nejvyšší oxidační číslo V.

Kovy skupiny vanadu jsou lesklé, šedé, tvrdé a mají vysoké teploty tání a varu. Reaktivita klesá od vanadu k tantalu, který se v mnohém podobá ušlechtilým kovům. Vanad je zajímavý svou barevností sloučenin s různými oxidačními čísly. Více o tom podává tabulka.

Tabulka 14: Barevnost iontů v závislosti na oxidačním čísle [Zdroj 3]

Oxidační číslo vanadu	II	III	IV	V
Typický ion	V^{2+}	V^{3+}	VO^{2+}	VO_3^-
Barva vodného roztoku	fialový	zelený	modrý	bezbarvý
	-0,2 V		+0,3 V	+1,0 V
Standardní potenciál redox, E°				
Redukční činidla			SO_2, I^- Sn^{2+}, Ti^{3+} Zn/H^+	
Typická sloučenina	VSO_4	$V_2(SO_4)_3$	$VOCl_2$	NH_4VO_3

3.9 Kovy skupiny chromu

Kovy skupiny chromu tvoří chrom, molybden a wolfram.

Tabulka 15: Vybrané vlastnosti kovů skupiny chromu

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Iontový poloměr (pm)	Atom. objem (cm^3/mol)	Elektro-negativita	Bod tání ($^\circ C$)	Bod varu ($^\circ C$)	Hustota (g/cm^3)
Chrom	24	51,996	185	62	7,23	1.6	1857	2672	7,19
Molybden	42	95,94	201	59	9,4	1.4	2617	4612	10,2
Wolfram	74	183,5	202	60	9,53	1.5	3420	5660	19,3

Kovy skupiny chromu jsou stříbrolesklé a tvrdé, chemicky dosti odolné. Jejich reaktivita v řadě od chromu k wolframu klesá. Význačnou vlastností molybdenu a wolframu jsou vysoké teploty tání. U wolframu je to nejvyšší hodnota ze všech kovů.

3.10 Kovy skupiny manganu

Kovy skupiny manganu tvoří mangan, technecium a rhenium.

Tabulka 16: Vybrané vlastnosti kovů skupiny manganu

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Ionový poloměr (pm)	Atom. objem (cm ³ /mol)	Elektro-negativita	Bod tání (°C)	Bod varu (°C)	Hustota (g/cm ³)
Mangan	Mn	25	54.938	1.79	0.67	1.6	1244	2061	7.43
Technecium	Tc	43	97	1.95		1.5	3180	5627	21
Rhenium	Re	75	186.207	1.97	0.53	1.4	2172	4877	11.5

Kovy skupiny manganu jsou stříbrolesklé a velice tvrdé. Kromě manganu, který patří mezi poměrně reaktivní kovy, jsou na vzduchu stálé. Mangan je také zajímavý svými barevnými sloučeninami.

Tabulka 17: Barevnost iontů v závislosti na oxidačním čísle

oxidační číslo	Elektronová konfigurace valenční vrstvy	Charakteristika sloučenin a barva roztoků
II	3d ⁵	Mn ²⁺ - růžové, dosti stálé vůči oxidaci
III	3d ⁴	Mn ³⁺ - červené
IV	3d ³	MnIV - např. MnO ₂ a MnO ₃ ²⁻
V	3d ²	MnO ₄ ³⁻ - modré, oxidační činidla
VI	3d ¹	MnO ₄ ²⁻ - zelené, oxidační činidla
VII	3d ⁰	MnO ₄ ⁻ - fialové, oxidační činidla
Další méně běžná oxidační čísla manganu: Mn ^{-III} ; Mn ^{-I} ; Mn ⁰ ; Mn ^I		

3.10 Přechodné kovy VIII. B skupiny

Do VIII. B skupiny patří těchto devět přechodných kovů – železo, kobalt, nikl, ruthenium, rhodium, palladium, osmium, iridium a platina. Těchto devět kovů se ještě dále rozděluje na triády železa, lehké platinové kovy a těžké platinové kovy.

4. perioda	Fe	Co	Ni	triády železa
5. perioda	Ru	Rh	Pd	lehké platinové kovy
6. perioda	Os	Ir	Pt	těžké platinové kovy

Zatímco u prvků Fe – Ru – Os je podobnost ve vlastnostech mezi prvním prvkem a dalšími poměrně malá, je tato podobnost více patrná u prvků Co – Rh – Ir. Jde hlavně o časté oxidační číslo III a podobné komplexy. U prvků Ni – Pd – Pt je tato podobnost ještě patrnější. Jsou podobné zejména v oxidačních číslech, elektronovou strukturou a stereochemií komplexů. V řadě fyzikálních a chemických vlastností jsou však výraznější podobnosti v periodách a bývá zvykem probírat tyto vlastnosti po periodách, nikoli po skupinách

3.10.1 Triády železa

Do triád železa patří železo, kobalt a nikl.

Tabulka 18: Vybrané vlastnosti triád železa

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Ionový poloměr (pm)	Atom. objem (cm ³ /mol)	Elektro-negativita	Bod tání (°C)	Bod varu (°C)	Hustota (g/cm ³)
Železo	Fe	26	55.847	1.72	0.55	1.6	1535	2861	7.86
Kobalt	Co	27	58.9332	1.67	0.65	1.8	1495	2927	8.9
Nikl	Ni	28	58.7	1.62	0.69	1.8	1453	2913	8.9

Odlišnost triád železa od platinových kovů se vysvětluje vřazením 14 lanthanoidů a 14 aktinoidů před platinové kovy.

Jsou to těžké, lesklé a feromagnetické kovy. Zahřátím na určitou teplotu (tzv. Curieova teplota) se feromagnetismus ztrácí a stávají se jen paramagnetické. Všechny kovy mají schopnost tvořit slitiny mezi sebou i s jinými kovy. Všechny jsou alotropické (schopnost vyskytovat se v několika různých strukturních formách, které mají odlišné fyzikální vlastnosti).

Všechny tři prvky jsou na suchém vzduchu stálé, ve vlhku železo snadno rezaví. Vznik rzi je důsledkem elektrochemické koroze.

3.10.2 Platinové kovy

Mezi lehké platinové kovy patří ruthenium, rhodium a palladium. Mezi těžké platinové kovy patří osmium, iridium a platina.

Tabulka 19: Vybrané vlastnosti platinových kovů

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Ionový poloměr (pm)	Atom. objem (cm ³ /mol)	Elektro-negativita	Bod tání (°C)	Bod varu (°C)	Hustota (g/cm ³)
Ruthenium	Ru	44	101.07	1.89	0.62	1.4	2334	4150	12.2
Rhodium	Rh	45	102.9055	1.83	0.67	1.4	1966	3695	12.4
Palladium	Pd	46	106.4	1.79	0.64	1.3	1552	2940	12.02
Osmium	Os	76	190.2	1.92	0.63	1.5	3054	5027	22.4
Iridium	Ir	77	192.22	1.87	0.63	1.5	2410	4130	22.42
Platina	Pt	78	195.09	1.83	0.63	1.4	1772	3827	21.45

Jsou to stříbrolesklé, na vzduchu stálé kovy. Zatímco platina, rhodium a palladium jsou kujné, ostatní tři jsou velmi tvrdé a křehké. Charakteristickou vlastností platinových kovů je schopnost adsorbovat značné množství plynů, díky které se používají jako katalyzátory. Na rozdíl od kovů triády železa nejsou tyto kovy feromagnetické.

Značná je i odolnost těchto kovů vůči oxidaci, a to i za vyšších teplot. Většina z nich se nedá převést do roztoku ani účinkem koncentrovaných kyselin nebo dokonce lučavky královské (výjimkou je palladium platina).

3.11 Prvky skupiny mědi

Do této skupiny patří měď, stříbro a zlato.

Měď, stříbro i zlato jsou kujné a tažné kovy s velkou hustotou. Vyznačují se velmi dobrou elektrickou a tepelnou vodivostí (u stříbra nejvyšší ze všech kovů). Nejsou příliš tvrdé. Jsou charakteristické svou barvou. Měď je jasně červená, stříbro bílé a zlato žluté.

Tabulka 20: Vybrané vlastnosti kovů skupiny mědi

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Iontový poloměr (pm)	Atom. objem (cm ³ /mol)	Elektro-negativita	Bod tání (°C)	Bod varu (°C)	Hustota (g/cm ³)
Měď	Cu	29	63.546	1.57	0.73	1.7	1083	2567	8.96
Stříbro	Ag	47	107.868	1.75	1.15	1.4	961.93	2162	105
Zlato	Au	79	196.9665	1.79	0.85	1.4	1064.43	2808	19.32

Jsou to ušlechtilé kovy, přičemž jejich reaktivita se v řadě od mědi ke zlatu zmenšuje.

3.12 Prvky skupiny zinku

Mezi kovy skupiny zinku patří zinek, kadmium a rtuť.

Tabulka 21: Vybrané vlastnosti kovů skupiny zinku

Prvek	Proton. číslo	Atom. hmotnost	Atom. poloměr (pm)	Iontový poloměr (pm)	Atom. objem (cm ³ /mol)	Elektro-negativita	Bod tání (°C)	Bod varu (°C)	Hustota (g/cm ³)
Zinek	Zn	30	65.38	1.53	0.74	1.7	419.58	907	7.14
Kadmium	Cd	48	112.4	1.71	0.95	1.5	320.9	765	8.65
Rtuť	Hg	80	200.59	1.76	1.02	1.4	-38.87	356.58	13.546

Jsou to stříbrolesklé kovy, vyznačující se nízkými hodnotami teploty tání a varu. Za laboratorních podmínek je rtuť jediný kapalný kov vůbec. Všechny tři kovy se snadno slévají s jinými kovy. Některé vlastnosti těchto kovů se podobají vlastnostem přechodných prvků.

Na rozdíl od kovů předcházející skupiny se jejich elektrony, jež jsou v orbitálech (n-1)d, nepodílejí na chemických reakcích. Ve svých sloučeninách mají oxidační číslo II, rtuť může mít i I.

Reaktivita prvků klesá s rostoucím protonovým číslem. Zatímco zinek a kadmium jsou středně reaktivní kovy, rtuť patří mezi kovy ušlechtilé. Značný pokles reaktivity u rtuti lze přičíst vlivu inertního páru elektronů 6s².

5. Experimentální část

Tato část je zaměřena na praktické ověření teoretických znalostí o reakcích kovů. Věnuje se jak vlastnostem, které jsou společné pro všechny kovy (vytěsňování ušlechtilého kovu méně ušlechtilým), tak vlastnostem charakteristickým pro danou skupinu kovů (schopnost zbarvovat plamen), tak i vlastnostem specifickým pro určitý kov.

Každý pokus je opatřen klasifikací z hlediska rizikovosti a časové náročnosti. Nejdříve je uvedena rizikovost pomocí zkratk a dále je uveden čas, potřebný k provedení pokusu.

Rizikovost pokusu:

- a) BŽP Bezpečný žákovský pokus
- b) BDP Bezpečný demonstrační pokus
- c) NDP Nebezpečný demonstrační pokus
- d) VNDP Velmi nebezpečný demonstrační pokus

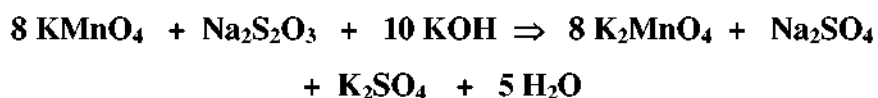
Pomůcky: Zkumavky, laboratorní lžička, skleněná tyčinka, plastová stříkačka, velká kádinka.

Chemikálie: Manganistan draselný, hydroxid draselný, thiosíran sodný, siřičitan sodný.

Postup: Zkoušky provádíme ve zkumavce. Uvedené množství neodměřujeme, ale kvalifikovaně odhadujeme podle výšky sloupce kapaliny ve zkumavce. Není třeba dodržet absolutní množství, ale pouze poměr.

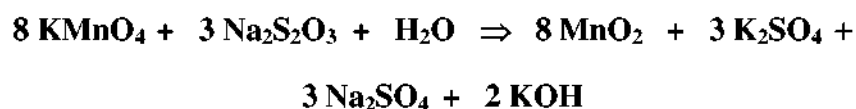
a) Redukce manganistanu draselného v alkalickém prostředí

Ke 2 ml roztoku manganistanu draselného $c = 0,002 \text{ mol/l}$ přidáme 1 ml hydroxidu draselného $c = 2 \text{ mol/l}$ a 0,5 ml thiosíranu sodného $c = 0,5 \text{ mol/l}$.



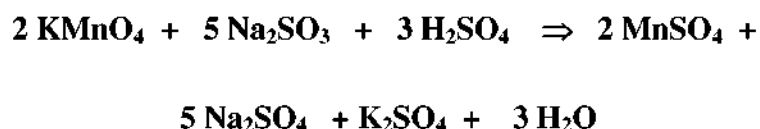
b) Redukce manganistanu draselného v neutrálním prostředí

Ke 2 ml 0,002 M roztoku manganistanu draselného přidáme 0,1 ml 0,5 M thiosíranu sodného



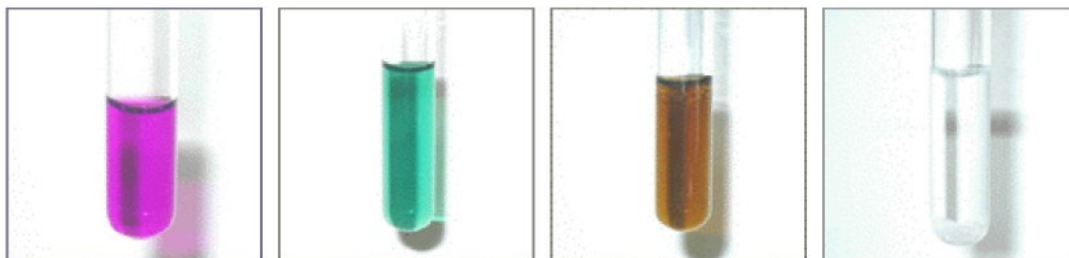
c) Redukce manganistanu draselného v kyselém prostředí

Ke 2 ml roztoku manganistanu draselného o koncentraci 0,002 mol/l přidáme 1 ml kyseliny sírové o koncentraci 1 mol/l a několik krystalků siřičitanu sodného.



Pozorování: Hydroxid sodný a thiosíran sodný odbarví manganistan do tyrkysova. Thiosíran sodný odbarví manganistan do hněda. Siřičitan sodný ho v kyselém prostředí odbarví do téměř bezbarvého roztoku.

Princip: Barevnost kovů souvisí s jeho elektronovou konfigurací. Při pohlcení elektromagnetického záření dochází k přechodu elektronů mezi energeticky blízkými hladinami. Největší pestrost barevných variací prvků mají d-prvky, jelikož u většiny ostatních látek dochází k absorpci záření v nižší – infračervené nebo ve vyšší – ultrafialové části spektra. Barevnost d-prvků je také dána velkou variabilitou oxidačních čísel, což je způsobeno neúplným obsazením d-orbitálů



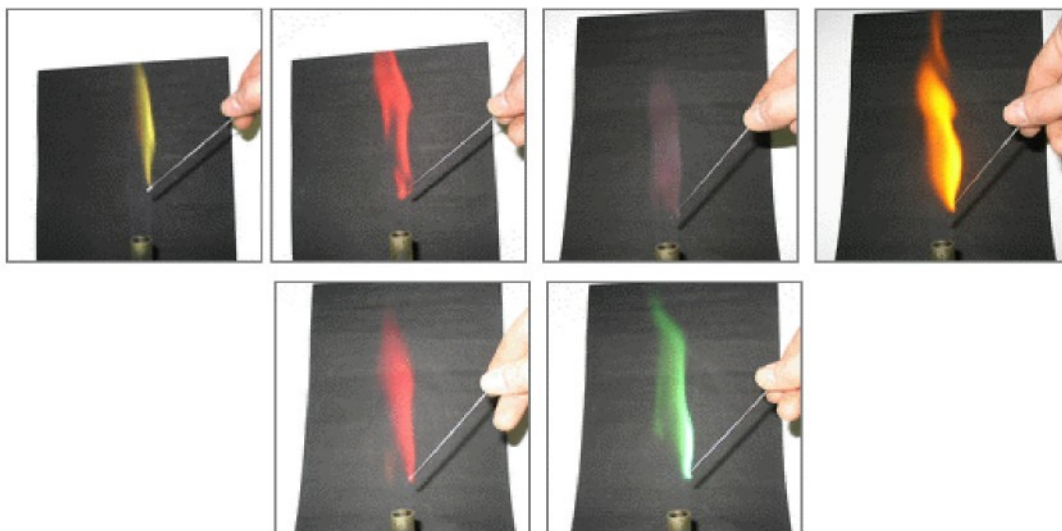
Obr.13-16: Manganistan draselný, manganistan draselný po přidání hydroxidu sodného a thiosíranu, manganistan po přidání thiosíranu, manganistan po přidání kyseliny sírové a siřičitanu sodného.

Pomůcky: Tuha, plynový kahan, tyčinka, zkumavky, laboratorní lžička, skleněná tyčinka.

Chemikálie: Destilovaná voda, chlorid lithný, chlorid sodný, chlorid draselný, chlorid vápenatý, chlorid strontnatý, chlorid měďnatý.

Postup: Vyžíhaná část tuhy (žháme dokud barví plamen) se namočí do zkumavky s roztokem zkoumané soli. Jakmile se plamen přestává barvit, lze tuhu použít ke zkoumání dalšího vzorku. Pokud je barva plamene překryta žlutou, pozorujeme plamen přes kobaltové sklo.

Pozorování: Sodík žlutě, lithium barví plamen červeně, draslík fialově, vápník oranžově, stroncium karmínově červeně, měď modrozeleně.



Obr.17-22: Plamenové zkoušky s sodíkem, lithiem, draslíkem, vápníkem, stronciem a mědí

Princip: Podstatou těchto reakcí je, že při intenzivním zahřívání plamenem přijímají atomy kovů energii a tím dochází k excitaci jednoho nebo více elektronů do energeticky vyšších hladin dále od jádra. Při přechodu zpět na hladinu energeticky chudší se zbavují nadbytečné

energie vyzářením světla určité vlnové délky, což se projeví zbarvením plamene.

Poznámky: Draslík bývá doprovázen malým množstvím sodíku, který překryje barvu draslíku. Použitím kobaltového skla žlutou barvu sodíku odfiltrujeme

4.3 Elektrochemická řada napětí kovů

BŽP, 30 min

Pomůcky: Laboratorní lžička, skleněná tyčinka, plastová stříkačka, kádinky, hřebík.

Chemikálie: Síran železnatý, síran zinečnatý, síran měďnatý, chlorid sodný, kyselina chlorovodíková, dusičnan stříbrný, měděný drát, granule zinku.

Postup: Do šesti kádinek postupně nalijeme roztoky: síranu železnatého, síranu zinečnatého, síranu měďnatého, chloridu sodného, kyseliny chlorovodíkové a dusičnanu stříbrného. Do všech kádinek ponoříme kousek očištěného měděného drátku. Pozorujeme reakci a výsledek zapíšeme do tabulky. Stejný postup opakujeme s granulemi zinku a s odmaštěnými hřebíky.

Bodové ohodnocení reakcí:

Kov reaguje.....2 body

Kov je v roztoku soli stejného kovu.....1 bod

Kov nereaguje.....0 bodů

Princip: Každý z kovů má různou schopnost vyredukovat jiný kov z jeho sloučeniny. Podle hodnot redukčního potenciálu byly kovy seřazeny do elektrochemické řady napětí prvků. Jsou seřazeny od velmi reaktivních po skoro nereagující.





Obr.23-26: Kádinky se sloučeninami, hřebík potažený vrstvou mědi, zinek, zinek potažený vrstvou, mědi

Pozorování: Můžeme vidět, že měď, zinek a železo reagovaly v různých roztocích jinak. Výsledky můžeme vidět v tabulce. Seřadíme-li tyto kovy podle celkového bodového hodnocení, vyjde nám malá elektrochemická řada napětí kovů.

Tabulka 22: Reaktivita jednotlivých kovů

	FeSO ₄	ZnSO ₄	CuSO ₄	NaCl	HCl	AgNO ₃
Cu	-	-	1	-	-	2
Zn	2	1	2	-	2	2
Fe	1	-	2	-	2	2
	3	1	5	0	4	6

Na (0) Zn (1) Fe (3) H (4) Cu (5) Ag (6)

4.4 Koroze železa

BŽP, 10 min

Pomůcky: Zkumavky, skelná vata, zátky, kahan, hřebíky, měděný drátek, hliníkový plíšek.

Chemikálie: Destilovaná voda, převařená voda.

Postup: Do první zkumavky vložíme samotný hřebík, do druhé vložíme hřebík omotaný měděným drátkem tak, aby byl do půlky ponořený ve vodě. Do třetí vložíme hřebík, který se dotýká hliníkového plíšku tak, aby byl do poloviny ponořený ve vodě. Do čtvrté vložíme hřebík obalený skelnou vatou a ponoříme jej do vody. Po týdnu zkontrolujeme výsledky.

Pozorování: Po týdnu je vidět, že některé hřebíky zkorodovaly.



Obr.27-29: Začátek pokusu, hřebíky po dvou týdnech, hřebík, který byl omotán měděným drátem.

Princip: Při korozi dochází k přeměně železa ve stabilnější produkt. V přírodě se většinou vyskytuje ve formě sloučenin, a to zejména oxidů a síranů. Člověk je převedl na nestabilnější formu a koroze je pouze způsob získání stabilnějšího stavu, ve kterém se dříve vyskytovaly.

4.5 Hoření hořčíku

NDP, 5 min

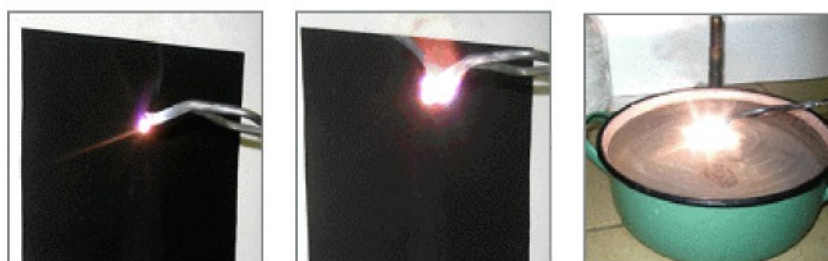
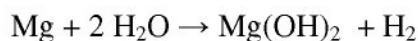
Pomůcky: Laboratorní kleště, plechový hrnec, kahan.

Chemikálie: Hořčík, voda.

Postup: Zapálíme hořčíkovou šponu a vložíme ji do hrnce s vodou.

Pozorování: Když vložíme hořící hořčík pod vodu, vidíme, že nezhasne hned, ale až po chvíli.

Princip: Při vyšších teplotách reaguje hořčík skoro se všemi kovy. Hořící hořčík prudce reaguje s vodou. Při jeho hoření vzniká vodík, který dodává ohni jeho intenzitu a udrží hořčík po nějakou chvíli hořet pod hladinou vody.



Obr.30-32: Hoření hořčíku

Alternativa pokusu: Pokud na hořící hořčík přilijeme slabý proud vody, jeho plamen se zvětšuje a stává se oslnivějším.

Pomůcky: Kádinka, skleněná tyčinka.

Chemikálie: Zinek, hydroxid sodný, měď, destilovaná voda.

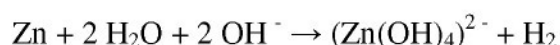
Postup: Připravíme roztok hydroxidu sodného o koncentraci 3 mol.dm⁻³. Do tohoto roztoku vložíme několik granulí kovového zinku a mírně zahřejeme. Zinek se začne rozpouštět za vývoje vodíku. Po chvíli vložíme do této směsi kousek měděného plechu tak, aby se dotýkal přímo kovových zrn zinku. Pozorujeme vývoj vodíku na povrchu mědi a současně její změnu barvy z červené na jasně stříbrnou. Potom plech vyjmeme, opláchneme v čisté vodě, osušíme a vložíme opatrně do nesvítivého plamene kahanu. Téměř ihned se změní barva kovu ve zlatou.

Pozorování: Měď po reakci se zinkem získala stříbrnou barvu. Po vložení do plamene kahanu se ze stříbrné stala jasně zlatá..



Obr.33-35: Měď na začátku pokusu, pozinkovaná měď, měď s vrstvičkou mosazi na povrchu

Princip: Měď a zinek vytvoří v roztoku hydroxidu sodného článek, jehož zkratováním dochází k tomu, že se vodík, který se v důsledku rozpouštění zinku vylučoval na jeho povrchu, začne vylučovat na povrchu mědi.



Redukční vlastnosti vodíku způsobí, že se na povrchu mědi redukuje zinek, který je v roztoku obsažen ve formě zinečnatanu (uvedená reakce pak běží obráceně – vzniká stříbrné zbarvení).

Při zahřívání pozinkovaného měděného plechu dochází ke vzniku slitiny Zn – Cu (mosazi), která má (pokud se zahřívání nepřehřene) krásně zlatou barvu.

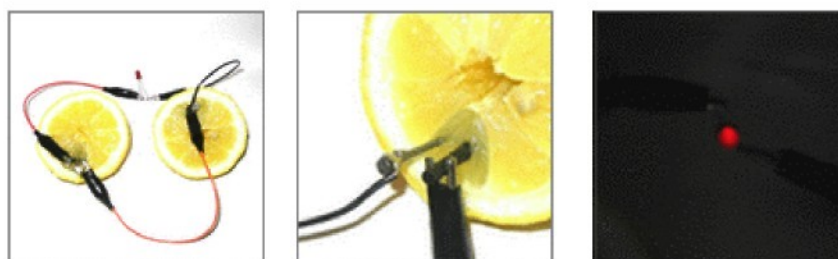
Pomůcky: Kabely na propojení elektrod, LED dioda, hřebík, citrón.

Chemikálie: Uhlík.

Postup: Do každé poloviny citrónu zapíchneme hřebík a uhlíkovou elektrodu ze staré baterie. Spojíme sériově kabely a na konec připojíme LED diodu.

Pozorování: LED dioda se po zapojení rozsvítí.

Princip: Citróny obsahují kyselinu citrónovou, která plní funkci elektrolytu. Po vložení kovů do citrónu vznikne na povrchu elektrod rozdíl potenciálů a potřebné napětí pro rozsvícení LED diody. Na rozsvícení musí být použity dvě dvojice elektrod, protože jinak by bylo napětí příliš nízké.

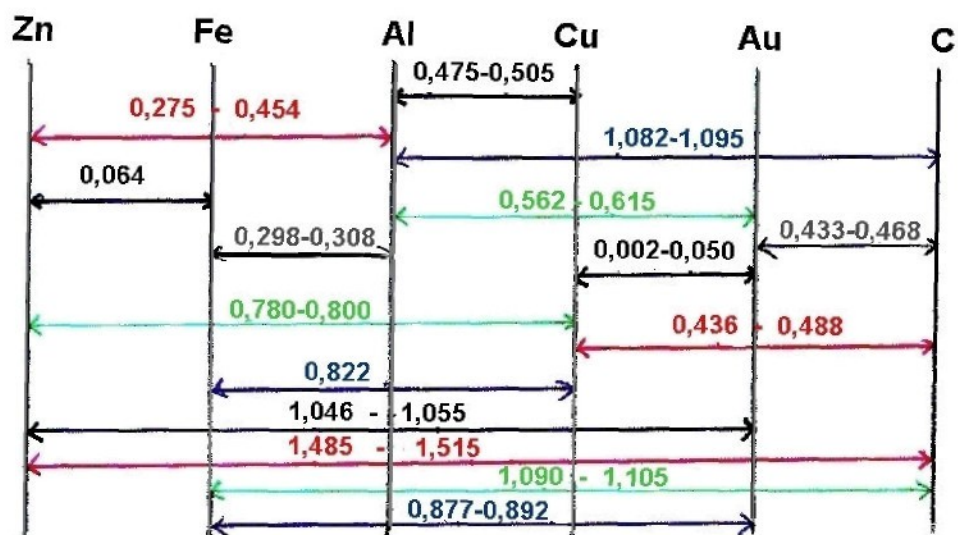


Obr.36-38: Zapojení elektrod k citronu a k LED diodě

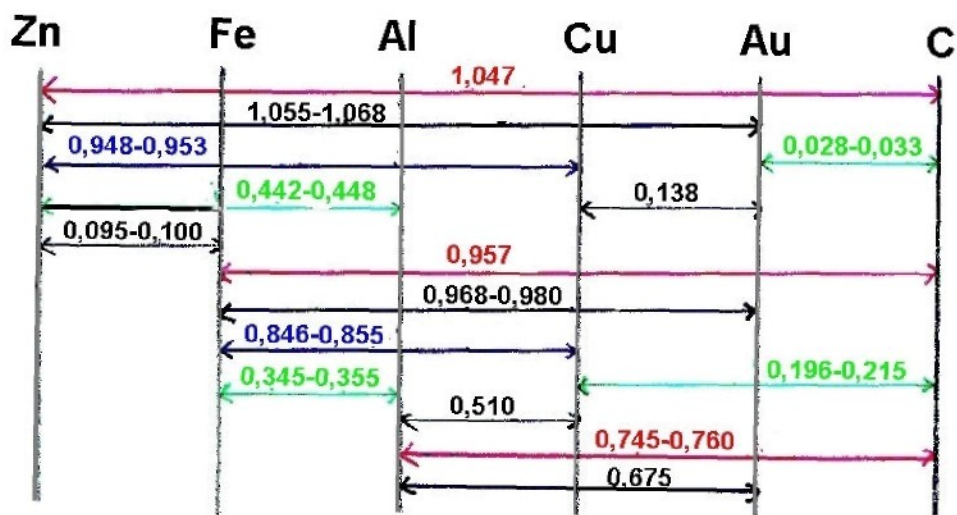
Poznámka: Pro zjednodušení pokusu je možno použít i měděný plíšek nebo tlustší drát. Používejte červenou LED diodu – potřebuje nejmenší napětí.

Elektrody by měly být co nejbližší u sebe, ale nesmí se dotýkat. Došlo by ke zkratování článku.

Při pokusu nezáleží na velikosti plochy elektrod, ale spíše na elektrolytu. Pokus bude fungovat stejně třeba i v pomeranči. Jako jiný elektrolyt se může použít třeba Coca-cola.



Obr.39: Napětí elektrody v citrónu ve voltech [Zdroj 15]



Obr.40: Napětí elektrody v Coca-cole ve voltech [Zdroj 15]

Alternativa pokusu: Z hracího přáníčka vyjmeme baterii a napájíme místo ní dráty s „krokodýlem“. Připojíme-li krokodýly na elektrody v citrónech, začne přáníčko hrát.



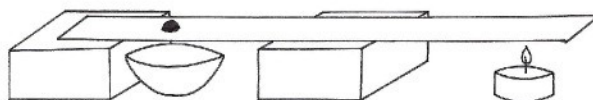
Obr.41: Zapojení drátů do přáníčka

Pomůcky: Hliníkový, měděný a železný plech, kahan, vosková kulička, stojan.

Postup: Na stojan připevníme hliníkový plech a do dírký na jeho konci vložíme voskovou kuličku. Plech z druhé strany začneme zahřívat a stopujeme čas, kdy dírkou ukápne první kapka vosku. Postup opakujeme s ostatními kovy. Výsledky zapíšeme do tabulky.

Princip: Kovy mají různou tepelnou vodivost. U každého kovu trvá různou dobu, než teplo z jedné části plechu přejde na druhou a rozpustí voskovou kuličku. Kov, u kterého se kulička rozpustí nejdříve má největší tepelnou vodivost.

Pozorování: Po několika minutách se vosková kulička začne rozpouštět až se nakonec úplně rozpustí a kápne do připravené nádoby.



Obr.42: Sestavení pomůcek pro pokus [Zdroj 16]

Tabulka 22: Přehled solí způsobujících zbarvení plamene

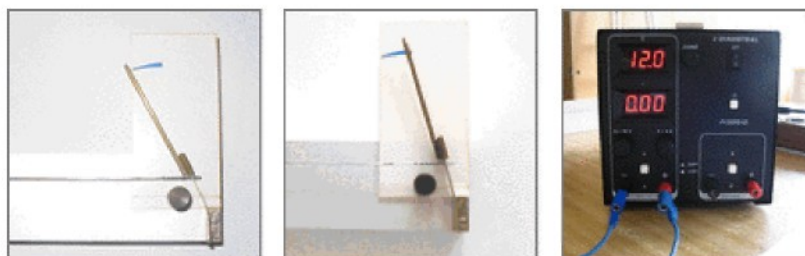
Kovový pásek	Čas od začátku zahřívání do začátku tání kuličky
Měděný - Cu	3 minuty 28 vteřin
Železný – Fe	8 minut 22 vteřin
Hliníkový - Al	4 minuty 9 vteřin

Pomůcky: Dilatometr , zdroj napětí.

Postup: Na dilatometr připojíme zdroj a necháme jím procházet napětí 12 V.

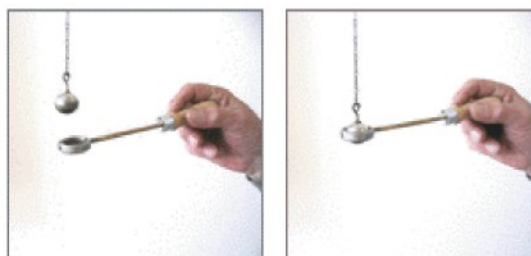
Pozorování: Ručička teplometu se vychýlí .

Princip: Dilatometr se skládá z tenké kovové struny, na kterou je připojena ručička. Struna je také k dilatometru připojena tak, aby jí mohl procházet elektrický proud. Pokud se připojí k vnějšímu zdroji, procházející elektrony strunu zahřejí, kov se roztáhne a ručička dilatometru se vychýlí.



Obr.45-47: Ručička před zapojením zdroje, ručička po zapojení zdroje, zdroj napětí

Alternativa pokusu: Možnou alternativou je pokus s kovovou kuličkou. Ta je vyrobena tak, aby přesně prošla otvorem v druhé části sady. Pokud kuličku zahřejeme, zvětší se její objem a ona již otvorem neprojde. Musíme počkat, až vychladne, abychom byli schopni jí znovu otvorem prostrčit.



Obr.48-49: Pokus s kovovou kuličkou

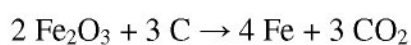
4.10 Redukce oxidu železitého uhlíkem

BDP, 45 min

Pomůcky: Porcelánový kelímek, magnet.

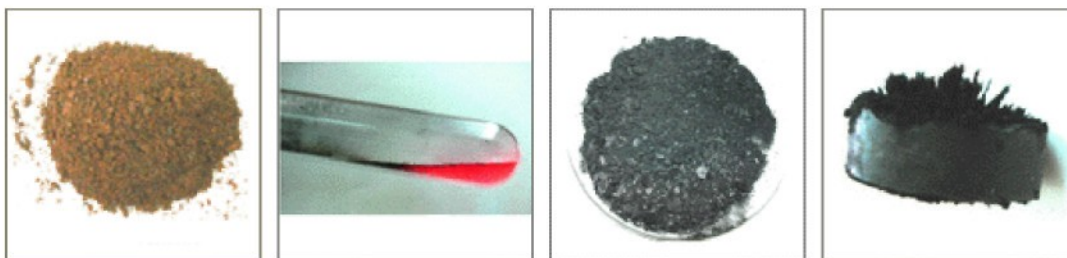
Chemikálie: Oxid železitý, dřevěné uhlí.

Postup: Dobře promíchanou směs 10 g oxidu železitého s 3 g práškového dřevěného uhlí žíháme intenzivně 30 min v porcelánovém kelímku. Po zchladnutí magnetem oddělíme vyredukovaný kov.



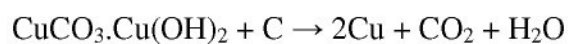
Pozorování: Když magnetem „přejedeme“ nad vyžíhanou směsí, přichytí se na magnetu vyredukované železo.

Princip: Při vyšších teplotách mají oxidy kovů různou stálost. Oxid uhličitý má při teplotě žíhání vyšší stálost, proto uhlík vyredukuje železo z jeho oxidu a vznikne stálejší oxid.



Obr.50-53: Oxid železitý, žíhání směsi, vyžíhaná směs, vyredukované železo

Alternativa pokusu: Obdobným způsobem můžeme připravit i měď podle reakce:



Pomůcky: 4 hřebíky, zkumavky, kádinky.

Chemikálie: Odmašťovací lázeň, fosfatizační roztok, niklovací lázeň, Chelaton III, modrá skalice, destilovaná voda.

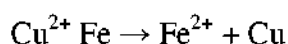
Postup: Nejprve provedeme odmaštění hřebíků. Do zkumavky vložíme 4 ks železných hřebíků a přelijeme je odmašťovací lázní asi do 3/4 zkumavky. Zkumavku vložíme do vodní lázně o teplotě 85 - 95 °C na dobu asi 10 min. Následuje opláchnutí. Odmašťovací lázeň vylijeme ze zkumavky do výlevky. Kovové díly ve zkumavce několikrát propláchneme tekoucí vodou. Následuje moření. Moření provedeme v 10 % roztoku kyseliny sírové, který je připraven na pracovním stole. Odmaštěné železné hřebíky přelijeme připraveným roztokem kyseliny ve zkumavce asi do 3/4. Zkumavku vložíme do vodní lázně o teplotě 85 - 95 °C na dobu asi 5 min. Mořicí lázeň vylijeme ze zkumavky do výlevky. Hřebíky ve zkumavce několikrát propláchneme tekoucí vodou. Pro 4 takto připravené hřebíky následují 4 různé postupy povrchové úpravy :

1. Reakce železa s roztokem měďnaté soli.

Postup: Navážíme 3 g pentahydrátu síranu měďnatého ($\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$) takzvané modré skalice, rozpustíme ji ve 100 ml kádince v asi 50 ml destilované vody. Přidáme asi 1 ml 10% kyseliny sírové (asi 1 cm v obyčejné zkumavce) a roztok zahříváme na vařiči. Jeden hřebík důkladně osušíme filtračním papírem, zvážíme jej a vložíme do zahřívání roztoku CuSO_4 . Roztok zahřejeme až do varu a hřebík vaříme po dobu asi 15 min. až se modré zabarvení, způsobené ionty komplexu $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$, prakticky ztratí a roztok se mírně zbarví zeleně ionty $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$.

Pozorování: Měď se vylučuje na povrchu hřebíku a samovolně se odděluje.

Princip: Proces využívá rozdílný elektrochemický potenciál dvojice kovů Cu - Fe. Železo vyredukuje měď z jejího síranu a přechází do roztoku. Hřebík tím ztrácí svůj objem. Vylučování ušlechtilého kovu (Cu) méně ušlechtilým (Fe) z roztoku se nazývá cementace a využívá se průmyslově.



2. Bezproudové chemické měření.

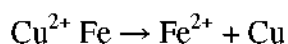
Navážíme 2,5 g Chelatonu III a rozpustíme jej ve 150ml kádince asi v 75 ml vody. Rozpouštění urychlíme mírným zahříváním na vařiči.

Navážíme 0,5g modré skalice ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) a rozpustíme ji ve 100 ml kádince asi v 25 ml vody a přilijeme ji k připravenému roztoku Chelatonu III. Vytvoří se modrý komplex mědi, ke kterému přidáme asi 1 ml 10 % kyseliny sírové (asi 1 cm v obyčejné zkumavce). Do tohoto roztoku vložíme při normální teplotě asi 25°C železný hřebík. Pokovení necháme probíhat nejméně 1 hodinu. Pak roztok slijeme do výlevky, hřebík opláchneme tekoucí vodou a osušíme jej filtračním papírem. Posoudíme povrch vzorku.

Vylučování mědi z roztoku CuSO_4 při předchozí zkoušce bylo příliš rychlé. Měď na povrchu hřebíku nedržela a v šupinkách se uvolňovala. Při zkoušce s Chelatonem se vytvoří komplex, z něž se vylučuje měď pomaleji a vyloučená vrstva dobře drží.

Pozorování: Hřebík se potáhl vrstvou mědi a změnil barvu na červeno-oranžovou.

Princip: Vylučování mědi z roztoku CuSO_4 při předchozí zkoušce bylo příliš rychlé. Měď na povrchu hřebíku nedržela a v šupinkách se uvolňovala. Při zkoušce s Chelatonem se vytvoří komplex, z něž se vylučuje měď pomaleji a vyloučená vrstva dobře drží.

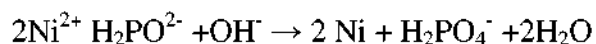


3. Bezproudové chemické niklování.

Do zkumavky vložíme železný hřebík a nalijeme asi do tří čtvrtin připravenou lázeň pro bezproudové niklování. Zkumavku vložíme do vodní lázně o teplotě 85 - 95⁰C na dobu minimálně 1 hodinu. Po ukončení stanovené doby slijeme niklovací lázeň do výlevky. Dílec propláchneme pod tekoucí vodou, osušíme filtračním papírem.

Pozorování: Hřebík se potáhl vrstvou niklu a změnil barvu na stříbrnou.

Princip: Stejný jako u pokusu 1. Nevýhodou bezproudového niklování je získání malé tloušťky povlaku a postupné vyčerpávání lázně.

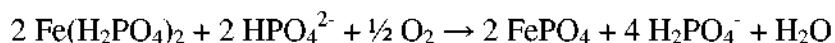


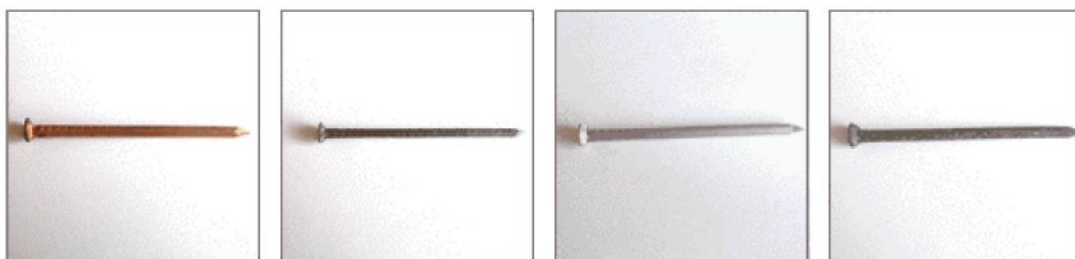
4. Fosfátování.

Do zkumavky vložíme 1 železný hřebík a nalijeme do ní asi do tří čtvrtin fosfatizační roztok. Zkumavku se vzorkem vložíme do vodní lázně o teplotě 85 - 95⁰C na dobu asi 15 min. Po této době fosfatizační roztok slijeme do výlevky. Vzorek opláchneme vodou, usazené krystalky fosforečnanu z něj omyjeme a osušíme jej filtračním papírem.

Pozorování: Hřebík se potáhl vrstvou fosforečnanu železitého a jeho povrch se stal velice drsným.

Princip: Stejný jako u pokusu 1 a 3. Fosfátování se používá jako krátkodobá ochrana proti atmosférické korozi a nebo pro zlepšení přilnavosti dalších vrstev, nejčastěji nátěrů barev nebo pryžových povlaků.





Obr.54-57: Poměděný hřebík; hřebík po cementaci, poniklovaný hřebík, pofosfátovaný hřebík

Poznámky:

Složení alkalické odmašťovací lázně:

NaOH	20 g/l
vodní sklo (dihydrogenkřemičitan sodný)	55 g/l
Na ₃ PO ₄ ·12H ₂ O	28 g/l
smáčedlo (Synthapon CP)	2 g/l

Složení fosfatizačního roztoku:

Fe ₃ (PO ₄) ₂	7 g /l
Mn ₃ (PO ₄) ₂	18 g /l
H ₃ PO ₄	8 g /l

Složení niklovací lázně pro bezproudé pokovení:

NiCl ₂ · 6 H ₂ O	30 g /l
NiSO ₄ · 7 H ₂ O	35 g /l
NaH ₂ PO ₂ · H ₂ O	30 g /l
citran sodný	30 g /l

Pomůcky: Měděný a hliníkový plíšek, hřebík, zkumavky.

Chemikálie: Kyselina chlorovodíková, kyselina dusičná, hexakynoželezitan draselný, dimethylglyoxim, hydroxid amonný, hexakynoželeznatan draselný, rhodanid draselný, Alizarin.

Princip: Pokud máme roztok nějakého neznámého kovu, můžeme ho identifikovat různými reakcemi. Každý kov po přidání určité sloučeniny reaguje jinak. Pokud víme, jak má kov reagovat, můžeme určit, o který kov jde.

Postup: Kleštěmi oddělíme cca 1 g vzorku. Oddělený vzorek vložíme do zkumavky a přelijeme cca 1 cm sloupcem kyseliny. Pro rozpuštění mědi použijeme kyselinu dusičnou cca 30 %, pro železo kyselinu chlorovodíkovou cca 15% a pro hliník přelijeme vzorek nejprve 1 cm destilované vody a pak přidáme cca 1 cm 15 % kyseliny chlorovodíkové. Rozpuštění kovů urychlíme zahříváním na vodní lázni. Pro další analýzy je třeba, aby zreagoval co největší podíl přidané kyseliny (část kovu musí zůstat, kov musí být v přebytku). Ukončení reakce poznáme podle toho, že se přestanou vyvíjet bubliny plynů. Destilovanou vodou pak doplníme zkumavku asi do poloviny objemu. Zaznamenejme si, zda je roztok čirý, jakou má barvu, jestli je přítomen zákal nebo sraženina. Případnou sraženinu necháme cca 10 minut usadit a čirý roztok přelijeme do druhé zkumavky. Rozpuštěním kovů v kyselinách získáme roztoky sloučenin následujícího zbarvení:

Cumodrý roztok dusičnanu měďnatého

Fenazelenalý roztok chloridu železnatého

Albezbarvý roztok chloridu hlinitého

Selektivní nebo specifické reakce:

Odlitý čirý roztok pro specifické reakce zředíme ještě alespoň do poloviny zkumavky destilovanou vodou. K následujícím selektivním a specifickým zkouškám si odléváme vždy zhruba 2 cm zředěného roztoku do čisté zkumavky a znovu jej zředíme destilovanou vodou asi do třetiny zkumavky. Podle předběžného odhadu na základě fyzikálních vlastností kovů a barvy roztoku po rozpouštění v kyselině si ověříme přítomnost jednotlivých kationů kovů selektivními reakcemi. K roztokům jednotlivých kovů přidáváme činidla podle tabulky a zapisujeme pozorované reakce.

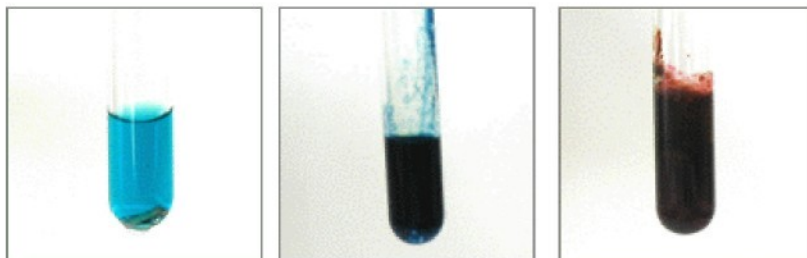
Pozorování:

Tabulka 23: Identifikace jednotlivých kovů

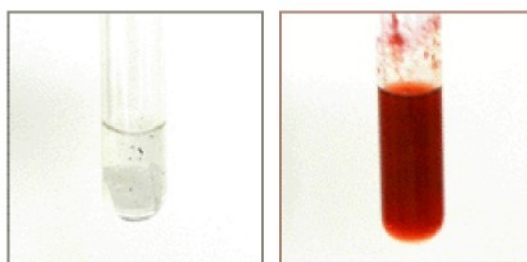
Kov	Činidlo	Reakce
Fe^{2+}	a) hexakyanoželezitan draselný (ferrikyanid)	Intenzivně modré zbarvení (berlínská modř)
	b) dimethylglyoxim + 2 M NH_4OH do alkalické reakce	Tmavě červené zbarvení
Cu^{2+}	a) 2 M NH_4OH	modrofialový roztok,
	b) přidat hexakyanoželeznatan draselný	Hnědo-červená sraženina
Al^{3+}	Alizarin + několik kapek 2 M NH_4OH případně zahřát	Růžově červené zbarvení



Obr.58-60: Roztok s železnatými ionty, roztok po přidání hexakyanoželezitanu, roztok po přidání dimethylglyoximu a hydroxidu amonného



Obr.61-63: Roztok měďnatých iontů, roztok po přidání hydroxidu amonného, roztok po přidání hexakynoželeznatanu



Obr.64-65: Roztok hlinitých iontů, roztok po přidání Alizarinu a hydroxidu amonného

4.13 Odbarvování roztoků kovů

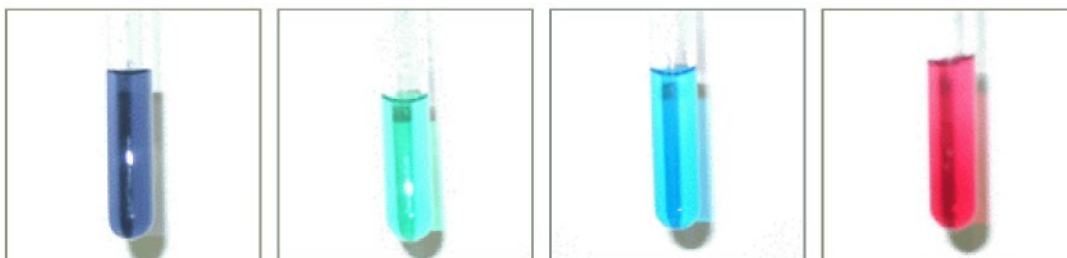
BDP, 45 min

Pomůcky: Laboratorní lžička, skleněná tyčinka, plastová stříčka, velká kádinka, zkumavky.

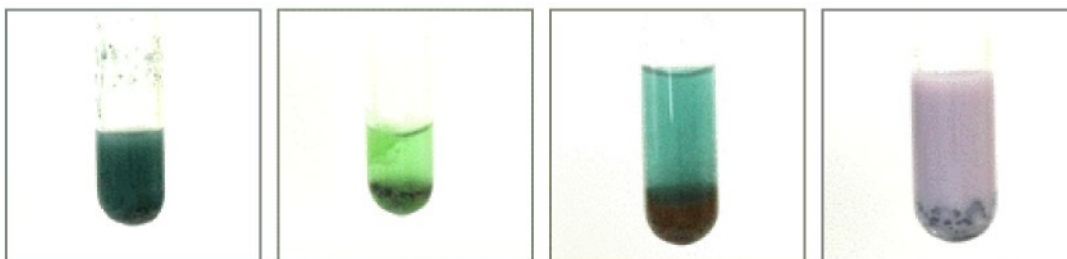
Chemikálie: Dusičnan chromitý, hexahydrát síranu nikelnatého, pentahydrát síranu měďnatého, hexahydrát chloridu kobaltnatého.

Postup: Ve zkumavkách rozpustíme dusičnan chromitý a přidáme tolik hořčíku, aby jeho množství převyšovalo množství rozpuštěné sloučeniny. Stejný postup opakujeme s přidáním mědi a hliníku. Pro urychlení reakce vložíme do vodní lázně.

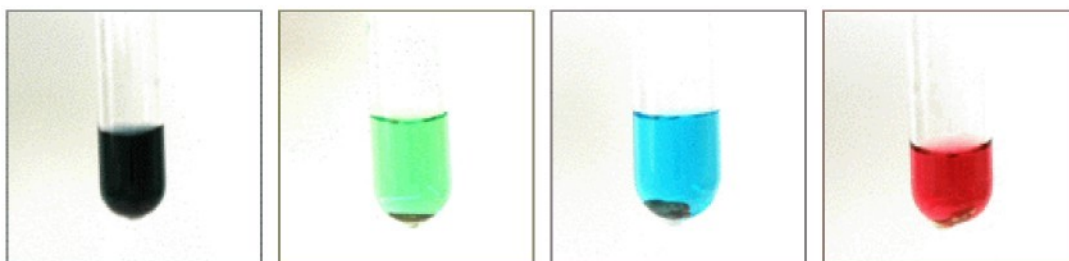
Pozorování: Vidíme, že nejlépe odbarvil roztoky hořčík, hliník reagoval hůře a měď nereagovala vůbec.



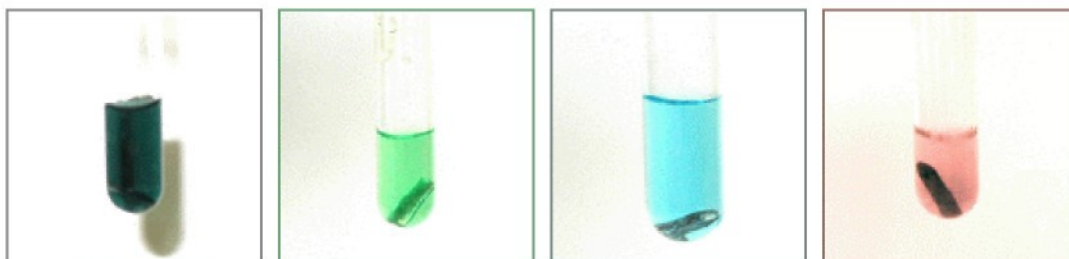
Obr.66-69: Rozpuštěný dusičnan chromitý, hexahydrát síranu nikelnatého, pentahydrát síranu měďnatého, hexahydrát chloridu kobaltnatého



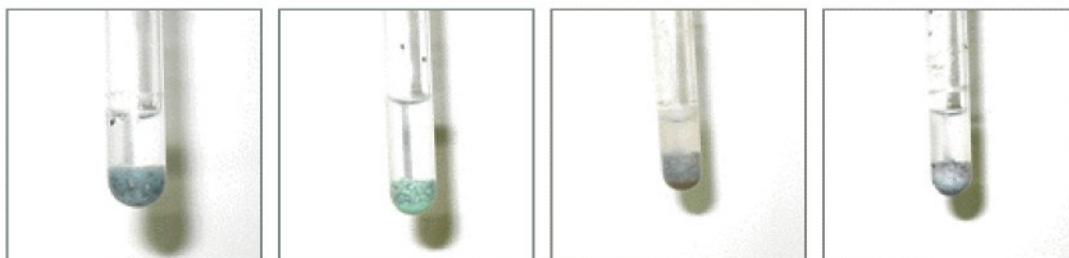
Obr.70-73: Sloučeniny po reakci s hořčíkem



Obr.74-77: Sloučeniny po vložení mědi



Obr.78-81: Sloučeniny po reakci s hliníkem



Obr.78-81: Sloučeniny po reakci s hořčíkem – po 1 týdnu

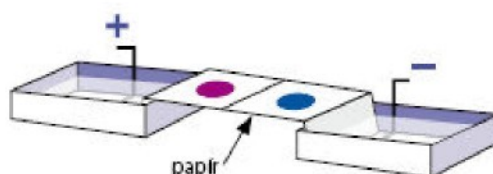
Princip: Důvod, proč hořčík reagoval nejlépe, je, že je v elektrochemické tabulce napětí ze všech tří kovů nejvíce nalevo – nejvíce reaktivní. Hliník je sice také spíše nalevo, ale jeho redukční potenciál je o 0,8 V menší, než hořčíku. Proto nereagoval tak moc, jako hořčík. Je také pokryt vrstvičkou oxidu, která zpomaluje start reakce. Měď nereagovala vůbec, protože je to ušlechtilý kov a je v tabulce umístěna hodně napravo.

Pomůcky: Filtrační papír, zdroj napětí, hodinové sklíčko.

Chemikálie: Modrá skalice, manganistan draselný, chlorid sodný.

Postup: Na papír namočený do vodivého roztoku (např. roztok kuchyňské soli) nanese roztok manganistanu draselného a skalice modré ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). Obě soli jsou v roztoku disociovány na aniony a kationty. Na konce papíru potom připojíme běžnými svorkami baterii. Na papíře se pochopitelně pohybují i síranové anionty a draselné kationty, ale ty nejsou barevné a proto pohybující se skvrny nemůžeme lehce pozorovat. Ionty maličké a nesoucí více nábojů se budou pohybovat rychleji, než ionty objemnější s menším nábojem.

Pozorování: Po zapnutí elektrického pole se ionty začnou pohybovat k elektrodám.



Obr.82: Návrh na sestavení pomůcek pro pozorování pohybu iontů. [Zdroj 16]

Princip: Modré kladně nabitě měďnaté ionty jsou přitahovány k záporné elektrodě a záporné fialové manganistanové ionty k elektrodě kladné.

Poznámky: Zbarvení měďnatých kationtů lze zintenzívnit pokápnutím roztokem čpavku.

Filtrační papír má moc velký odpor. Je třeba předem odzkoušet, kolik filtračních papírů je potřeba aby se odpor zmenšil a jak je nasytit roztokem, aby reakce probíhala podle návodu

6. Metodika

Chemie jako studijní předmět stále čelí u žáků druhého stupně neoblibě. Je tedy nutné hledat způsoby, jak žákům vykládanou látku přiblížit, aby nebyla abstraktní, jak je motivovat a vzbudit v nich zájem o tuto vědu.

Chemie má největší výhodu ze všech předmětů základních škol, a to možnost demonstrovat samu sebe. Ve školním prostředí to znamená možnost provádění experimentů. Ani fyzikální experimenty nedokáží vzbudit tolik dětského nadšení a ovací, jako když něco hoří a vybuchuje v hodinách chemie.

Je tedy zřejmé, že experiment slouží jako ideální nástroj pro vytvoření motivace u žáků. Teprve tehdy, když je žák nabuzen a vytržen do očekávání, co se bude dít, a po konci pokusu potěšen výsledkem, stává se pro něj chemie více než nezáživná věda. Vzbuzení zájmu o látku je pro učební proces něčím základním. Lidský mozek ukládá více informací, pokud dochází k afektivnímu učení. Tělo člověka samo říká: „Teď musím ukládat informace, protože přichází něco důležitého, něco zajímavého“.

Kladem experimentu je i názorná ukázka vlastností. Žák si po prohlédnutí experimentu nepamatuje pouze teoretické znalosti o daném tématu, ale v jeho paměti je uložen obraz dané vlastnosti a chování. Každá pomůcka, která tomuto pomůže, je vždy velice vítána.

Bohužel všechny možné pokusy, které by mohly napomoci vzbuzení zájmu o chemii, většinou zůstávají stranou z důvodu nedostatku času na probrání následující látky. Tento zápas pravděpodobně učitele nepřestane provázet, ale vždy je třeba mít na mysli, že to jsou hlavně experimenty, co dělají chemii tak zajímavou, tak netradiční.

6.1 Bezpečnost práce

Z důvodu, že se při chemických pokusech mohou žáci dostat do kontaktu s nebezpečnými chemikáliemi, je jejich použití ve výuce omezeno některými právními předpisy. Jsou to především:

- **Zákon č. 133/1985 Sb.**, o požární ochraně, ve znění pozdějších předpisů
- **Zákon č. 258/2000 Sb.**, o ochraně veřejného zdraví atd.
- **Zákon č. 185/2001 Sb.**, o odpadech a o změně některých zákonů, ve znění pozdějších předpisů
- **Nářízení vlády č. 11/2002 Sb.**, kterým se stanoví vzhled a umístění bezpečnostních značek a zavedení signálů
- **Zákon č. 356/2003 Sb.**, o chemických látkách a chemických přípravcích
- **Vyhláška č. 288/2003 Sb.**, kterou se stanoví práce a pracoviště, které jsou zakázány těhotným ženám, matkám do konce devátého měsíce po porodu a mladistvým, podmínky, za nichž mohou mladiství výjimečně tyto práce konat z důvodu přípravy na povolání

Hlavním vodítkem pro povolení manipulace s určitou látkou je zejména to, kdo bude provádět daný experiment. Ve školním prostředí to může být učitel – při demonstračním pokusu, nebo žák – při žákovském experimentu.

Pokud pokus provádí učitel, nevztahuje se na jednotlivé látky věkové omezení. Jejich použití je omezeno vyhláškou č. 288/2003 Sb., kterou se stanoví práce a pracoviště, které jsou zakázány těhotným ženám, matkám do konce devátého měsíce po porodu a mladistvým, a podmínky, za nichž mohou mladiství výjimečně tyto práce konat z důvodu přípravy na povolání.

Omezení používání látek při žákovském experimentu je zejména podle věku žáka, klasifikace používané látky a z vyhlášky č. 288/2003 Sb. Žáci ve věku 10 – 15 let nesmí pracovat s látkami výbušnými, vysoce toxickými, toxickými, dále pak s látkami karcinogenními, mutagenními a toxickými pro reprodukci. Také nesmí

pracovat s látkami označenými větami R 23, 24, 25, 26, 27, 28, 34, 35, 39, 42, 43, 48, 60, 61, 62, 63.

Toto omezení ale není definitivní. Učitel může změnit klasifikaci látek například zředěním. Žáci nesmí pracovat s látkami klasifikovanými jako žíravé, pokud ale učitel sníží koncentraci dané látky na určitou hodnotu, změní tím i její klasifikaci na dráždivou, se kterou žáci už pracovat mohou.

7. Závěr

Při koncipování zaměření a cílů své práce jsem chtěl především:

- a) Popsat hlavní vlastnosti kovů, které jsou důležité k pochopení jejich chování a reakcí.
- b) Vybrat základní reakce kovů, které jsou odvozeny z jejich vlastností.
- c) Ilustrovat reakce kovů pokusy, které umožní lehčí pochopení dané vlastnosti.
- d) Vytvořit pomůcky, které pomohou k pochopení této látky.

Přínos své práce vidím v tom, že

- a) Vytvořil rozšířenou tabulku elektroodového potenciálu, která obsahuje více prvků než v běžné učebnici nebo skriptech.
- b) Vybral a vyzkoušel pokusy ilustrující vlastnosti a reakce kovů.
- c) Za pomoci Dr. Slavíka vytvořil aplet na [www stránky](#) s vlastnosti kovů.
- d) Opatřil návody k pokusům věcnými poznámkami k jejich provádění.
- e) Stanovil náhradní alternativy pokusů.

Většinu pokusů jsem sám vyzkoušel a kde to bylo možné, uvedl jsem jejich případné substituce a možné problémy při jejich provádění.

Pro větší názornost práce jsem použil obrazovou dokumentaci. I ta může být současně pomocným návodem a propagací záměru současně.

Doporučuji některé části této práce (např.: hodnoty elektroodového potenciálu mezi různými kovy v citronu, barevnost iontů) ještě lépe zpracovat a ověřit.

8. Přílohy

Příloha 1: Tabulka vlastností kovů	72.
Příloha 2: Elektrochemická řada napětí kovů.....	73.
Příloha 3: Aplet na internetové stránky – Vlastnosti kovů.....	74.
Příloha 4: Přehledy koncentrací látek, se kterými mohou žáci na 2. stupni ZŠ pracovat.....	77.
Příloha 5: Konkrétní omezení pro práci s chemikáliemi pro jednotlivé kategorie a věk žáků.....	78.

Seznam použité literatury

Knižní odkazy:

1. ATKINS, P., PAULA, J.: *Physical chemistry*, New York: W.H. Freedman, 2002, ISBN 0-7167-3539-3
2. BANÝR, J.: *Chemie kovových prvků*. Praha, 2002. ISBN 80-7090-097-8, 160 s.
3. BENEŠ, A.: *Nauka o kovech*. Praha: SNTL, 1974. ISBN , 356 s.
4. JURSIK, F.: *Anorganická chemie kovů*. Praha: Vydavatelství VŠCHT, 2002, ISBN 80-7080-504-8
5. KLEČKOVÁ, M., ŠINDELÁŘ Z.: *Školní pokusy z anorganické a organické chemie*, Olomouc: Vydavatelství Univerzity Palackého v Olomouci, 1993, ISBN 80-7067-262-5
6. KÚTEK, F.: *Anorganická chemie III (Kovy)*. Praha: SNTL, 1982. 134 s.
7. NOVÁK, J.: *Fyzikální chemie*, Praha: VŠCHT v Praze, 1996, ISBN 80-7080-254-5
8. PETRŮ, F.: *Anorganická chemie, Kovy a polokovy hlavních podskupin*. Praha SNTL, 1972, 116 s.
9. RÖMPP, H.: *Chemie kovů*. Praha: TOUŽIMSKÝ A MORAVEC, 1944. 355 s.
10. ŠKODA, J., DOULÍK, P., *Chemie 8.r.ZŠ a víceletá gymnázia*, Praha: Fraus, 2006. ISBN 8072384422

Internetové odkazy:

11. VŠCHT. *Breviář z fyzikální chemie*. [online], Praha: VŠCHT v Praze, 2000. [cit. 8. května 2007]. Dostupné z < <http://www.vscht.cz/fch/cz/pomucky/BREVALL.pdf>>.
12. VŠCHT. *Fyzikální chemie – bakalářský kurz*. [online], Praha: VŠCHT v Praze, 2005. [cit. 8. května 2007]. Dostupné z < <http://www.vscht.cz/fch/cz/pomucky/skripta-bakal.pdf>>.
13. *WebElements Periodic Table*
URL: <<http://www.webelements.com>> [cit. 1999-12-10].
14. Wikipedia, volná encyklopedie
URL: <<http://www.wikipedia.com>> [cit. 1999-12-10].
15. *Elektřina z citrónu*
URL: <http://fyzweb.cuni.cz/new/materialy/bizarni_kramy/citronek.php> [cit. 1999-12-10].
16. UP. *Časopis Přča*. [online], Olomouc: Univerzita Palackého v Olomouci, 2007. [cit. 8. května 2007]. Dostupné z < <http://www.vscht.cz/fch/cz/pomucky/skripta-bakal.pdf>>

Seznam použité literatury

Knižní odkazy:

1. ATKINS, P., PAULA, J.: *Physical chemistry*, New York: W.H. Freedman, 2002, ISBN 0-7167-3539-3
2. BANÝR, J.: *Chemie kovových prvků*. Praha, 2002. ISBN 80-7090-097-8, 160 s.
3. BENEŠ, A.: *Nauka o kovech*. Praha: SNTL, 1974. ISBN , 356 s.
4. JURSIK, F.: *Anorganická chemie kovů*. Praha: Vydavatelství VŠCHT, 2002, ISBN 80-7080-504-8
5. KLEČKOVÁ, M., ŠINDELÁŘ Z.: *Školní pokusy z anorganické a organické chemie*, Olomouc: Vydavatelství Univerzity Palackého v Olomouci, 1993, ISBN 80-7067-262-5
6. KÚTEK, F.: *Anorganická chemie III (Kovy)*. Praha: SNTL, 1982. 134 s.
7. NOVÁK, J.: *Fyzikální chemie*, Praha: VŠCHT v Praze, 1996, ISBN 80-7080-254-5
8. PETRŮ, F.: *Anorganická chemie, Kovy a polokovy hlavních podskupin*. Praha SNTL, 1972, 116 s.
1. RÖMPP, H.: *Chemie kovů*. Praha: TOUŽIMSKÝ A MORAVEC, 1944. 355 s.
2. ŠKODA, J., DOULÍK, P., *Chemie 8.r.ZŠ a víceletá gymnázia*, Praha: Fraus, 2006. ISBN 8072384422

Internetové odkazy:

11. VŠCHT. *Breviář z fyzikální chemie*. [online], Praha: VŠCHT v Praze, 2000. [cit. 8. května 2007]. Dostupné z < <http://www.vscht.cz/fch/cz/pomucky/BREVALL.pdf>>.
12. VŠCHT. *Fyzikální chemie – bakalářský kurz*. [online], Praha: VŠCHT v Praze, 2005. [cit. 8. května 2007]. Dostupné z < <http://www.vscht.cz/fch/cz/pomucky/skripta-bakal.pdf>>.
13. *WebElements Periodic Table*
URL: <<http://www.webelements.com>> [cit. 1999-12-10].
14. Wikipedia, volná encyklopedie
URL: <<http://www.wikipedia.com>> [cit. 1999-12-10].
15. *Elektřina z citrónu*
URL: <http://fyzweb.cuni.cz/new/materialy/bizarni_kramy/citronek.php> [cit. 1999-12-10].
16. UP. *Časopis Přča*. [online], Olomouc: Univerzita Palackého v Olomouci, 2007. [cit. 8. května 2007]. Dostupné z < <http://www.vscht.cz/fch/cz/pomucky/skripta-bakal.pdf>>

Příloha 4: Přehledy koncentrací látek, se kterými mohou žáci na 2. stupni ZŠ pracovat

Identifikace nebezpečné látky Informace			pro označení na obalu		Informace pro klasifikaci přípravku	
Číslo CAS Číslo ES Indexové číslo	Klasifikace R-věty	Symbol	R-věty	S-věty	Koncentrační limit (v %)	Klasifikace; R-věty
Hydroxid draselný						
1310-58-3 215-181-3 019-002-00-8	Xn; R22 C; R35	C	R22-35	5(1/2-)26- -36/37/39-45	c ≥ 25%	C; R22-35
					5% ≤ c < 25%	C; R35
					2% ≤ c < 5%	C; R34
					0,5% ≤ c < 2%	Xi; R36/38
Hydroxid sodný						
1310-73-2 215-185-5 011-002-00-6	C; R35	C	R35	S(1/2-)26- 37/39-45	c ≥ 5%	C; R35
					2% ≤ c < 5%	C; R34
					0,5% ≤ c < 2%	Xi; R36/38
Kyselina bromovodíková						
035-002-01-8	C; R34 Xi; R37	C	R34-37	S(1/2-)7/9-26- 45	c ≥ 40%	C; R34-37
					10% < c < 40%	Xi; R36/37/38
Kyselina dusičná						
7697-37-2 231-714-2 007-004-00-1	O; R8 C; R35	O C	R8-35	S(1/2-)23-26- 36-45	c > 70%	O; C; R8-35
					c ≥ 20%	C; R35
					5% ≤ c < 20%	C; R34
Kyselina kyanovodíková						
74-90-8 200-821-6 006-006-01-7	T+;R26/27/28 N;R50-53	T+ N	R26/27/28- 50/53	S(1/2-)7/9-16- 36/37-38-45- 60-61	c ≥ 7%	T+;R26/27/28
					1% ≤ c < 7%	T;R23/24/25
					0,1% ≤ c < 1%	Xn;R20/21/22
Kyselina mravenčí						
64-18-7 200-580-7 607-002-00-8	C; R35	C	R35	S(1/2-)23-26- 45	c ≥ 90%	C; R35
					10% ≤ c < 90%	C; R34
					2% ≤ c < 10%	Xi; R36/38
Kyselina octová						
64-19-7 200-580-7 607-002-00-6	R10 C;R35	C	R10-35	S(1/2-)23-26- 45	c ≥ 90%	C; R35
					25% < c < 90%	C; R34
					10% < c < 25%	Xi; R36/38
Kyselina sírová						
7664-93-9 231-639-5 016-020-00-8	C; R35	C	R35	S(1/2-)26-30- 45	c ≥ 15%	C; R35
					5% ≤ c < 15%	Xi; R36/38

Příloha 5: Konkrétní omezení pro práci s chemikáliemi
pro jednotlivé kategorie a věk žáků

Kategorie látek	Symbol	S látkami smí fyzická osoba nakládat		
		Po dovršení 18 let	15 - 18 let	10 -15 let
Výbušné	E	ano, odpověd.os	ne	ne
	Příklad:	NH ₄ Cr ₂ O ₇		
Oxidující	O	ano, odpověd.os	ano, odpověd.os	ano, tech.p.hračky
	Příklad:	Na ₂ Cr ₂ O ₇ , KClO ₃ , HNO ₃ , H ₂ O ₂ , KMnO ₄		
Ext. hořlavé	F+	ano, odpověd.os	ano, odpověd.os	ano, odpověd.os
	Příklad:	acetylén, vodík, diethyléter, acetaldehyd		
Vysoce hořlavé	F	ano, odpověd.os	ano, odpověd.os	ano, odpověd.os
	Příklad:	aceton, benzen, cyklohexan, draslík, sodík, hořčík, fosfor		
Hořlavé	R 10	neomezeno	neomezeno	neomezeno
Vysoce toxické	T+	ano, odb.zp.os.	ano, odb.zp.os.	ne
	Příklad:	Br ₂ , HF, fosfor bílý, PCl ₅ , nikotin, H ₂ S, NO ₂		
Toxické	T	ano, odpověd.os.	ano, odpověd.os.	ne
	Příklad:	benzín, benzen, fenol, formaldehyd, K ₂ CrO ₄ , Cl ₂ , SO ₂		
Zdraví škodlivé	Xn	neomezeno	neomezeno	neomezeno
	Příklad:	Cyklohexan, diethyléter, NH ₄ Cl, CHCl ₃ , kofein, BaCO ₃		
Žíravé	C	ano, odpověd.os	ano, odpověd.os	ano, tech.p.hračky
	Příklad:	Br ₂ , HBr, K, AgNO ₃ , NaOH, HCl, HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , octová k.		
Dráždivé	Xi	neomezeno	neomezeno	neomezeno
	Příklad:	aceton, Na ₂ CO ₃ , kalafuna, ethyl-acetát		
Senzibilizující	R42, R43	neomezeno	ne	ne
		Nikotin		

Kovy a Beketovova řada

TABLE • TILES

51 element

Název	standardní elektrodový potenciál▼	hustota	kovalentní poloměr	Elektronegativita
Zlato	1.83	19.32	1.34	1.4
Platina	1.188	21.45	1.3	1.4
Ruthenium	1.04	12.2	1.25	1.4
Palladium	0.915	12.02	1.28	1.3
Rtut'	0.85	13.546	1.49	1.4
Stříbro	0.8	105	1.34	1.4
Rhodium	0.76	12.4	1.25	1.4
Technecium	0.472	11.5	1.27	1.4
Bismut	0.32	9.8	1.46	1.8
Rhenium	0.3	21	1.28	1.5
Měď	0.16	8.96	1.17	1.7
Cín	0.15	7.3	1.41	1.7
Iridium	0,926	22.42	1.27	1.5

Skupina

7 1A
3 1B
6 2A
3 2B
4 3A
4 3B
2 4A

Kategorie

6 alkalické kovy
7 jiné kovy
6 kovy alkalických zemin
1 nekov
1 polokov
30 přechodné kovy

Perioda

1 1
2 2
3 3
13 4

Kovy a Beketovova řada

51 element

TABLE • TILES

sorted by: [labels](#), [standardn%C3%AD+elektrodov%C3%BD+potenci%C3%A1l](#), and [m%C4%9Brn%C3%A1+tepeln%C3%A1+vodivost](#), then by... • ☒ grouped as sorted

Aktinium

Symbol: Ac
Bod varu: 3200 [°C]
Teplota tání: 1050 [°C]
Elektronegativita: 1
Výparné teplo: [kJ]
Krystalografická soustava: kubická: plošně centrovaná
Elektronová konfigurace: [Rn]7s26d1

Barium

Symbol: Ba
Bod varu: 1897 [°C]
Teplota tání: 725 [°C]
Elektronegativita: 1
Výparné teplo: 142 [kJ]
Krystalografická soustava: kubická: prostorově centrovaná
Elektronová konfigurace: [Xe]6s2

Beryllium

Symbol: Be
Bod varu: 2472 [°C]
Teplota tání: 1287 [°C]
Elektronegativita: 1.5
Výparné teplo: 292.4 [kJ]
Krystalografická soustava: šesterečná
Elektronová konfigurace: [He]2s2

Skupina

7 1A
3 1B
6 2A
3 2B
4 3A
4 3B
2 4A

Kategorie

6 alkalické kovy
7 jiné kovy
6 kovy alkalických zemin
1 nekov
1 polokov
30 přechodné kovy

Perioda

1 1
2 2
3 3
13 4

Opera

Zobrazit Zložky Pomůcky Nástroje Nápověda

Rychlý přístup Site Name

file:///localhost/C:/Documents%20and%20Settings/Jakub/Dokumenty/Diplomka%20záloha/Web%20stránky/chem.html

Vítejte na výukovém webu chemie

Login!

Vlastnosti kovů

learning is fun

Home Odkazy Škola Downloads Zajímavosti Úkoly

51 element

TABLE • TILES

Název	standardní elektrodoový potenciál ▼	hustota	kovalentní poloměr	Elektronegativita
Zlato	1.83	19.32	1.34	1.4
Platina	1.188	21.45	1.3	1.4
Ruthenium	1.04	12.2	1.25	1.4
Palladium	0.915	12.02	1.28	1.3
Rtuť	0.85	13.546	1.49	1.4
Stříbro	0.8	105	1.34	1.4
Rhodium	0.76	12.4	1.25	1.4
Technecium	0.472	11.5	1.27	1.4
Bismut	0.32	9.8	1.46	1.8

Skupina

- 7 1A
- 3 1B
- 6 2A
- 3 2B
- 4 3A

Kategorie

- 6 alkalické kovy
- 7 jiné kovy
- 6 kovy alkalických zemin
- 1 nekov

Perioda

- 1 1