

Vlastnosti prvkov 3. skupiny

Prvok	Sc	Y	La
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$, 20 °C	3,0	4,5	6,17
Teplota topenia, $t_t/^\circ\text{C}$	1539	1530	920
Teplota varu, $t_v/^\circ\text{C}$	2748	3264	3420
Atomizačná entalpia, $\Delta_a H / \text{kJ mol}^{-1}$	376	425	423
Štandardný elektródový potenciál, $E^\theta(\text{M}^{3+}(\text{aq})/\text{M}(\text{s})) / \text{V}$	−2,08	−2,37	−2,52

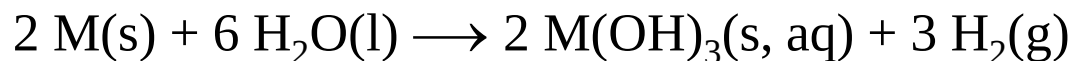
Sc, Y a La sú pomerne mäkké kovy. Svojimi vlastnosťami tvoria **prechod medzi kovmi alkalických zemín** (Ca, Sr, Ba) a **kovmi 4. skupiny** (Ti, Zr, Hf).

Na vzduchu sa **pokrývajú vrstvičkou oxidov**, pri zvýšenej teplote **horia** na M_2O_3



Pri laboratórnej teplote reagujú s halogénmi, pri väčších teplotách so všetkými nekovmi.

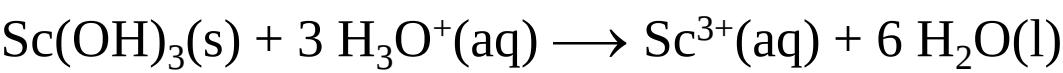
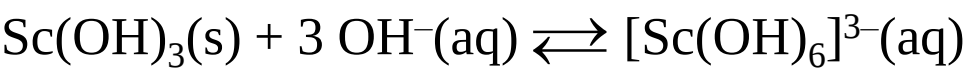
Sc, Y a La reagujú pozvoľna s **vodou**



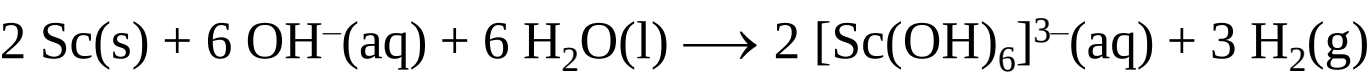
a zriedenými **roztokmi neoxidujúcich kyselín**



Z prvkov 3. skupiny **len Sc tvorí amfotérny hydroxid** Sc(OH)_3



Sc reaguje aj **s roztokmi silných alkalických hydroxidov** za vzniku vodíka



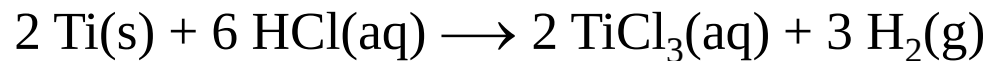
Sc sa teda svojimi chemickými vlastnosťami **podobá viac na Al než na Y a La.**

Vlastnosti prvkov 4. skupiny

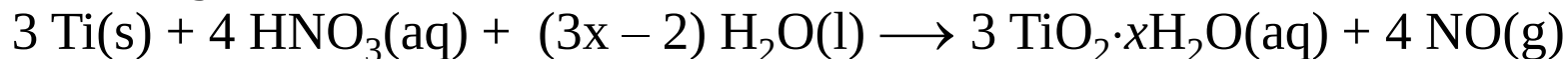
V kompaktnom stave sú **Ti a Zr mimoriadne odolné voči korózii** a pri lab. teplote sú nereaktívne. **Ti a Zr** reagujú s vodou za vzniku H_2 , ale **len vo forme jemného prášku.**

Prvok	Ti	Zr	Hf
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$, 20 °C	4,50	6,51	13,28
Teplota topenia, $t_t/^\circ\text{C}$	1667	1857	2227
Teplota varu, $t_v/^\circ\text{C}$	3285	4200	4450
Atomizačná entalpia, $\Delta_a H / \text{kJ mol}^{-1}$	469	612	611
Štandardný elektródový potenciál, $E^\theta(\text{M}^{2+}(\text{aq}) \text{M}(\text{s})) / \text{V}$ $E^\theta(\text{M}^{4+}(\text{aq}) \text{M}(\text{s})) / \text{V}$	-1,63 —	— -1,53	— —

Ti pri lab. teplote nereaguje s kyselinami. **S HCl(aq) pri zvýšenej teplote** vzniká **Ti^{III}**



V roztoku HNO₃ reaguje Ti pri zvýšenej teplote za vzniku **TiO₂·xH₂O**



Ti reaguje aj vo vod. roztoku HF za vzniku zelenožltého roztoku obsahujúceho zlúčeniny **Ti^{IV} a Ti^{II}**



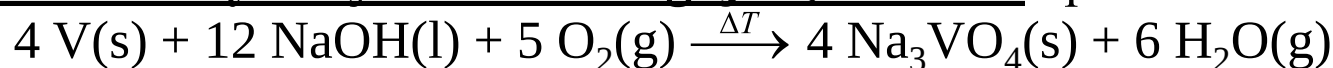
Zr a Hf sú v **práškovej forme pyroforické**, avšak **v kompaktnom stave sa pasivujú**.
Podobne ako Ti aj Zr a Hf reagujú s HF a horúcimi zried. kyselinami.

Vlastnosti prvkov 5. skupiny

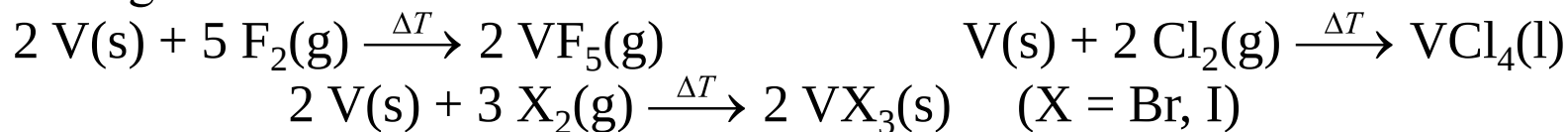
Prítomnosť 3. elektrónu v $(n-1)d$ -orbitáli spôsobuje **spevnenie kovovej väzby**. **V, Nb a Ta majú väčšie tep. topenia a varu a at. entalpie** než kovy v 4. skupine.

Prvok	V	Nb	Ta
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$, 20 °C	6,11	8,57	16,65
Teplota topenia, $t_t/^\circ\text{C}$	1915	2468	2980
Teplota varu, $t_v/^\circ\text{C}$	3350	4758	5534
Atomizačná entalpia, $\Delta_a H / \text{kJ mol}^{-1}$	515	(745)	(782)
Štandardný elektródový potenciál, $E^\theta(\text{M}^{2+}(\text{aq})/\text{M}(\text{s}))$	-1,18	—	—
$E^\theta(\text{M}^{3+}(\text{aq})/\text{M}(\text{s}))$	-1,1	—	—

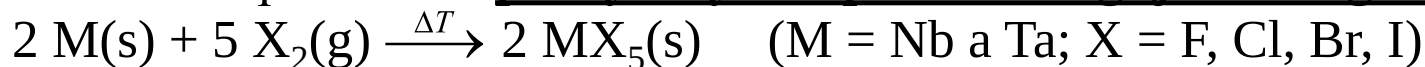
Vanád je pasivovaný vrstvou oxidu (podobne ako Nb a tantal). Osobitne výrazná je **odolnosť Ta voči korózii**. **Vanád reaguje s roztokmi HNO_3 a lúčavky kráľovskej**. **V taveninách alkalických hydroxidov reaguje V, Nb a Ta** v prítomnosti O_2



Pri **zahrievaní vanád reaguje s halogénmi** a v závislosti od rôznych oxidačných vlastností halogénov



Vlastnosti Nb a Ta sú podobné – **pri vysokých teplotách reagujú s halogénmi** –



aj s **kyslíkom** $4 \text{ M(s)} + 5 \text{ O}_2\text{(g)} \xrightarrow{\Delta T} 2 \text{ M}_2\text{O}_5\text{(s)} \quad (\text{M} = \text{Nb, Ta})$

Vlastnosti prvkov 6. skupiny

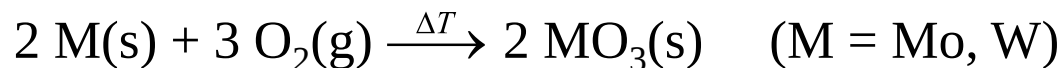
Cr, Mo a W sa majú **veľké tep. topenia** (W má najväčšia spomedzi všetkých kovov.

Vlastnosť	Cr	Mo	W
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$, 20 °C	7,14	10,28	19,3
Teplota topenia, $t_t/^\circ\text{C}$	1900	2620	(3380)
Teplota varu, $t_v/^\circ\text{C}$	2690	4630	(5500)
Atomizačná entalpia, $\Delta_a H / \text{kJ mol}^{-1}$	397	664	849
Štandardný elektródový potenciál, $E^\theta(\text{Ox/Red})/\text{V}$, $E^\theta(\text{M}^{2+}(\text{aq})/\text{M}(\text{s}))$ $E^\theta(\text{M}^{3+}(\text{aq})/\text{M}(\text{s}))$	-0,91 -0,74	-0,2 -	- -

Na vzduchu sa Cr, Mo a W rýchlo pokrývajú **kompaktnými vrstvičkami oxidov**.

Za bežných teplôt je **Cr chemicky stály kov**. Cr sa **kyselinou dusičnou pasivuje a tiež odoláva pôsobeniu zásad**. **Pri väčších teplotách je Cr reaktívny** a reaguje s vodnou parou, s kyslíkom, s halogénmi a väčšinou ostatných nekovov.

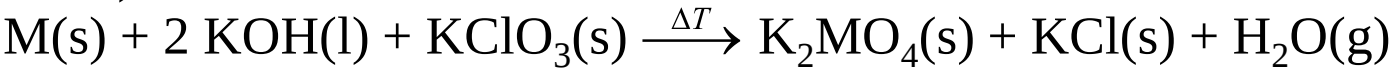
Aj **Mo a W pri vysokých teplotách reagujú s O₂ na MO₃**



a **ľahko sa oxidujú halogénmi**. Dokonca s F₂ reagujú už pri laboratórnej teplote



Všetky tri kovy možno rýchlo oxidovať na oxoanióny MO_4^{2-} ($\text{M} = \text{Cr}, \text{Mo}$ a W) v tavenine alkalického hydroxidu a oxidovadla, napr. KNO_3 alebo KClO_3 (alkalické oxidačné tavenie)

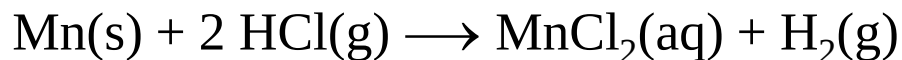


Vlastnosti prvkov 7. skupiny

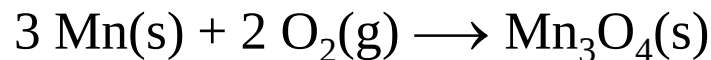
Vlastnosti Tc a Re sa v mnohých ohľadoch významne odlišujú od vlastností Mn. Mn je tvrdý, ale veľmi krehký kov. Tc a Re sú ťažné a kujné kovy, ktoré sú mäkšie ako Mn. Tc a Re majú tiež v porovnaní s Mn veľmi veľkú t_f . Pre Re je t_f druhá najväčšia po W. Nuklidy Tc sú rádioaktívne a v prírode sa nevyskytujú.

Prvok	Mn	Tc	Re
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$, 20 °C	7,43	11,5	21,0
Teplota topenia, $t_f/^\circ\text{C}$	1 244	2 200	3 180
Teplota varu, $t_v/^\circ\text{C}$	2 060	4 567	(5 650)
Atomizačná entalpia, $\Delta_a H / \text{kJ mol}^{-1}$	281	—	779
Štandardný elektródový potenciál, $E^\theta(\text{Ox/Red})/\text{V}$, $E^\theta(\text{M}^{2+}(\text{aq})/\text{M(s)})$ $E^\theta(\text{M}^{3+}(\text{aq})/\text{M(s)})$	−1,185 —	+ 0,400 —	— + 0,300

Mn je na rozdiel od Tc a Re neušľachtilý kov. Mn pomaly reaguje s vodou a **ochotne reaguje v kyselinách**, napr.



Mn je na vzduchu stály a oxiduje sa až po zahriatí, avšak **v jemne rozotretej forme je pyroforický** a horí na **oxid mangánato-manganitý**



Ťažšie kovy **Tc a Re sú menej reaktívne ako Mn**, avšak **v práškovej forme tiež horia v kyslíku**



Tc a Re reaguje aj s halogénmi **za vzniku halogenidov v rôznych oxidačných stavoch atómov M**. Reakciou Tc a Re so sírou vznikajú sulfidy $\text{Tc}^{\text{IV}}\text{S}_2$ a $\text{Re}^{\text{IV}}\text{S}_2$.

V oxidujúcich kyselinách (napr. v konc. HNO_3) sa **Tc a Re rozpúšťajú na kyseliny HTcO_4 a HReO_4**



Tc a Re sa nerozpúšťajú v HF ani v HCl.

Vlastnosti prvkov 8. skupiny

Fe má tri alotropické modifikácie. α -Fe prechádza pri 906 °C na γ -Fe. Tá sa nad teplotou približne 1 400 °C mení na modifikáciu δ -Fe.

Fe je pomerne mäkké (tvrdosť v Mohsovej stupnici je 4 až 5), **ľahko sa kuje a valcuje.**

Ru a Os sú krehké a **pomerne tvrdé kovy** (tvrdosť je 6,5 až 7). Ru a Os majú veľmi veľké teploty topenia a teploty varu. **Fe je neušľachtilý kov**, zatiaľ čo **Ru a Os** sú (podobne ako ostatné platinové kovy) **ušľachtilé**.

Prvok	Fe	Ru	Os
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$, 20 °C	7,9	12,4	22,6
Teplota topenia, $t_t/^\circ\text{C}$	1535	2282	3045
Teplota varu, $t_v/^\circ\text{C}$	2750	4050	5025
Atomizačná entalpia, $\Delta H_a/\text{kJ mol}^{-1}$	398	640	791
Štandardný elektródový potenciál, $E^0(\text{M}^{2+}(\text{aq})/\text{M}(\text{s})) / \text{V}$	−0,44	0,44	—

S halogénmi Fe reaguje pri teplotách 300 až 400 °C na bezvodé halogenidy FeX_3 (X = F, Cl, Br) a FeI_2 .

V zriedených neoxidujúcich kyselinách Fe reaguje na soli Fe^{II} , ale **koncentrovaná HNO_3** a iné silné oxidačné činidlá **Fe pasivujú**.

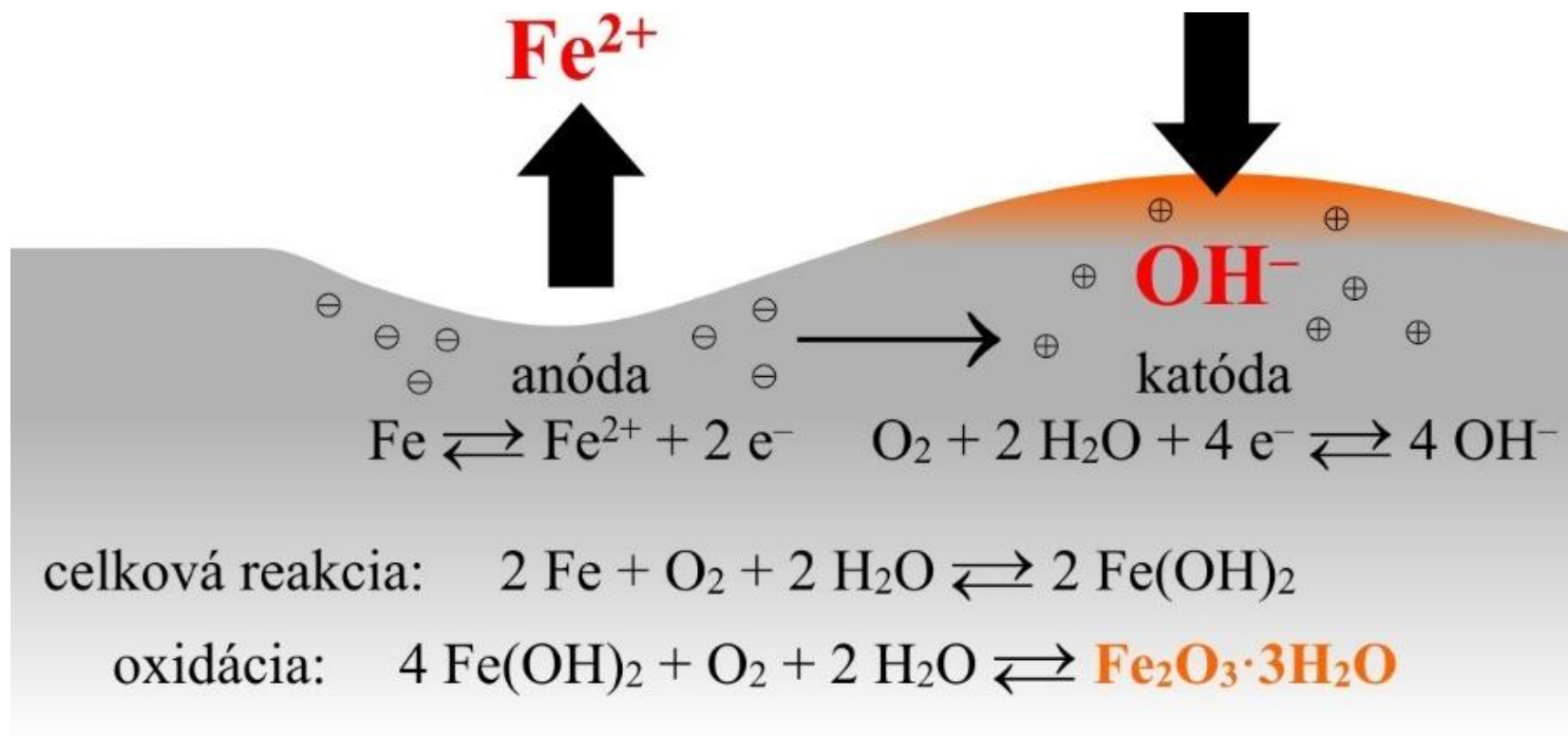
Tvorba karbidov Fe a jeho zliatin je dôležitá v oceliarskom priemysle.

Fe je v práškovej forme na vzduchu pyroforické. Fe sa oxiduje (koroduje, hrdzavie) za vzniku hydratovaného oxidu $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Korózia železa prebieha iba v prípade prítomnosti O_2 , H_2O a elektrolytu.

Anóda: $\text{Fe} \longrightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$

Katóda: $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \longrightarrow 4\text{OH}^-$

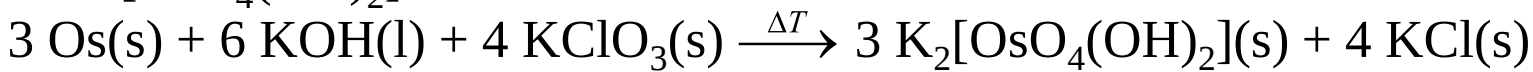
Medzi zasiahnutými miestami sa usádza $\text{Fe}(\text{OH})_2$, ktorý sa d'alej oxiduje na hydratovaný oxid železitý, napr.



Ru sa v prítomnosti O₂ pasivuje vrstvou RuO₂. **Os v práškovom stave** pomaly reaguje pri laboratórnej teplote s kyslíkom za vzniku prchavého tuhého OsO₄.

Ru a Os reagujú s F₂ a Cl₂, reagujú so zmesou HCl a oxidačného činidla, ako aj v roztavených alkalických hydroxidoch.

Alkalickým oxidačným tavením možno pripraviť látky vo vyššom oxidačnom stave – RuO₄²⁻ alebo [OsO₄(OH)₂]²⁻

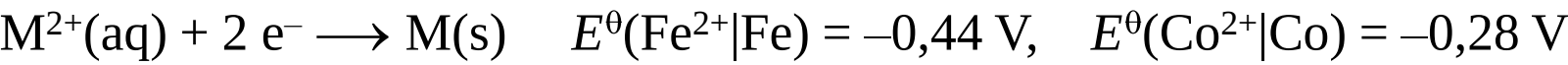


Vlastnosti prvkov 9. skupiny

Co, Rh a Ir majú veľké teploty topenia a teploty varu, ktoré sú však menšie než pri prvkoch 8. skupiny. Co má do teploty 1106 °C feromagnetické vlastnosti.

Prvok	Co	Rh	Ir
Hustota, ρ/g cm ⁻³ , 20 °C	8,90	12,39	22,61
Teplota topenia, t _t /°C	1495	1960	2443
Teplota varu, t _v /°C	3100	3760	4550
Atomizačná entalpia, ΔH _a /kJ mol ⁻¹	425	556	669
Štandardný elektródový potenciál, E ^θ (Co ²⁺ (aq)/Co(s)) / V E ^θ (Rh ³⁺ (aq)/Rh(s)) / V E ^θ ([IrCl ₆] ²⁻ (aq)/Ir(s)) / V	-0,28	0,80	0,77

Co je neušľachtilý a pomerne reaktívny, avšak **menej reaktívny ako Fe**



V práškovej forme je **Co pyroforický** (v kompaktnej forme s kyslíkom nereaguje).
Pomaly reaguje v zried. kyselinách $Co(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow CoSO_4(aq) + H_2(g)$

Rh a Ir sú ušľachtilé a málo reaktívne kovy. S kyslíkom a halogénmi **reagujú až pri vysokých teplotách**. Rh a Ir **veľmi neochotne reagujú aj s lúčavkou kráľovskou**.

Vlastnosti prvkov 10. skupiny

Sú to kovy s **veľkými tep. topenia a varu**. Sú kujné a ťažné, najmä nikel. V kompaktnom stave je **Ni značne odolný voči vzduchu a vode**. Často sa používa na **galvanické pokovovanie predmetov ako ochrana proti korózii**.

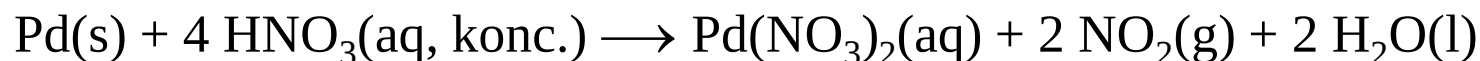
Prvok	Ni	Pd	Pt
Hustota, $\rho/g\text{ cm}^{-3}$, 20 °C	8,91	11,99	21,41
Teplota topenia, $t_t/^{\circ}C$	1455	1552	1769
Teplota varu, $t_v/^{\circ}C$	2920	2940	4170
Atomizačná entalpia, $\Delta H_a/kJ\text{ mol}^{-1}$	429	377	545
Štandardný elektródový potenciál, $E^{\theta}(M^{2+}/(aq)/M(s))$ $E^{\theta}([PtCl_4]^{2-}(aq)/Pt(s))$	-0,25	0,99	0,73

Pd a Pt sú ušľachtilé kovy, menej reaktívne než Ni, ale **reaktívnejšie než ostatné platinové kovy**.

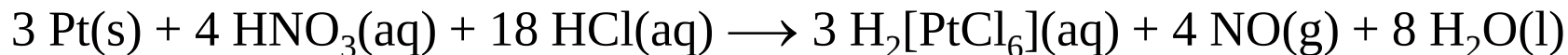
Pd a Pt sú pri laboratórnej teplote **odolné voči korózii**.

Pd je reaktívnejšie než Pt a pri vysokých teplotách **Pd reaguje s O₂, F₂ a Cl₂** na príslušné paládnaté zlúčeniny.

Paládium reaguje s koncentrovanou HNO₃



Pt je voči kyselinám značne odolnejšia, reaguje ľahko so zmesou kyseliny chlorovodíkovej a dusičnej (lúčavka kráľovská)



Pd a Pt majú osobitnú schopnosť absorbovať plyny, najmä **vodík (Pd)** a **kyslík (Pt)**. Pd môže absorbovať vodík, a to až 900-násobok svojho vlastného objemu.

V intersticiálnych polohách takto vzniknutého hydridu PdH_x sa **nachádzajú nezlúčené atómy H**.

V styku s paládiom má vodík omnoho väčšiu reaktivitu, napr. jemne práškové Pd, nasýtené vodíkom na vzduchu vzplanie.

Katalytické vlastnosti týchto kovov sa využívajú najmä v **hydrogenačných a oxidačných procesoch**, napr. Pt pri oxidácii amoniaku na NO.

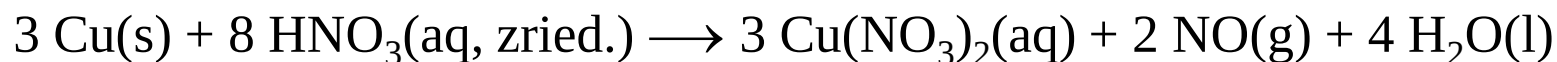
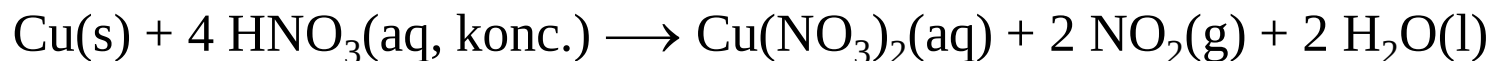
Vlastnosti prvkov 11. skupiny

Cu, Ag a Au majú veľkú elektrickú vodivosť (Ag je najlepší vodič tepla a elektrického prúdu), sú **ťažné a kujné** (Au má najväčšiu ťažnosť a kujnosť zo všetkých kovov).

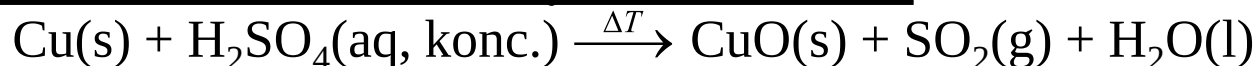
Kovy sú **charakteristicky sfarbené**: Cu do červena, Ag do biela, Au do žltá.

Prvok	Cu	Ag	Au
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$, 20 °C	8,95	10,49	19,32
Teplota topenia, $t_t/^\circ\text{C}$	1083	961	1064
Teplota varu, $t_v/^\circ\text{C}$	2570	2155	2808
Atomizačná entalpia, $\Delta H_a/\text{kJ mol}^{-1}$	377	284	379
Štandardný elektródový potenciál, $E^\theta(\text{M}^+/\text{(aq)}/\text{M(s)}) / \text{V}$	0,521	0,799	1,692
$E^\theta(\text{M}^{2+}(\text{aq})/\text{M(s)}) / \text{V}$	0,342	—	—
$E^\theta(\text{M}^{3+}(\text{aq})/\text{M(s)}) / \text{V}$	—	—	1,498

Cu je **z prvkov prvého prechodného radu najmenej reaktívna**.



a **horúcou koncentrovanou kyselinou sírovou**.



Cu sa na vzduchu pomaly reaguje vo vodnom roztoku NH_3
za vzniku tmavomodrého roztoku obsahujúceho katióny $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.
$$2 \text{ Cu(s)} + \text{O}_2(\text{g}) + 8 \text{ NH}_3(\text{aq}) + 2 \text{ H}_2\text{O(l)} \longrightarrow 2 [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{ OH}^-(\text{aq})$$

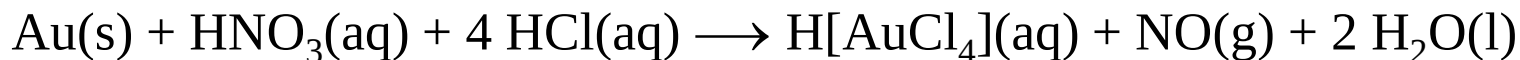


Cu sa pri vysokých teplotách (nad 1000°C) zlučuje s O_2 za vzniku CuO .
Zahrievaním Cu s F_2 , Cl_2 alebo Br_2 vznikajú halogenidy meďnaté CuX_2 .

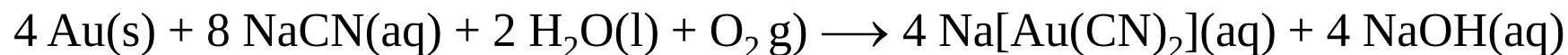
Ag je málo reaktívne a reaguje len s oxidujúcimi kyselinami, napr. s HNO_3
$$3 \text{ Ag(s)} + 4 \text{ HNO}_3(\text{aq}) \longrightarrow 3 \text{ AgNO}_3(\text{aq}) + \text{NO(g)} + 2 \text{ H}_2\text{O(l)}$$

Na vzduchu v prítomnosti sulfánu H_2S stráca striebro lesk a černie, pretože sa jeho povrch pokrýva vrstvou Ag_2S (podobne reaguje aj meď)
$$4 \text{ Ag(s)} + 2 \text{ H}_2\text{S(g)} + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{ Ag}_2\text{S(s)} + 2 \text{ H}_2\text{O(l)}$$

Au reaguje s roztokmi HCl za prítomnosti Cl_2 , s horúcou H_2SeO_4 a so zmesou HNO_3 a HCl (lúčavkou kráľovskou)



Cu, Ag a Au reagujú s roztokmi kyanidov (Ag a Au za súčasnej prítomnosti O₂), pričom hnacou silou tejto reakcie je vznik veľmi stabilných aniónov [M(CN)₂]⁻, napr.



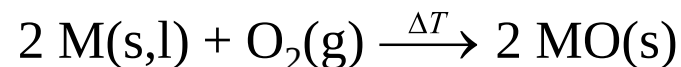
Kyanidový spôsob výroby zlata zo surových rúd.

Vlastnosti prvkov 12. skupiny

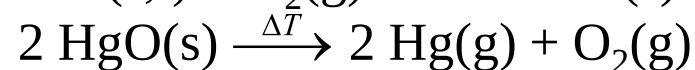
Zn, Cd a Hg sú pri lab. teplote **krehké**, ale pri teplotách nad 100 °C sú **kujné a ťažné**. Všetky majú **malú tep. topenia a varu**. Dokonca **Hg je kvapalná**. Je takisto mimoriadne prchavá a jej **pary sú veľmi toxické**.

Prvok	Zn	Cd	Hg
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$, 20 °C	7,14	8,65	13,53
Teplota topenia, $t_t/^\circ\text{C}$	419,5	320	−38,9
Teplota varu, $t_v/^\circ\text{C}$	907	765	357
Atomizačná entalpia, $\Delta H_a/\text{kJ mol}^{-1}$	129,3	111,9	61,3
Štandardný elektródový potenciál, $E\sigma(\text{M}^{2+}(\text{aq}) \text{M}(\text{s})) / \text{V}$ $E\sigma(\text{M}^{2+}(\text{aq}) \text{M}(\text{l})) / \text{V}$	−0,762	−0,403	0,855

Zn, Cd a Hg reagujú po zahriatí s **kyslíkom**:



Oxid ortuťnatý sa pri teplote $\approx 400^\circ\text{C}$ **rozkladá**:



Zn, Cd a Hg reagujú aj s halogénmi za vzniku halogenidov MX_2 . **So sírou vznikajú sulfidy MS**, čo sa využíva pri likvidácii kvapôčok Hg (posypanie práškovou sírou).

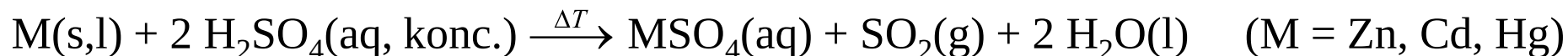
Hg tvorí s kovmi zliatiny – amalgámy. Najznámejšie sú dentálne amalgámy (zliatiny Hg s Ag, Cu a Sn. Možno tiež spomenúť amalgámy sodíka Na/Hg, ktoré vznikajú pri elektrolýze soľanky a používajú sa aj v org. a organokov. syntéze ako silné redukovadlá.

Zn a Cd sa ako neušľachtilé kovy reagujú v zriedených roztokoch silných neoxidujúcich kyselín

$$M(s) + H_2SO_4(aq) \longrightarrow MSO_4(aq) + H_2(g)$$

Hg ako ušľachtilý kov, na rozdiel od Zn a Cd, s neoxidujúcimi kyselinami nereaguje.

Zn, Cd a Hg reagujú s oxidujúcimi kyselinami.



Reakcie Hg s HNO₃ v závislosti od reak. podmienok - reakcia v nadbytku Hg



ale v nadbytku koncentrovaného roztoku HNO₃ vzniká Hg(NO₃)₂



V roztokoch silných hydroxidov reaguje len zinok

