



### 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  $\text{M}_2\text{O}_3$



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

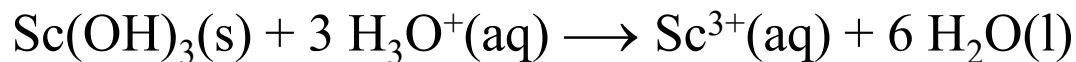
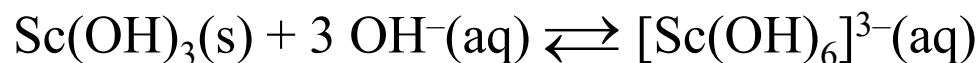
Sc, Y a La reagujú pozvoľna s **vodou**



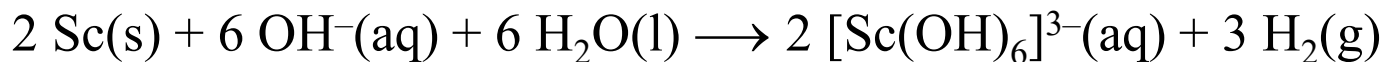
a zriedenými **roztokmi neoxidujúcich kyselín**



Z prvkov 3. skupiny **len Sc tvorí amfotérny hydroxid**  $\text{Sc}(\text{OH})_3$



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



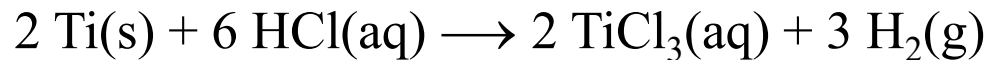
Sc sa teda svojimi chemickými vlastnosťami **podobá viac na Al než na Y a La.**

### **Vlastnosti prvkov 4. skupiny**

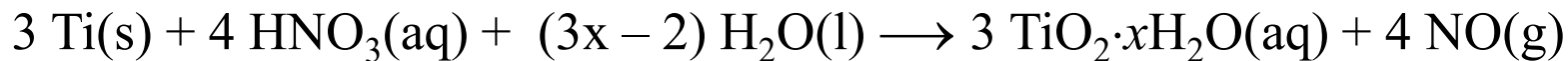
V kompaktnom stave sú **Ti a Zr mimoriadne odolné voči korózii** a pri lab. teplote sú nereaktívne. **Ti a Zr** reagujú s vodou za vzniku  $\text{H}_2$ , ale **len vo forme jemného prášku.**

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, $E^\theta(\text{M}^{2+}(\text{aq}) \text{M}(\text{s})) / \text{V}$	-1,63	–	–
$E^\theta(\text{M}^{4+}(\text{aq}) \text{M}(\text{s})) / \text{V}$	–	-1,53	–

**Ti pri lab. teplote nereaguje** s kyselinami. **S HCl(aq) pri zvýšenej teplote vzniká Ti<sup>III</sup>**



**V roztoku HNO<sub>3</sub> reaguje Ti pri zvýšenej teplote** za vzniku **TiO<sub>2</sub>·xH<sub>2</sub>O**



**Ti reaguje aj vo vod. roztoku HF** za vzniku zelenožltého roztoku obsahujúceho zlúčeniny **Ti<sup>IV</sup> a Ti<sup>II</sup>**



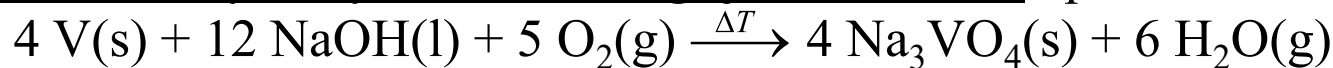
**Zr a Hf sú v práškovej forme pyroforické**, avšak **v kompaktnom stave sa pasivujú**.  
**Podobne ako Ti aj Zr a Hf reagujú s HF a horúcimi zried. kyselinami**.

## Vlastnosti prvkov 5. skupiny

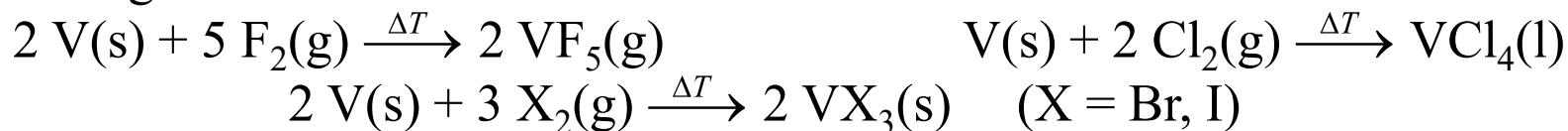
Prítomnosť 3. elektrónu v  $(n-1)d$ -orbitáli spôsobuje spevnenie kovovej väzby. **V, Nb a Ta majú väčšie tep. topenia a varu a at. entalpie** než kovy v 4. skupine.

Prvok	V	Nb	Ta
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$ , 20 °C	6,11	8,57	16,65
Teplota topenia, $t_f/^\circ\text{C}$	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	–	–

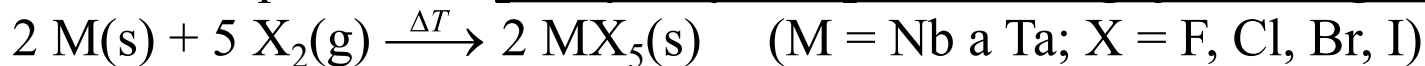
**Vanád je pasivovaný vrstvou oxidu** (podobne ako Nb a tantal). Osobitne výrazná je **odolnosť Ta voči korózii**. **Vanád reaguje s roztokmi HNO<sub>3</sub> a lúčavky kráľovskej**. **V taveninách alkalických hydroxidov reaguje V, Nb a Ta** v prítomnosti O<sub>2</sub>



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

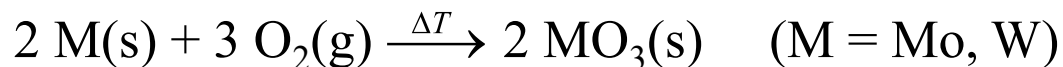
**Cr, Mo a W** sa majú **veľké tep. topenia** (W má najväčšia spomedzi všetkých kovov).

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 -074	-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.

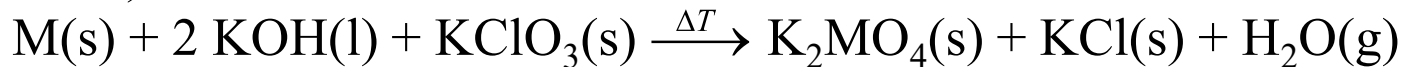
Aj **Mo a W pri vysokých teplotách reagujú s O<sub>2</sub> na MO<sub>3</sub>**



a **ľahko sa oxidujú halogénmi**. Dokonca s F<sub>2</sub> reagujú už pri laboratórnej teplote



Všetky tri kovy možno **rýchlo oxidovať na oxoanióny**  $\text{MO}_4^{2-}$  ( $\text{M} = \text{Cr}, \text{Mo}$  a  $\text{W}$ ) **v tavenine alkalického hydroxidu a oxidovadla**, napr.  $\text{KNO}_3$  alebo  $\text{KClO}_3$  (alkalické oxidačné tavenie)



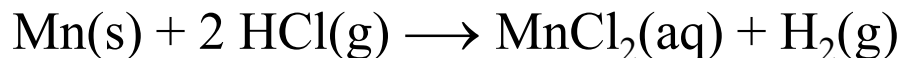
### Vlastnosti prvkov 7. skupiny

**Vlastnosti Tc a Re** sa v mnohých ohľadoch **významne odlišujú od vlastností Mn**.

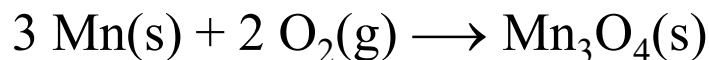
Mn je tvrdý, ale veľmi krehký kov. Tc a Re sú ťažné a kujné kovy, ktoré sú mäkkšie ako Mn. Tc a **Re majú tiež v porovnaní s Mn veľmi veľkú  $t_t$** . Pre Re je  $t_t$  **druhá najväčšia po W**. **Nuklidy Tc sú rádioaktívne** a v prírode sa nevyskytujú.

Prvok	Mn	Tc	Re
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$ , 20 °C	7,43	11,5	21,0
Teplota topenia, $t_t/^\circ\text{C}$	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, $E^\theta(\text{Ox/Red})/\text{V}$ , $E^\theta(\text{M}^{2+}(\text{aq})/\text{M}(\text{s}))$	–1,185	+ 0,400	–
$E^\theta(\text{M}^{3+}(\text{aq})/\text{M}(\text{s}))$	–	–	+ 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.  $\text{HNO}_3$ ) sa **Tc a Re rozpúšťajú na kyseliny  $\text{HTcO}_4$  a  $\text{HReO}_4$**



Tc a Re sa nerozpúšťajú v HF ani v HCl.

## Vlastnosti prvkov 8. skupiny

**Fe má tri alotropické modifikácie.**  $\alpha$ -Fe prechádza pri 906 °C na  $\gamma$ -Fe. Tá sa nad teplotou približne 1 400 °C mení na modifikáciu  $\delta$ -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.**

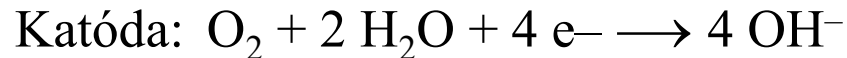
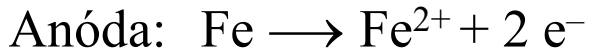
Prvok	Fe	Ru	Os
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$ , 20 °C	7,9	12,4	22,6
Teplota topenia, $t_t/^\circ\text{C}$	1535	2282	3045
Teplota varu, $t_v/^\circ\text{C}$	2750	4050	5025
Atomizačná entalpia, $\Delta H_a/\text{kJ mol}^{-1}$	398	640	791
Štandardný elektródový potenciál, $E^\theta(\text{M}^{2+}(\text{aq})/\text{M}(\text{s}))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

**S halogénmi Fe** reaguje pri teplotách 300 až 400 °C na bezvodé halogenidy  $\text{FeX}_3$  (X = F, Cl, Br) a  $\text{FeI}_2$ .

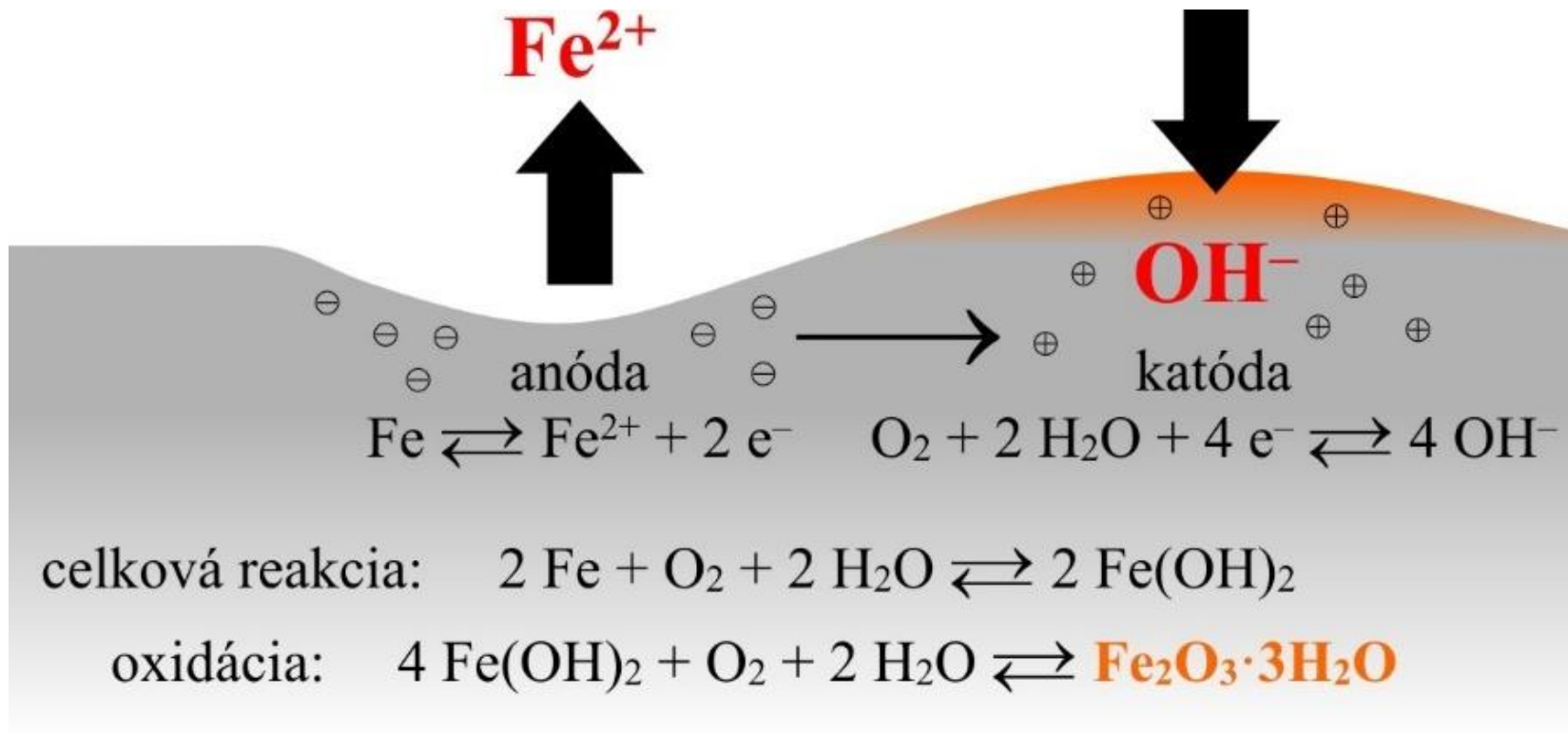
**V zriedených neoxidujúcich kyselinách** Fe reaguje na soli  $\text{Fe}^{\text{II}}$ , ale **koncentrovaná  $\text{HNO}_3$**  a iné silné oxidačné činidlá **Fe pasivujú.**

**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  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  a elektrolytu.



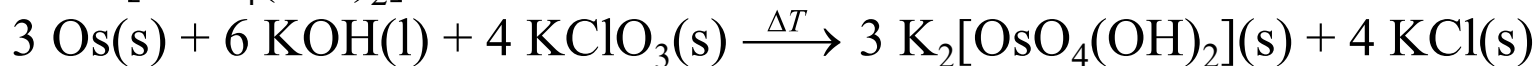
Medzi zasiahnutými miestami sa usádza  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , ktorý sa d'alej oxiduje na hydratovaný oxid železitý, napr.



**Ru** sa v prítomnosti O<sub>2</sub> **pasivuje vrstvou RuO<sub>2</sub>**. **Os v práškovom stave** pomaly reaguje pri laboratórnej teplote s kyslíkom za vzniku **prchavého tuhého OsO<sub>4</sub>**.

**Ru a Os reagujú s F<sub>2</sub> a Cl<sub>2</sub>**, reagujú so **zmesou HCl a oxidačného činidla**, ako aj **v roztavených alkalických hydroxidoch**.

**Alkalickým oxidačným tavením** možno pripraviť látky vo vyššom oxidačnom stave – RuO<sub>4</sub><sup>2-</sup> alebo [OsO<sub>4</sub>(OH)<sub>2</sub>]<sup>2-</sup>

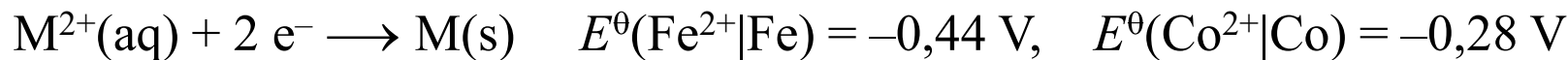


### Vlastnosti prvkov 9. skupiny

**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**.

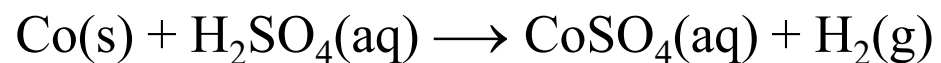
Prvok	Co	Rh	Ir
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$ , 20 °C	8,90	12,39	22,61
Teplota topenia, $t_t/^\circ\text{C}$	1495	1960	2443
Teplota varu, $t_v/^\circ\text{C}$	3100	3760	4550
Atomizačná entalpia, $\Delta H_a/\text{kJ mol}^{-1}$	425	556	669
Štandardný elektródový potenciál, $E^\theta(\text{Co}^{2+}(\text{aq})/\text{Co}(\text{s})) / \text{V}$ $E^\theta(\text{Rh}^{3+}(\text{aq})/\text{Rh}(\text{s})) / \text{V}$ $E^\theta([\text{IrCl}_6]^{2-}(\text{aq})/\text{Ir}(\text{s})) / \text{V}$	-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**



**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**.

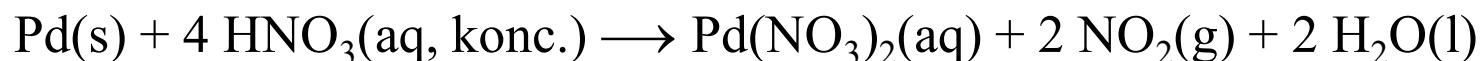
Prvok	Ni	Pd	Pt
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$ , 20 °C	8,91	11,99	21,41
Teplota topenia, $t_t/^\circ\text{C}$	1455	1552	1769
Teplota varu, $t_v/^\circ\text{C}$	2920	2940	4170
Atomizačná entalpia, $\Delta H_a/\text{kJ mol}^{-1}$	429	377	545
Štandardný elektródový potenciál, $E^{\theta}(\text{M}^{2+}/(\text{aq})/\text{M}(s))$ $E^{\theta}([\text{PtCl}_4]^{2-}(\text{aq})/\text{Pt}(s))$	-0,25	0,99	0,73

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

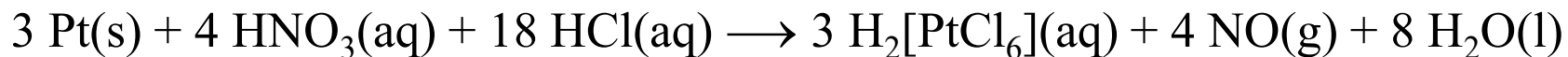
**Pd a Pt** sú pri laboratórnej teplote **odolné voči korózii**.

**Pd je reaktívnejšie než Pt** a pri vysokých teplotách **Pd reaguje s O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub> a Cl<sub>2</sub>** na príslušné paládnaté zlúčeniny.

**Paládium reaguje s koncentrovanou HNO<sub>3</sub>**



**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<sub>x</sub> 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.

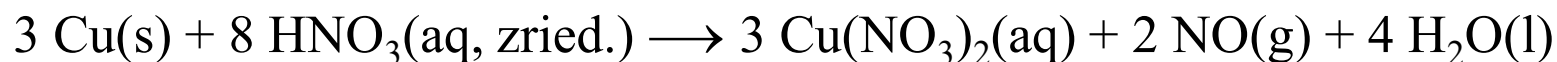
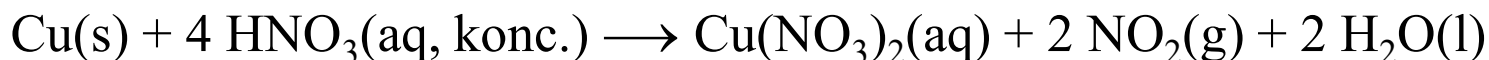
## Vlastnosti prvkov 11. skupiny

**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).

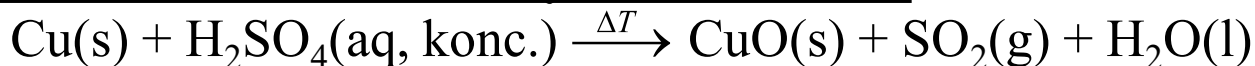
Kovy sú **charakteristicky sfarbené**: Cu do červena, Ag do biela, Au do žltá.

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, $E^\theta(\text{M}^+(\text{aq})/\text{M}(\text{s})) / \text{V}$	0,521	0,799	1,692
$E^\theta(\text{M}^{2+}(\text{aq})/\text{M}(\text{s})) / \text{V}$	0,342	–	–
$E^\theta(\text{M}^{3+}(\text{aq})/\text{M}(\text{s})) / \text{V}$	–	–	1,498

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



a **horúcou koncentrovanou kyselinou sírovou**.



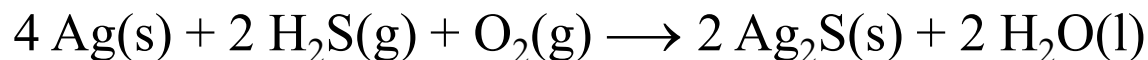
Cu sa na vzduchu pomaly reaguje vo vodnom roztoku NH<sub>3</sub>  
za vzniku tmavomodrého roztoku obsahujúceho katióny [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]<sup>2+</sup>.  
$$2 \text{ Cu(s)} + \text{ O}_2\text{(g)} + 8 \text{ NH}_3\text{(aq)} + 2 \text{ H}_2\text{O(l)} \longrightarrow 2 [\text{Cu(NH}_3)_4]^{2+}\text{(aq)} + 4 \text{ OH}^-\text{(aq)}$$



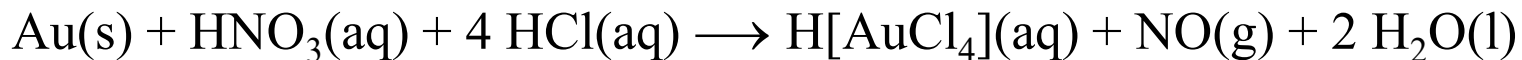
Cu sa pri vysokých teplotách (nad 1000 °C) zlučuje s O<sub>2</sub> za vzniku CuO.  
Zahrievaním Cu s F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> alebo Br<sub>2</sub> vznikajú halogenidy meďnaté CuX<sub>2</sub>.

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

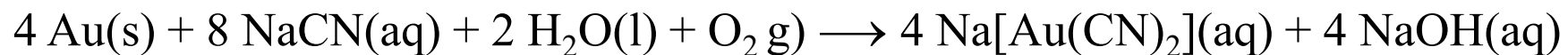
Na vzduchu v prítomnosti sulfánu H<sub>2</sub>S stráca striebro lesk a černie, pretože sa jeho povrch pokrýva vrstvou Ag<sub>2</sub>S (podobne reaguje aj meď)



Au reaguje s roztokmi HCl za prítomnosti Cl<sub>2</sub>, s horúcou H<sub>2</sub>SeO<sub>4</sub> a so zmesou HNO<sub>3</sub> a HCl (lúčavkou kráľovskou)



**Cu, Ag a Au reagujú s roztokmi kyanidov (Ag a Au za súčasnej prítomnosti O<sub>2</sub>), pričom hnacou silou tejto reakcie je vznik veľmi stabilných aniónov [M(CN)<sub>2</sub>]<sup>-</sup>, napr.**



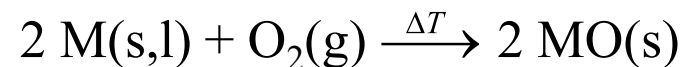
**Kyanidový spôsob výroby zlata zo surových rúd.**

## Vlastnosti prvkov 12. skupiny

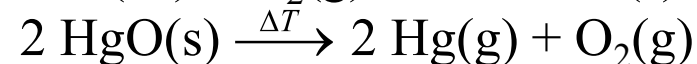
**Zn, Cd a Hg** sú pri lab. teplote **krehké**, ale pri teplotách nad 100 °C sú **kujné a ťažné**. Všetky majú **malú tep. topenia a varu**. Dokonca **Hg je kvapalná**. Je takisto mimoriadne prchavá a jej **pary sú veľmi toxické**.

Prvok	Zn	Cd	Hg
Hustota, $\rho/\text{g cm}^{-3}$ , 20 °C	7,14	8,65	13,53
Teplota topenia, $t_i/^\circ\text{C}$	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, $E\sigma(\text{M}^{2+}(\text{aq}) \text{M}(\text{s})) / \text{V}$	-0,762	-0,403	
$E\sigma(\text{M}^{2+}(\text{aq}) \text{M}(\text{l})) / \text{V}$			0,855

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



**Oxid ortuťnatý** sa pri teplote  $\approx 400$  °C **rozkladá**:



**Zn, Cd a Hg reagujú aj s halogénmi** za vzniku halogenidov  $\text{MX}_2$ . **So sírou vznikajú sulfidy MS**, čo sa využíva pri likvidácii kvapôčok Hg (posypanie práškovou sírou).

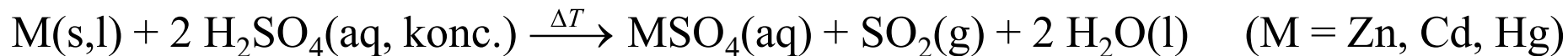
**Hg** tvorí s kovmi zliatiny – amalgámy. Najznámejšie sú dentálne amalgámy (zliatiny Hg s Ag, Cu a Sn. Možno tiež spomenúť amalgámy sodíka Na/Hg, ktoré vznikajú pri elektrolýze soľanky a používajú sa aj v org. a organokov. syntéze ako silné redukovadlá.

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.

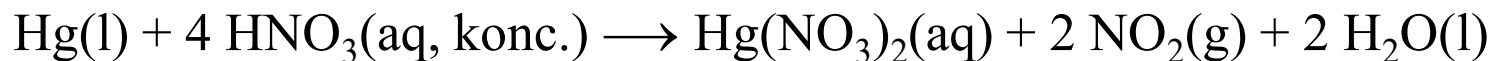
Zn, Cd a Hg reagujú s oxidujúcimi kyselinami.



Reakcie Hg s HNO<sub>3</sub> v závislosti od reak. podmienok - reakcia v nadbytku Hg



ale v nadbytku koncentrovaného roztoku HNO<sub>3</sub> vzniká Hg(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>



V roztokoch silných hydroxidov reaguje len zinok

