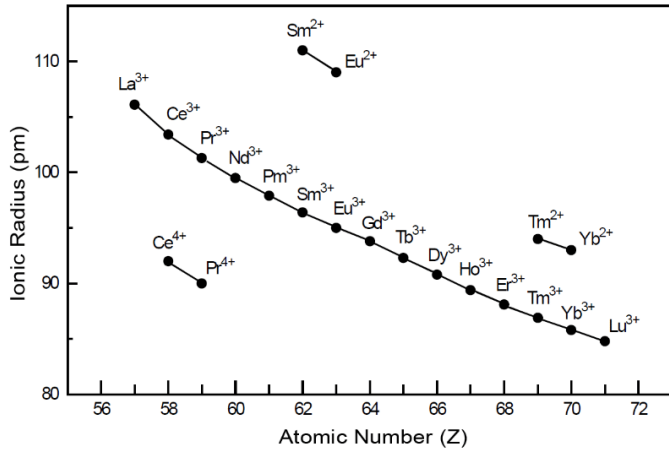
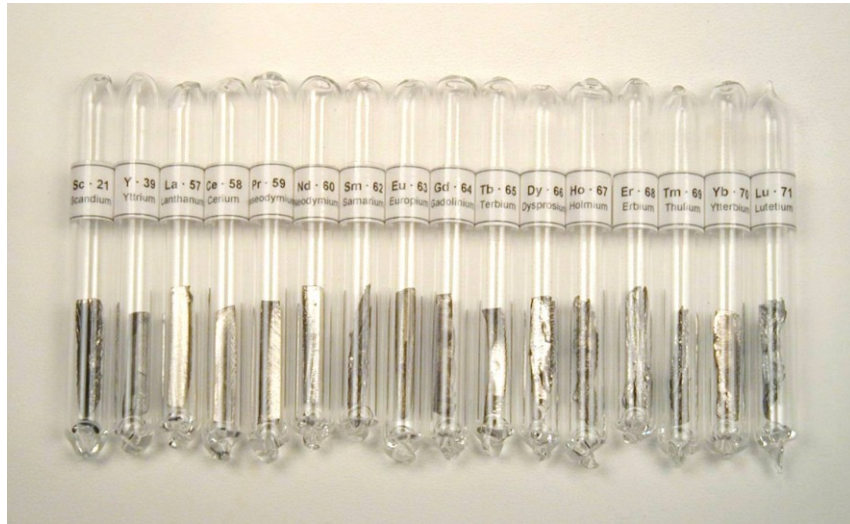


# Vnitřně přechodné prvky (f-prvky)

# Lanthanoidy



Z	Name	Symbol	Electronic configuration outside the [Xe] core Ln Ln <sup>3+</sup>		Metallic radius (pm)	Ionic radius M <sup>3+</sup> (pm)	E*(V) M <sup>3+</sup> /M	Color of Ln <sup>3+</sup>
57	Lanthanum	La	5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	-	187	106	-2.52	Colourless
58	Cerium	Ce	4f <sup>4</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>1</sup>	183	103	-2.48	Colourless
59	praseodymium	Pr	4f <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>2</sup>	182	101	-2.46	Green
60	Neodymium	Nd	4f <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>3</sup>	181	100	-2.43	Lilac
61	Promethium	Pm	4f <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>4</sup>	-	98	-2.42	Yellow
62	Samarium	Sm	4f <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>5</sup>	179	96	-2.41	Yellow
63	Europium	Eu	4f <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>6</sup>	204	95	-2.41	Pale pink
64	Gadolinium	Gd	4f <sup>7</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>7</sup>	180	94	-2.40	Colourless
65	Terbium	Tb	4f <sup>9</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>8</sup>	178	92	-2.39	Pate pink
66	Dysprosium	Dy	4f <sup>10</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>9</sup>	177	91	-2.35	Yellow
67	Holmium	Ho	4f <sup>11</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>10</sup>	176	89	-2.32	Yellow
68	Erbium	Er	4f <sup>12</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>11</sup>	175	88	-2.30	Roue pink
69	Thulium	Tm	4f <sup>13</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>12</sup>	174	87	-2.28	Pale green
70	Ytterbium	Yb	4f <sup>14</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>13</sup>	194	86	-2.27	Colourless
71	Lutecium	Lu	4f <sup>14</sup> 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	4f <sup>14</sup>	174	85	-2.26	Colourless



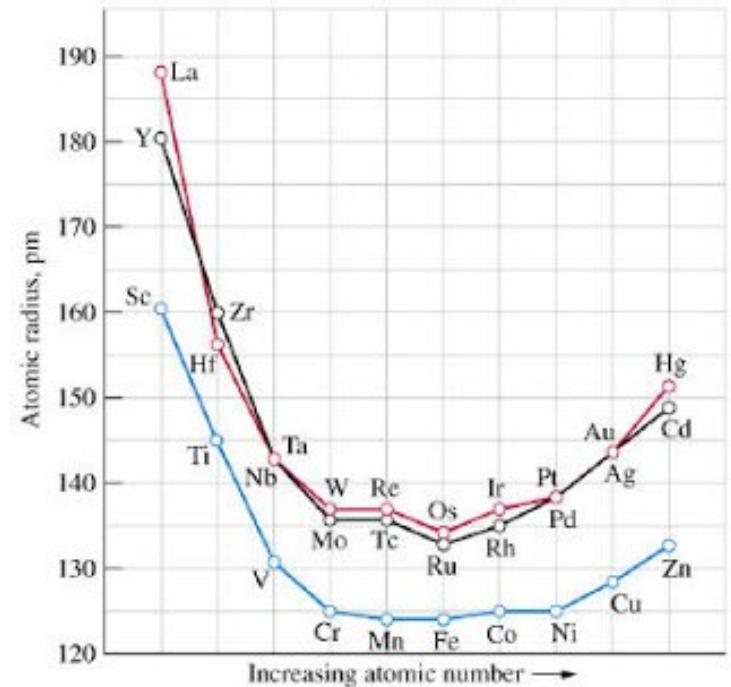
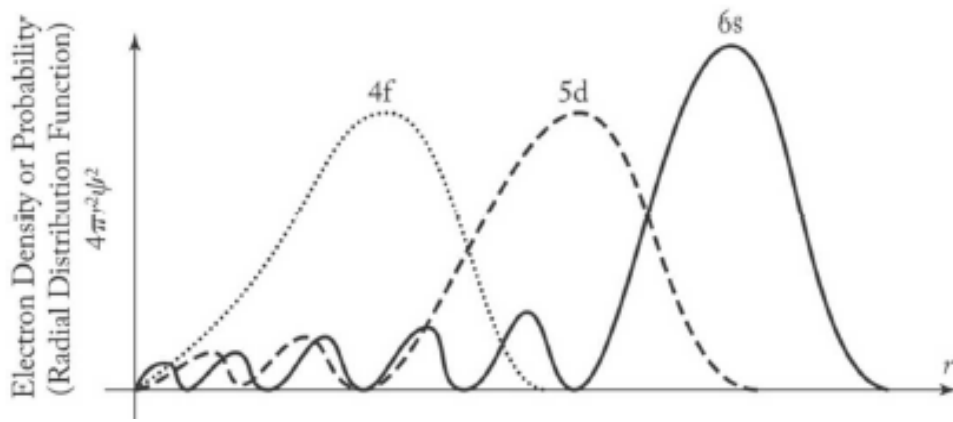
1 H HYDROGEN 1.008																	2 He HELIUM 4.003
3 Li LITHIUM 6.941	4 Be BERYLLIUM 9.012											5 B BORON 10.811	6 C CARBON 12.011	7 N NITROGEN 14.007	8 O OXYGEN 15.999	9 F FLUORINE 18.998	10 Ne NEON 20.180
11 Na SODIUM 22.990	12 Mg MAGNESIUM 24.305											13 Al ALUMINIUM 26.982	14 Si SILICON 28.086	15 P PHOSPHORUS 30.974	16 S SULFUR 32.065	17 Cl CHLORINE 35.453	18 Ar ARGON 39.948
19 K POTASSIUM 39.098	20 Ca CALCIUM 40.078	21 Sc SCANDIUM 44.956	22 Ti TITANIUM 47.883	23 V VANADIUM 50.942	24 Cr CHROMIUM 51.996	25 Mn MANGANESE 54.938	26 Fe IRON 55.845	27 Co COBALT 58.933	28 Ni NICKEL 58.693	29 Cu COPPER 63.546	30 Zn ZINC 65.38	31 Ga GALLIUM 69.723	32 Ge GERMANIUM 72.64	33 As ARSENIC 74.922	34 Se SELENIUM 78.96	35 Br BROMINE 79.904	36 Kr KRYPTON 83.80
37 Rb RUBIDIUM 85.468	38 Sr STRONTIUM 87.62	39 Y YTIURIUM 88.906	40 Zr ZIRCONIUM 91.224	41 Nb NIOBIUM 92.906	42 Mo MOLYBDENUM 95.94	43 Tc TECHNETIUM 98	44 Ru RUTHENIUM 101.07	45 Rh RHODIUM 102.905	46 Pd PALLADIUM 106.42	47 Ag SILVER 107.868	48 Cd CADMIUM 112.414	49 In INDIUM 114.818	50 Sn TIN 118.710	51 Sb ANTIMONY 121.757	52 Te TELURIUM 127.60	53 I IODINE 126.905	54 Xe XENON 131.29
55 Cs CAESIUM 132.905	56 Ba BARIUM 137.327	57-71*	72 Hf HAFNIUM 178.49	73 Ta TANTALUM 180.948	74 W TUNGSTEN 183.84	75 Re RHENIUM 186.207	76 Os OSMIUM 190.23	77 Ir IRIDIUM 192.222	78 Pt PLATINUM 195.084	79 Au GOLD 196.967	80 Hg MERCURY 200.59	81 Tl THALLIUM 204.384	82 Pb LEAD 207.2	83 Bi BISMUTH 208.980	84 Po POLONIUM 209	85 At ASTATINE 210	86 Rn RADON 222
87 Fr FRANCIUM 223	88 Ra RADIUM 226	89-103**	104 Rf RUFENIUM 261	105 Db DUBNIUM 262	106 Sg SEBORGIUM 263	107 Bh BOHRIUM 264	108 Hs HASSIUM 265	109 Mt MOSCOVIUM 266	110 Ds DARMSTADTIUM 267	111 Rg ROSGONIUM 268	112 Cn COCHIN 269	113 Uut UNUNTRIUM 270	114 Fl FLEROVIUM 271	115 Uup UNUNPENTIUM 272	116 Lv LIVERMORIUM 273	117 Ts TENNESSIUM 274	118 Og OGANESSIUM 276
Lanthanide Series																	
57 La LANTHANUM 138.905	58 Ce CERIUM 140.12	59 Pr PRASEODYMIUM 140.908	60 Nd NEODYMIUM 144.24	61 Pm PROMETHIUM 145	62 Sm SAMARIUM 150.36	63 Eu EUROPIUM 151.964	64 Gd GADOLINIUM 157.25	65 Tb TERBIUM 158.925	66 Dy DYSPROSIUM 162.50	67 Ho HOLMIUM 164.930	68 Er ERBIUM 167.259	69 Tm THULIUM 168.934	70 Yb YBBIUM 173.054	71 Lu LUTETIUM 174.967			
Actinide Series																	
89 Ac ACTINIUM 227	90 Th THORIUM 232.038	91 Pa PROTACTINIUM 231.04	92 U URANIUM 238.03	93 Np NEPTUNIUM 237	94 Pu PLUTONIUM 244	95 Am AMERICIUM 243	96 Cm CURIUM 247	97 Bk BERKELIUM 247	98 Cf CALIFORNIUM 251	99 Es EINSTEINIUM 252	100 Fm FERMIUM 257	101 Md Mendelevium 258	102 No Nobelium 259	103 Lr Lawrencium 260			



# Lanthanoidová kontrakce

= jev, kdy se s postupným zvyšováním atomového čísla prvku zmenšuje poloměr následujících atomů.

Postupné zmenšování atomového poloměru se vysvětluje tím, že elektrony doplňované postupně do orbitalu  $4f$  vykazují nízké stínění kladného náboje atomového jádra a  $6s$  elektrony jsou více přitahovány směrem k jádru. S přibývajícím atomovým číslem a tím i počtem protonů v jádře roste efektivní náboj jádra působící přitažlivou silou na elektrony, což se projeví menším atomovým poloměrem.



**Atomové poloměry** Hf a Zr jsou téměř stejné v důsledku lanthanoidové kontrakce. Důsledkem toho jsou velmi podobné chemické vlastnosti obou prvků (= „chemická dvojčata“). Totéž platí pro dvojice Nb - Ta, Mo - W, Ru - Os, Rh - Ir, Pd - Pt.

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	
1.62	1.47	1.34	1.27	1.26	1.26	1.25	1.24	1.28	1.38	
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	x 10 <sup>2</sup> pm
1.80	1.60	1.46	1.39	1.36	1.34	1.34	1.37	1.44	1.54	
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	
1.87	1.58	1.46	1.39	1.37	1.35	1.36	1.38	1.44	1.57	

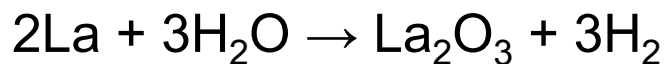
Rozdíl atomových hmotností Zr a Hf je zhruba dvojnásobný (Zr = 91.2 g.mol<sup>-1</sup> a Hf = 178.5 g.mol<sup>-1</sup>), zatímco jejich atomový poloměr je v důsledku lanthanoidové kontrakce zhruba stejný. **Hustota** Hf (11.4 kg.m<sup>-3</sup>) je tudíž asi dvojnásobná ve srovnání s Zr (6.4 kg.m<sup>-3</sup>). Podobně mají vysokou hustotu i další prvky nacházející se v periodické tabulce za lanthanoidy (Ta, W, ... ).

Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	
2.5	4.5	5.9	7.1	7.4	7.9	8.9	8.9	9.0	7.1	
Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	
5.57	6.4	8.4	10.4	11.5	12.2	12.4	12.0	10.5	8.65	
La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	
6.14	11.4	16.6	19.3	21.0	22.6	22.5	21.4	19.3	13.6	

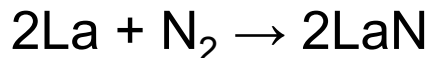
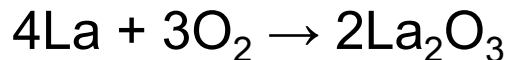
# Lanthan

= bílý, měkký a tažný kov. Vyskytuje se ve třech alotropických modifikacích, hexagonální  $\alpha$ -La přechází při teplotě 310 C na kubický  $\beta$ -La a při teplotě nad 861 C na  $\gamma$ -La. Lanthan je supravodič I. typu.

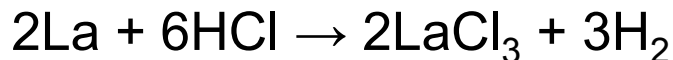
Lanthan se na suchém vzduchu pomalu pokrývá modrou vrstvou oxidu  $\text{La}_2\text{O}_3$ , ve vlhkém prostředí se rychle pokryje vrstvou bílého hydroxidu. Se studenou vodou reaguje kompaktní kovový lanthan velmi pomalu, s horkou vodou reaguje prudce za vzniku oxidu lanthanitého  $\text{La}_2\text{O}_3$  a vodíku, další reakcí oxidu s vodou vzniká hydroxid lanthanitý  $\text{La}(\text{OH})_3$  :



Při zahřátí na teplotu 450 C na vzduchu shoří za vzniku oxidu a nitridu:



Reakce lanthanu se zředěnými kyselinami probíhají za vývoje vodíku, s kyselinou dusičnou reaguje bez vývoje vodíku:



Při teplotě 100 C reaguje s halogeny, se sírou se slučuje až při teplotě nad 600 C.

Od ostatních prvků skupiny III.B se lanthan odlišuje zejména chováním oxidu lanthanitého, který silně exotermně reaguje s vodou za vzniku hydroxidu. Oxidy ostatních prvků této skupiny s vodou nereagují.

Kromě hliníku tvoří lanthan intermetalické sloučeniny i s jinými kovy, např.  $Mg_9La$ ,  $MgLa_4$ ,  $La_2Ti$ ,  $LaCu_4$ ,  $LaZn$ ,  $LaCd$ ,  $LaAu_3$  a řadu dalších. S borem, sírou, křemíkem a selenem tvoří lanthan vedle běžných valenčních sloučenin také sloučeniny nestechiometrického složení -  $LaB_6$ ,  $LaS_2$ ,  $LaSi_2$ ,  $LaSe_2$ .

Lanthan tvoří četné soli, vystupuje v nich vždy v oxidačním čísle III. Chemické vlastnosti lanthanitých solí se podobají chemickým vlastnostem hlinitých solí. Lanthanité soli silných kyselin bývají obvykle dobře rozpustné ve vodě, rozpustnost lanthanitých solí slabých kyselin je většinou podstatně nižší. Vodné roztoky solí lanthanu jsou obvykle bezbarvé.

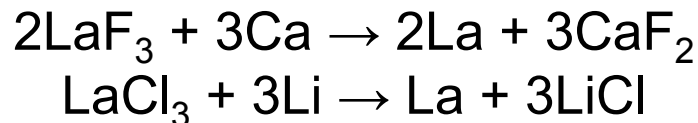
Vytváří také nestabilní komplexní sloučeniny ve kterých obvykle vystupuje s koordinačním číslem 8.

Zásaditý octan lanthanitý připravený reakcí kyseliny octové s uhličitanem či hydroxidem lanthanitým barví jod modře, podobně jako škroby.

V přírodě se lanthan nachází vzácně v monazitovém písku, většinou ve společnosti dalších prvků třetí vedlejší podskupiny skandia a yttria, často doprovázen také thoriem. Mezi známé nerosty s obsahem lanthanu patří např. **fluocerit**  $(La,Ce)F_3$ , **bastnasit**  $La(CO_3)F$ , **wakefieldit**  $LaVO_4$ .

Výroba lanthanu se provádí loužením lanthanových rud směsí koncentrované kyseliny sírové a chlorovodíkové při teplotě 120-150 C, po ochlazení se ze rmutu vyloučí většina nečistot, po přidavku roztoku NaOH dojde k vyloučení thoria. Přídavkem kyseliny šťavelové nebo šťavelanu amonného se lanthanoidy vysrážejí jako nerozpustné šťavelany.

Ty se kalcinací převedou na oxidy, po rozpuštění oxidů v kyselině dusičné se jednotlivé kovy separují kapalinovou extrakcí, pomocí iontoměničů, frakční krystalizací nebo selektivním srážením nerozpustných komplexů. Čistý kovový lanthan se vyrábí redukcí fluoridu lanthanitého vápníkem nebo redukcí chloridu lanthanitého lithiem. Redukce probíhá při teplotě okolo 1000 C v atmosféře argonu. Průběh redukce halogenidů lanthanu popisují rovnice:



**Výroba lanthanu** je také možná tavnou elektrolýzou směsi bezvodého chloridu lanthanitého a chloridu sodného.

Významným zdrojem pro průmyslovou výrobu lanthanu a řady dalších lanthanoidů jsou odpadní produkty, které vznikají při výrobě kombinovaných NP a NPK hnojiv rozkladem některých druhů apatitu kyselinou dusičnou.



Z reakční směsi při výrobě hnojiv se fosforečnany lanthanoidů nejprve oddělí frakční krystalizací, následuje vysrážení nerozpustných šťavelanů pomocí kyseliny šťavelové nebo šťavelanem draselným. Šťavelany lanthanoidů se působením hydroxidu draselného převedou na hydroxidy, ty se kalcinují za vzniku oxidů. Směs oxidů lanthanoidů se působením kyseliny dusičné převede na roztok dusičnanů.

Jednotlivé lanthanoidy, s výjimkou europia oddělovaného elektrochemicky, se z roztoku dusičnanů separují pomocí vícestupňové kaskádové kapalinové extrakce působením roztoku dietylésteru kyseliny hydrogenfosforečné (DEHPA) nebo tributylesteru kyseliny fosforečné (TBP) v petroleji nebo v jiných nepolárních organických látkách. Následuje redukce jednotlivých dusičnanů vodíkem na kovy. Výsledným produktem je kovový lanthan a další příbuzné kovy o čistotě až 99,999%.

Laboratorní příprava čistého lanthanu se provádí elektrolýzou ethanolového roztoku chloridu lanthanitého. Na rtuťové katodě vznikne amalgam, který se podrobí tepelnému rozkladu za vzniku čistého lanthanu.

Lanthan se využívá jako legující přísada zejména při výrobě **slitin** molybdenu, kde jeho přídavek zvyšuje jejich tepelnou odolnost. V metalurgii železa se lanthan s dalšími lanthanoidy využívá jako deoxidační přísada.

Lanthan ve formě **oxidu  $\text{La}_2\text{O}_3$**  se používá jako přísada do speciálních druhů skel pro úpravu jejich optických vlastností (*vysoký index lomu, nízký světelný rozptyl*) a pro výrobu křišťálového skla, porcelánu a glazur. Ve sklářství nahrazuje toxické sloučeniny olova, při současném zlepšení chemické a tepelné odolnosti skla. Sklo s vyšší alkalickou odolností je vhodné do myček nádobí. Lanthanem legované wolframové elektrody se používají zejména při automatizovaném svařování.

Nejvíce lanthanu se spotřebovává ve formě **hydridu  $\text{LaH}_3$**  na výrobu NiMH akumulátorů.

Lanthan a jeho soli se používají jako katalyzátor krakovacích reakcí.

**Uhličitan lanthanitý  $\text{La}_2(\text{CO}_3)_3$**  se používá jako součást léčiv pro snížení obsahu fosforečnanů při onemocnění ledvin, jako součást bezchlorové bazénové chemie a ke konstrukci palivových článků typu SOFC (*Solid Oxide Fuel Cells*).

**Dusičnan lanthanitý  $\text{La}(\text{NO}_3)_3$**  se využívá jako analytické činidlo ke stanovení fluoridů.

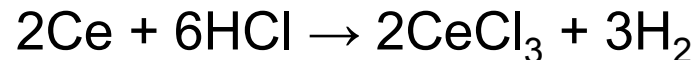
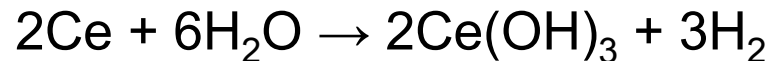
**Borid lanthanitý  $\text{LaB}_6$**  se používá ke konstrukci katod s vysokou emisí elektronů, např. v elektronových mikroskopech.

Sloučenina  **$\text{La}_{2-x}\text{Sr}_x\text{CuO}_4$**  se používá jako vysokoteplotní supravodič.

# Cer

= měkký kov šedé barvy. Vyskytuje se ve čtyřech alotropických modifikacích. Vyskytuje se ve čtyřech alotropických modifikacích. Krychlový  $\alpha$ -Ce je stabilní při teplotě pod  $-178\text{ C}$ , hexagonální modifikace  $\beta$ -Ce existuje v rozmezí  $-178 - 10\text{ C}$ , krychlová modifikace  $\gamma$ -Ce je stabilní v rozmezí teplot  $-10 - 762\text{ C}$ , nad touto teplotou se vyskytuje krychlový  $\delta$ -Ce.

Cer reaguje s horkou vodou za vzniku hydroxidu ceritého a vývoje vodíku, snadno se rozpouští v minerálních kyselinách za vzniku cerité soli:



Cer ochotně a energicky reaguje s celou řadou nekovů. Na vzduchu shoří na oxid ceričitý  $\text{CeO}_2$  již při zahřátí na teplotu  $160\text{ C}$ , s chlorem se slučuje na chlorid ceritý  $\text{CeCl}_3$  již za teploty  $200\text{ C}$ , se sírou reaguje při teplotě od  $400\text{ C}$ , s dusíkem se slučuje na nitrid  $\text{CeN}$  za teploty  $450\text{ C}$ , pouze s uhlíkem reaguje za vzniku karbidu  $\text{CeC}_2$  až při teplotách nad  $1000\text{ C}$ . Tvoří velké množství podvojných a komplexních sloučenin.

Ve sloučeninách vystupuje cer nejčastěji v oxidačním čísle III, sloučeniny ceričité, s výjimkou oxidu ceričitého, jsou nestálé a snadno se redukují na sloučeniny cerité.

V oxidačním stavu II se vyskytuje v  $\text{CeH}_2$ ,  $\text{CeI}_2$  nebo  $\text{CeS}$ . Vodné roztoky ceritých solí bývají obvykle bezbarvé, roztoky ceričitých solí jsou většinou zbarveny intenzivně červeně nebo oranžově.

Další chemické vlastnosti elementárního ceru se velmi podobají chemickým vlastnostem lanthanu. Chemické vlastnosti a chování trojmocných sloučenin ceru se podobají vlastnostem trojmocných sloučenin hliníku. Vlastnosti a chování některých sloučenin čtyřmocného ceru se velmi podobají vlastnostem obdobných sloučenin čtyřmocného titanu.

V přírodě se cer vyskytuje vzácně pouze ve formě svých sloučenin, vždy v doprovodu lanthanu a dalších lantahoidů. Cer je nejrozšířenější lanthanoid celé periodické soustavy. Nejdůležitějším zdrojem ceru jsou nerosty **monazit**  $(\text{Ce,La,Nd,Th})\text{PO}_4$ , **bastnäsit**  $(\text{Ce,La})(\text{CO}_3)\text{F}$  a **loparit**  $(\text{Ce,La,Na,Ca,Sr})(\text{Ti,Nb})\text{O}_3$ .

Průmyslová výroba ceru se provádí loužením rudného koncentrátu směsí minerálních kyselin s následnou oxidací pomocí manganistanu draselného nebo kyseliny chlorné. Cer se z roztoku vyloučí jako nerozpustný oxid ceričitý  $\text{CeO}_2$  nebo jako velmi špatně rozpustný jodičnan ceričitý  $\text{Ce}(\text{IO}_3)_4$ . Po separaci ceru se k roztoku přidává zinek nebo rtuť, dojde k redukci přítomného europia z oxidačního stavu III na oxidační stav II.

Po okyselení kyselinou sírovou se europium vysráží jako nerozpustný síran europnatý  $\text{EuSO}_4$ .

Ostatní lanthanidy se poté oddělují kapalinovou extrakcí, frakční krystalizací nebo pomocí iontoměničů. Kovový cer se vyrábí redukcí fluoridu ceritého  $\text{CeF}_3$  vápníkem nebo lanthanem nebo tavnou elektrolýzou chloridu ceritého  $\text{CeCl}_3$ .

Kovový cer se používá jako součást slitin pro výrobu křesacích kamínků do zapalovačů. Cerem legované wolframové elektrody se používají ke svařování slitin hořčíku, hliníku, titanu, mědi a niklu v ochranné atmosféře argonu.

Sloučeniny ceru, zejména **sulfid ceritý**  $\text{Ce}_2\text{S}_3$ , slouží k obarvování skla, porcelánu, smaltů a polymerů na červenou nebo oranžovou barvu.

**Oxid ceritý**  $\text{Ce}_2\text{O}_3$  je součástí filtrů plynových masek a používá se jako katalyzátor některých organických reakcí.

Vysoce aktivní katalyzátory pro čištění výfukových plynů nebo do palivových článků se vyrábějí z **oxidu ceričitého**  $\text{CeO}_2$  v kombinaci s niklem, rutheniem, palladiem, cínem, platinou nebo zlatem.

**Št'avelan ceritý**  $\text{Ce}_2(\text{C}_2\text{O}_4)_3$  je součástí léků proti nevolnosti v dopravních prostředcích (*kinetóza*) a jako antiemetikum se podává při chemoterapii, octan ceritý  $\text{Ce}(\text{CH}_3\text{COO})_3$  se přidává do pigmentů na bázi oxidu titaničitého pro vylepšení jejich optických vlastností a prodloužení životnosti.

**Uhličitan ceritý**  $\text{Ce}_2(\text{CO}_3)_3$  se využívá ke konstrukci palivových článků typu SOFC (*Solid Oxide Fuel Cells*).

**Síran ceričitý**  $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$  je důležité oxidační činidlo využívané v laboratorní praxi.

**Chlorid ceritý**  $\text{CeCl}_3$  slouží jako katalyzátor alkylačních reakcí.

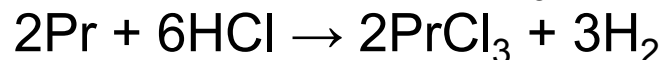
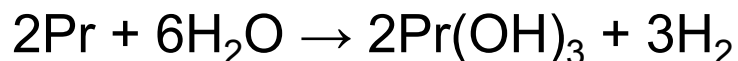
**Bromid ceritý**  $\text{CeBr}_3$  slouží k výrobě scintilátorů k detekci  $\gamma$ -záření.

**Hexaborid ceritý**  $\text{CeB}_6$  se používá k výrobě žáruvzdorných materiálů.

# Praseodym

= stříbřitě bílý, měkký a tažný kov. Existují dvě alotropické modifikace, hexagonální  $\alpha$ -Pr přechází při teplotě 792 C na kubický plošně centrováný  $\beta$ -Pr.

Na vzduchu se rychle pokrývá vrstvou zeleně zbarveného oxidu  $\text{Pr}_2\text{O}_3$ , při vyšších teplotách reaguje s vodou za vzniku vodíku a je dobře rozpustný ve zředěných anorganických kyselinách:

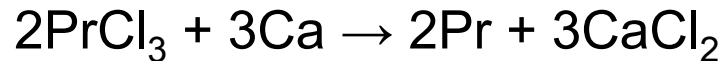


Zahřát v atmosféře kyslíku shoří na tmavě hnědý oxid  $\text{Pr}_6\text{O}_{11}$ .

Ve sloučeninách se praseodym vyskytuje nejčastěji v oxidačním čísle III, sloučeniny s oxidačními čísly II a IV jsou stabilní pouze jako tuhé látky, v roztoku rychle přecházejí na stabilní oxidační stav III. Vodné roztoky sloučenin trojmocného praseodymu mají charakteristické žluté nebo žlutozelené zbarvení, sloučeniny dvoumocného a čtyřmocného praseodymu jsou obvykle bezbarvé. Chemické vlastnosti praseodymu i jeho trojmocných sloučenin se nejvíce podobají chemickým vlastnostem hliníku a jeho sloučenin.

V přírodě se praseodym vyskytuje vzácně ve formě svých sloučenin vždy v doprovodu dalších lantahoidů. Největší množství (6,89 % Pr) praseodymu obsahuje minerál **paratoit**  $\text{REE}_3(\text{Ca},\text{Sr})_2\text{NaCu}(\text{CO}_3)_8$ .

Výroba praseodymu se provádí obdobně jako u ostatních lantahanoidů loužením směsí minerálních kyselin s následnou redukcí chloridu praseodymitého  $\text{PrCl}_3$  kovovým vápníkem:



Pro technické účely se praseodym nejčastěji připravuje jako slitina s neodymem pod názvem **didym**.

Praktické využití nalézá praseodym v metalurgii jako součást lehkých **slitin**.

**Oxidy  $\text{Pr}_2\text{O}_3$  a  $\text{Pr}_6\text{O}_{11}$**  se používají ve sklářství a v keramickém průmyslu pro barvení glazur a skloviny na žlutou nebo zelenou barvu a pro výrobu antireflexních vrstev čoček objektivů nebo brýlí.

**Uhličitan praseodymitý**  $\text{Pr}_2(\text{CO}_3)_3$  se využívá ke konstrukci palivových článků typu SOFC (*Solid Oxide Fuel Cells*),

**Oxid praseodymičitý**  $\text{PrO}_2$  se používá v laboratorní praxi jako extrémně silné oxidační činidlo.

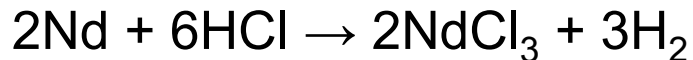
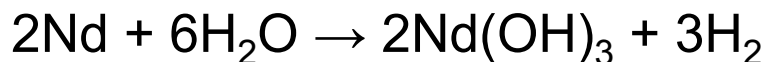


# Neodym

= měkký, stříbřitě bílý kov. Existují dvě alotropické modifikace neodymu, hexagonální  $\alpha$ -Nd přechází při teplotě 862 C na kubický  $\beta$ -Nd.

Neodym je chemicky poměrně reaktivní prvek. Při styku se vzdušným kyslíkem se okamžitě pokrývá modrou vrstvou oxidu neodymitého  $\text{Nd}_2\text{O}_3$ . S chlorem reaguje od teploty 300 C za vzniku chloridu neodymitého  $\text{NdCl}_3$ , se sírou se slučuje až při teplotě nad 500 C na tmavě zelený sulfid neodymitý  $\text{Nd}_2\text{S}_3$ .

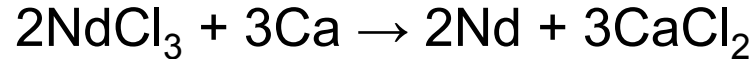
S horkou vodou reaguje neodym za vzniku nerozpustného hydroxidu neodymitého a za vývoje vodíku, snadno se rozpouští v běžných minerálních kyselinách za vzniku neodymité soli příslušné kyseliny:



Ve sloučeninách vystupuje neodym obvykle v oxidačním stavu III. Chemické vlastnosti a chování sloučenin trojmocného neodymu jsou značně podobné sloučeninám hliníku. Sloučeniny dvoumocného neodymu jsou nestabilní a samovolně se oxidují. Vodné roztoky solí neodymu v obou oxidačních stavech mají typické červené nebo červenofialové zbarvení, pouze jodid neodymitý  $\text{NdI}_3$  je zelený.

V přírodě se neodym vzácně nalézá společně s ostatními lanthanoidy v monazitu a některých fosfátech. Neodym jako jeden z mála lanthanoidů vytváří samostatné minerály, např. **wakefieldit**  $\text{NdVO}_4$ , **churchit**  $\text{Nd}(\text{PO}_4) \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , **synchysit**  $\text{CaNd}(\text{CO}_3)_2\text{F}$  nebo **kalcioancylit**  $\text{CaNd}(\text{CO}_3)_2(\text{OH}) \cdot \text{H}_2\text{O}$ .

Výroba neodymu se provádí obdobně jako výroba ostatních lanthanoidů loužením lanthanoidových rud směsí minerálních kyselin. Z výluhu se kovy vysrážejí přidávkem alkalických hydroxidů. Separace neodymu od ostatních kovů dnes provádí nejčastěji pomocí iontoměničů, po separaci se neodym převede na chlorid neodymitý  $\text{NdCl}_3$  a následuje jeho redukce vápníkem:



Pro technické účely se neodym obvykle připravuje jako slitina s praseodymem pod názvem **didym**.

Neodym se využívá k výrobě velmi silných **permanentních magnetů**, **krystalů pro infračervené lasery** a k **obarvování skla a glazur** na fialovou nebo temně červenou barvu.

Neodym je také důležitou složkou moderních lehkých **slitin** na bázi hořčíku.

**Oxid neodymitý**  $\text{Nd}_2\text{O}_3$  se používá k barvení skel slunečních a svářečských brýlí.

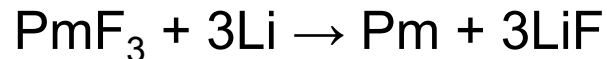
**Chlorid neodymitý**  $\text{NdCl}_3$  se jako katalyzátor polymerace dienů používá při výrobě syntetického kaučuku.

# Promethium

= radioaktivní, uměle připravený chemický prvek. Chemické vlastnosti promethia nejsou doposud prozkoumány. Na vzduchu se rychle pokrývá růžovou vrstvou  $\text{Pm}_2\text{O}_3$ . Vodné roztoky sloučenin promethia, kterých bylo připraveno pouze 30, mají nejčastěji růžové zbarvení, ale ve tmě světélkují modře nebo modrozeleně.

V přírodě se promethium vyskytuje v téměř neměřitelném množství jako produkt radioaktivního rozpadu. Nejstabilnější izotop  $^{145}\text{Pm}$  má poločas rozpadu 17,7 let. Ve vesmíru bylo největší množství promethia zjištěno ve spektru hvězdy HR-465 v souhvězdí Andromedy.

Příprava promethia se provádí bombardováním izotopu  $^{146}\text{Nd}$  neutrony za vzniku  $^{147}\text{Nd}$ , který se beta rozpadem mění na  $^{147}\text{Pm}$ . Kovové promethium se připravuje redukcí fluoridu promethitého  $\text{PmF}_3$  kovovým lithiem:

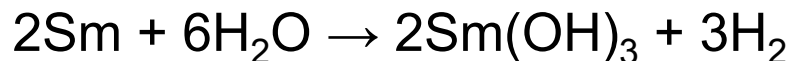


Izotopy promethia jako beta zářiče jsou využívány jako energetické zdroje v kosmickém výzkumu.

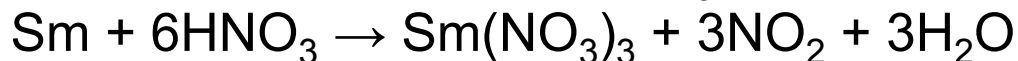
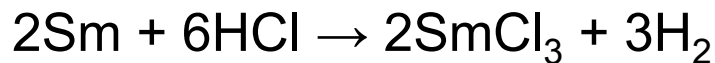
# Samarium

= stříbřitě bílý, lesklý a měkký kov, který se vyskytuje ve dvou alotropických modifikacích. Trigonální  $\alpha$ -Sm při 924 C přechází na kubické  $\beta$ -Sm.

Na vzduchu je samarium poměrně stábe, při zahřátí na teplotu 150 C se vznítí za vzniku nažloutlého oxidu samaritého  $\text{Sm}_2\text{O}_3$ . S vodou ochotně reaguje již za laboratorní teploty:



Je dobře rozpustné v neoxidujících i oxidujících kyselinách:



S halogeny přímo reaguje až při teplotách nad 300 C za vzniku halogenidů typu  $\text{SmX}_3$ , se sírou se slučuje při teplotě okolo 600 C na žlutohnědý sulfid samaritý  $\text{Sm}_2\text{S}_3$ .

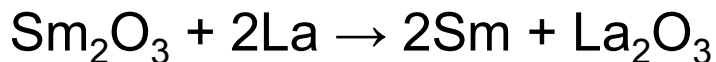
Stabilní sloučeniny tvoří samarium pouze v oxidačním stupni +III, sloučeniny dvoumocného samaria existují pouze v tuhém stavu, s vodou ihned reagují za vzniku vodíku a oxidují se.

Chemické vlastnosti sloučenin trojmocného samaria jsou značně podobné sloučeninám hliníku, vlastnosti dvoumocných sloučenin se podobají vlastnostem sloučenin vápníku.

Vodné roztoky solí trojmocného samaria mají obvykle žluté nebo oranžové zbarvení, pro sloučeniny dvoumocného samaria je charakteristické krvavě červené nebo hnědé zbarvení, barevnou výjimkou je sytě zelený jodid samarnatý  $\text{SmI}_2$ .

V přírodě se samarium vzácně nalézá pouze ve formě sloučenin společně s ostatními lanthanoidy v různých druzích monazitu a dalších fosfátech. Samostatné minerály samaria nejsou známy, jedinou výjimku tvoří **monazit**  $\text{SmPO}_4$ .

Výroba samaria pro technické účely se provádí obdobně jako výroba ostatních lanthanoidů loužením lanthanoidových rud směsí minerálních kyselin s následnou redukcí oxidu  $\text{Sm}_2\text{O}_3$  vápníkem nebo lanthanem. Redukce probíhá v atmosféře argonu při teplotě 1100-1200 C:



Čisté samarium se připravuje elektrolýzou taveniny  $\text{SmCl}_3$ .

Samarium se používá k úpravě fyzikálních vlastností skla a k výrobě krystalů pro optické lasery. Intermetalické sloučeniny  $\text{SmCo}_5$  a  $\text{Sm}_2\text{Co}_{17}$  se používají k výrobě silných permanentních magnetů, které slouží ke konstrukci sluchátek, kytarových snímačů, miniaturních elektromotorů a nalézají široké uplatnění v pokročilých zbrojních systémech.

**Oxid samaritý**  $\text{Sm}_2\text{O}_3$  je používán k výrobě katalyzátorů pro některé organické dehydrogenační a dehydratační reakce a k výrobě skla pohlcujícího infračervené záření.

**Chlorid samarnatý**  $\text{SmCl}_2$  a chlorid samaritý  $\text{SmCl}_3$  se využívají jako laboratorní činidla v organické chemii.

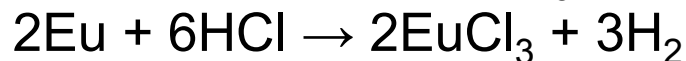
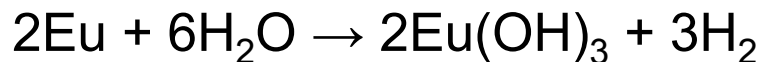
**Jodid samarnatý**  $\text{SmI}_2$  slouží jako katalyzátor při přípravě řady organických aminů.

Slitiny s obsahem samaria se uplatňují v jaderné technice pro zachycování neutronů.

Radioaktivní izotop  $^{153}\text{Sm}$  se využívá v medicíně, izotop  $^{146}\text{Sm}$  se používá k radioizotopovému určování stáří objektů v geologii.

# Europium

= stříbřitě bílý, měkký kov. Europium je chemicky méně reaktivní než předchozí prvky ze skupiny lanthanoidů. Na vzduchu je europium za normální teploty relativně stálé. S horkou vodou reaguje za vzniku vodíku a snadno se rozpouští v běžných minerálních kyselinách:



Od ostatních lanthanoidů se europium odlišuje tím, že se kromě stabilních trojmocných sloučenin vyskytují i stabilní sloučeniny dvoumocné.

Chemické vlastnosti i chování dvoumocných sloučenin europa se nejvíce podobají sloučeninám stroncia. Vlastnosti trojmocných sloučenin europa se nejvíce podobají vlastnostem sloučenin hlinitých. Vodné roztoky solí dvoumocného i trojmocného europa bývají obvykle bezbarvé.

V přírodě se europium vyskytuje pouze ve formě sloučenin společně s ostatními lanthanoidy. Samostatné minerály europa nejsou známy.



Výroba europia pro technické účely se provádí loužením lanthanoidových rud směsí minerálních kyselin. Roztok, ve kterém je europium přítomno ve formě rozpustných trojmocných solí, se redukuje pomocí zinku nebo rtuti, dvoumocné europium se poté separuje ve formě nerozpustného síranu europnatého  $\text{EuSO}_4$ . Po vyloučení europia se z roztoku oddělují další lanthanidy pomocí iontoměničů nebo kapalinovou extrakcí. Surové kovové europium se vyrábí redukcí oxidu  $\text{Eu}_2\text{O}_3$  vápníkem nebo lanthanem.

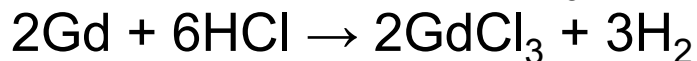
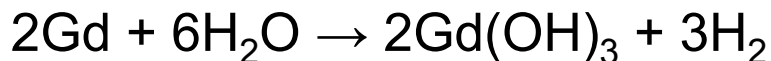
Čisté europium se připravuje elektrolýzou taveniny  $\text{EuCl}_3$ .

Europium se společně s terbiem a yttriem používá k výrobě červených luminoforů do CRT obrazovek a k výrobě luminiscenčních barviv.

# Gadolinium

= stříbřitě bílý, měkký kov s ferromagnetickými vlastnostmi. Existují dvě alotropické modifikace gadolinia, hexagonální  $\alpha$ -Gd při teplotě 1235 C přechází na kubické  $\beta$ -Gd.

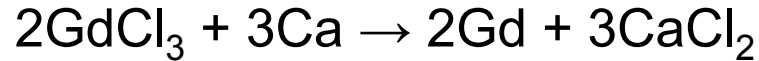
Gadolinium je méně reaktivní než předchozí prvky ze skupiny lanthanoidů. Na suchém vzduchu je prakticky stálé, zapáleno shoří na bílý oxid gadolinitý  $Gd_2O_3$ . Se studenou vodou prakticky nereaguje, s horkou vodou reaguje gadolinium jen pozvolna za vzniku vodíku a snadno se rozpouští v běžných minerálních kyselinách:



Ve sloučeninách se gadolinium vyskytuje pouze v oxidačním stupni III. Sloučeniny gadolinia se svými vlastnostmi podobají sloučeninám hliníku. Vodné roztoky solí gadolinia jsou bezbarvé a silně toxické. Práškový kov je pyroforní.

V přírodě se gadolinium vyskytuje pouze ve formě sloučenin společně s ostatními lanthanoidy. Samostatné minerály gadolinia nejsou známy.

Výroba gadolinia pro technické účely se provádí obdobně jako výroba ostatních lantahanoidů loužením lanthanoidových rud směsí minerálních kyselin s následnou redukcí chloridu gadolinitého  $\text{GdCl}_3$  kovovým vápníkem. Metalotermická redukce chloridu vápníkem probíhá při teplotě přes 1000 C v argonové atmosféře:



Gadolinium se společně s terbiem používá k výrobě počítačových harddisků a dalších paměťových médií. Dále nalézá společně s dysprosiem uplatnění jako moderátor v jaderné technice, jako legující přísada ocelí, při výrobě zelených luminoforů pro obrazovky radarů.

Díky Curieově teplotě ležící v blízkosti pokojové teploty má gadolinium zajímavou perspektivu při vývoji chladících zařízení pracujících na principu adiabatické magnetizace.

Ve formě **chelátu** se používá jako kontrastní látka při magnetické rezonanci v medicíně. Neodymem dopované krystaly **wolframanu draselno-gadolinitého**  $\text{KGd}(\text{WO}_4)_2$  se používají ke konstrukci laserů.

Slitina gadolinia s niklem se používá k výrobě kontejnerů na radioaktivní odpad.

**Borid gadolinia**  $\text{Gd}_2\text{B}_6$  se používá ke konstrukci katod pro výkonné RTG přístroje.

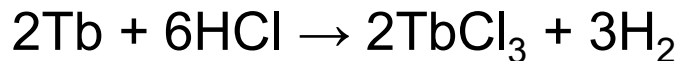
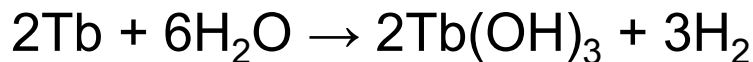
Ze sloučenin gadolinia je nejdůležitější **dusičnan gadolinitý**  $\text{Gd}(\text{NO}_3)_3$ , který se používá k výrobě speciálních skel a keramiky. Jeho nasycený vodný roztok se využívá ke stínění některých jaderných zařízení, zejména skladů těžké vody.

# Terbium

= stříbřitě bílý, měkký, kujný a tažný kov. Existují dvě alotropické modifikace terbia, hexagonální  $\alpha$ -Tb přechází při teplotě 1289 C na kubické  $\beta$ -Tb.

Chemická reaktivita terbia je nižší než u předchozích prvků ze skupiny lanthanoidů.

Na suchém vzduchu je terbium prakticky stálé, ve vlhkém prostředí se pomalu pokrývá vrstvičkou tmavě hnědého oxidu terbitého  $Tb_2O_3$ . Zahříváním v atmosféře kyslíku shoří na hnědý oxid terbito-terbičitý  $Tb_4O_7$ . S horkou vodou reaguje terbium velice pozvolna za vzniku vodíku, ale snadno se rozpouští v běžných minerálních kyselinách za vzniku terbité soli:

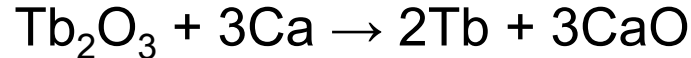


Ve sloučeninách se terbium vyskytuje běžně v oxidačním čísle III, sloučeniny čtyřmocného terbia jsou značně nestabilní a samovolně se redukují. Vodné roztoky solí trojmocného i čtyřmocného terbia bývají obvykle bezbarvé. Práškové terbium je pyroforní.

V přírodě se terbium vyskytuje pouze ve formě trojmocných sloučenin společně s ostatními lanthanoidy. Samostatné minerály terbia nebyly popsány.

Výroba terbia pro technické účely se provádí obdobně jako výroba ostatních lanthanoidů loužením lanthanoidových rud směsí minerálních kyselin s následnou separací pomocí extrakce nebo na iontoměničích.

Příprava čistého terbia v kovové formě se obvykle provádí redukcí oxidu terbia  $Tb_2O_3$  elementárním vápníkem. Metalotermická redukce oxidu terbitého vápníkem probíhá při teplotě 1000-1200 C ve zředěné argonové atmosféře:

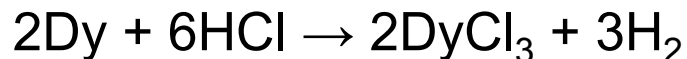
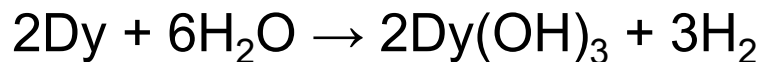


V praxi se terbium spolu s europiem používá k výrobě **luminoforů pro barevné televizní obrazovky**, jako **kontrastní látka** v rentgenologii a mikrobiologii a společně s gadoliniem se používá k výrobě magnetooptických záznamových zařízení. Slitina s neodymem se používá k výrobě silných **permanentních magnetů** pro motory hybridních automobilů a generátory větrných elektráren. Sloučeniny trojmocného terbia pod zdrojem UV světla intenzivně zeleně světélkují, této vlastnosti se využívá k tvorbě **ochranných prvků na moderních bankovkách**.

# Dysprosium

= stříbřitě bílý, měkký kov. Existují dvě alotropické modifikace dysprosia, hexagonální  $\alpha$ -Dy přechází při teplotě 1384 C na kubické  $\beta$ -Dy.

Dysprosium je méně chemicky reaktivní než předchozí prvky ze skupiny lanthanoidů. Na suchém vzduchu je prakticky stálé. S vodou reaguje jen velmi pozvolna za vzniku vodíku, ale snadno se rozpouští v běžných minerálních kyselinách:

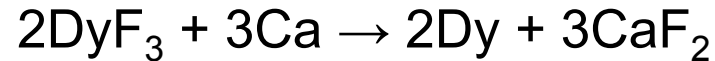


Ve sloučeninách se dysprosium vyskytuje obvykle v oxidačním stupni III. Sloučeniny trojmocného dysprosia se svými vlastnostmi a chováním podobají sloučeninám hliníku. Vodné roztoky sloučenin dysprosia jsou obvykle žluté nebo žlutozelené, nestabilní sloučeniny dvoumocného dysprosia jsou obvykle zbarveny fialově nebo červeně.

V přírodě se dysprosium vyskytuje pouze ve formě sloučenin společně s ostatními lanthanoidy.

Samostatné minerály dysprosia nejsou známy.

Výroba dysprosia pro technické účely se provádí obdobně jako výroba ostatních lantanoidů loužením lanthanoidových rud směsí minerálních kyselin s následnou redukcí fluoridu dysprositého  $\text{DyF}_3$  kovovým vápníkem. Redukce fluoridu vápníkem probíhá při teplotě přes 1000 C v argonové atmosféře:



Dysprosium se společně s gadoliniem používá k výrobě moderátorových tyčí v jaderné technice.

Slitina dysprosia, terbia a železa, známá pod názvem **Terfenol-D** má magnetostrikční vlastnosti a používá se ke konstrukci senzorů lodních sonarů.

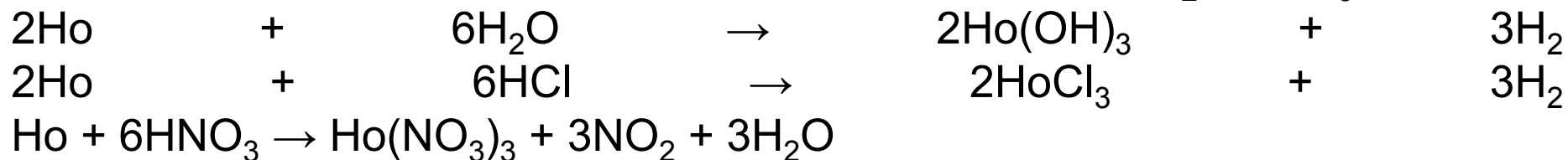
**Jodid dysprositý**  $\text{DyI}_3$  se používá ve filmařských reflektorech pro dosažení intenzivního světla bílé barvy.



# Holmium

= stříbřitě bílý, měkký a tažný kov. Existují dvě alotropické modifikace holmia, hexagonální  $\alpha$ -Ho přechází při teplotě 1428 C na kubické  $\beta$ -Ho. V práškové formě je holmium samozápalné.

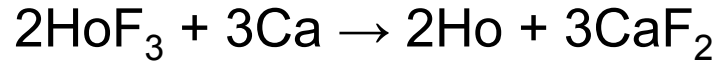
Holmium je chemicky méně reaktivní než předchozí prvky ze skupiny lanthanoidů. Na suchém vzduchu je holmium stálé, ve vlhkém prostředí se velice pomalu pokrývá vrstvou žlutého oxidu holmitého  $\text{Ho}_2\text{O}_3$ . S vodou reaguje holmium jen pomalu za vzniku vodíku, ale snadno se rozpouští v běžných minerálních kyselinách za vzniku holmité soli příslušné kyseliny, s hydroxidy holmium nereaguje, s vodíkem tvoří hydridy  $\text{HoH}_2$  a  $\text{HoH}_3$ :



Ve sloučeninách se holmium vyskytuje pouze v oxidačním stupni III. V silně redukčním prostředí lze připravit chlorid  $\text{Ho}_5\text{Cl}_{11}$ , ve kterém se vyskytuje současně holmium dvou i trojmocné. Samostatná existence sloučenin dvoumocného holmia nebyla prokázána. Sloučeniny holmia se svými vlastnostmi podobají sloučeninám hliníku. Vodné roztoky solí holmia jsou zabarveny sytě žlutě nebo hnědě, pouze fluorid holmitý je růžový.

V přírodě se holmium vyskytuje pouze ve formě sloučenin společně s ostatními lanthanoidy. Samostatné minerály s obsahem holmia nejsou známy.

Výroba holmia se provádí obdobně jako výroba ostatních lanthanoidů loužením lanthanoidových rud směsí minerálních kyselin s následnou redukcí fluoridu holmitého  $\text{HoF}_3$  kovovým vápníkem. Metalotermická redukce fluoridu vápníkem probíhá při teplotě přes 1000 C v argonové atmosféře:



Rafinace surového holmia se provádí vakuovým přetavováním.

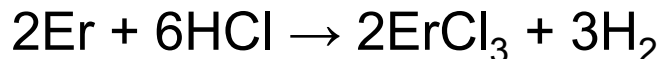
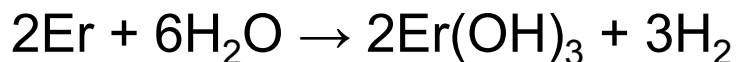
Holmium se společně s gadoliniem používá k výrobě moderátorových tyčí pro množivé reaktory, pro výrobu permanentních magnetů a laserů.

Holmium má nejvyšší magnetický moment (10,6  $\mu\text{B}$ ) ze všech přirozeně se vyskytujících prvků. Používá se ke konstrukci koncentrátorů magnetického toku pro vědecké a lékařské přístroje.

**Oxid holmitý**  $\text{Ho}_2\text{O}_3$  se používá pro barvení skloviny a umělých zirkonů.

# Erbium

= stříbřitě bílý, měkký kov. Erbium je chemicky méně reaktivní než předchozí prvky ze skupiny lanthanoidů. Na suchém vzduchu je erbium stálé. S horkou vodou reaguje jen pomalu za vzniku hydroxidu erbitého a vývoje vodíku, snadno se rozpouští v běžných kyselinách:

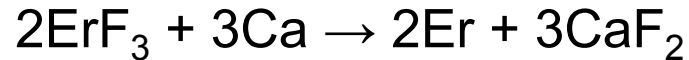


Zahřáto na teplotu 300 C na vzduchu shoří na růžový oxid erbitý  $\text{Er}_2\text{O}_3$ , se sírou se slučuje na žlutý sulfid erbitý  $\text{Er}_2\text{S}_3$  až při teplotě 800 C, ale s chlorem se slučuje na fialový chlorid erbitý  $\text{ErCl}_3$  již při teplotě 200 C.

Ve sloučeninách se erbium vyskytuje pouze v oxidačním stupni III. Sloučeniny erbia se svými vlastnostmi podobají sloučeninám hliníku. Vodné roztoky solí erbia jsou zbarveny růžově nebo fialově.

V přírodě se erbium vyskytuje pouze ve formě sloučenin společně s ostatními lanthanoidy. Samostatné minerály erbia nejsou známy.

Výroba erbia se provádí podobně jako výroba ostatních lantanoidů loužením lanthanoidových rud směsí minerálních kyselin s následnou redukcí fluoridu  $\text{ErF}_3$  kovovým vápníkem. Redukce vápníkem probíhá při teplotě okolo 1000 C v argonové atmosféře:



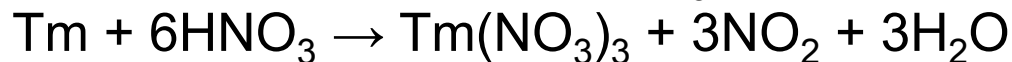
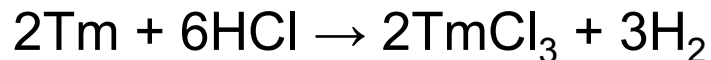
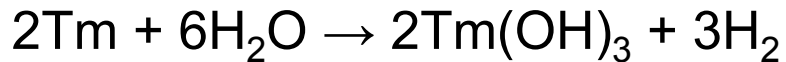
Erbium se společně s gadoliniem používá k výrobě **moderátorových tyčí** pro jadernou techniku, pro výrobu permanentních magnetů a laserů.

V metalurgii se erbium používá jako **legující přísada** do slitin vanadu pro vylepšení jejich některých mechanických vlastností, přídavek erbia snižuje jejich křehkost a zlepšuje obrobiteľnosť.

**Oxid erbitý**  $\text{Er}_2\text{O}_3$  se používá ve sklářství a keramickém průmyslu pro barvení skloviny, porcelánu a glazur do červených a růžových odstínů.

# Thulium

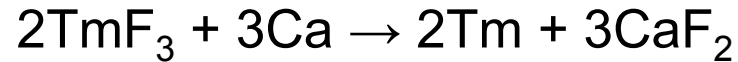
= stříbřitě bílý, měkký kov. Thulium je chemicky méně reaktivní než předešlé prvky ze skupiny lanthanoidů. Na suchém vzduchu je thulium stálé, zapáleno shoří na zelený oxid thulitý  $Tm_2O_3$ . S horkou vodou reaguje jen pomalu za vzniku vodíku, ale snadno se rozpouští v běžných kyselinách:



Ve sloučeninách se thulium vyskytuje obvykle v oxidačním stupni III. Sloučeniny trojmocného thulia se svými chemickými vlastnostmi podobají sloučeninám hliníku. Vodné roztoky sloučenin trojmocného thulia jsou obvykle zabarveny zeleně, chlorid a jodid je zbarven žlutě. Sloučeniny dvoumocného thulia jsou nestabilní a samovolně se oxidují, jsou charakteristické svým intenzivním fialově červeným zbarvením.

V přírodě se thulium vyskytuje pouze velmi vzácně ve formě sloučenin společně s ostatními lanthanoidy. Samostatné minerály s obsahem thulia nejsou známy.

Výroba thulia se provádí podobně jako výroba ostatních lantanoidů loužením lanthanoidových rud směsí minerálních kyselin s následnou redukcí fluoridu thulitého  $TmF_3$  kovovým vápníkem. Redukce fluoridu vápníkem probíhá při teplotě přes 1000 C v argonové atmosféře:



Sloučeniny thulia se vyznačují intenzivní modrou fluorescencí pod zdrojem UV záření a používají se k výrobě ochranných prvků na bankovkách.

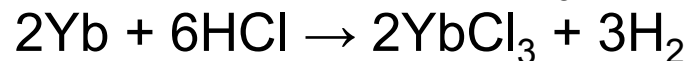
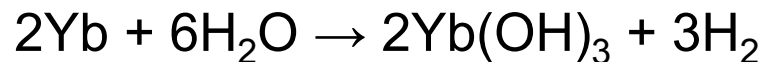
Významnější praktické využití kovové thulium ani jeho sloučeniny nemají.

Radioaktivní izotop  $^{171}Tm$  je potenciálním energetickým zdrojem pro kosmický výzkum.

# Ytterbium

= stříbřitě bílý, měkký kov. Jsou známy dvě alotropické modifikace ytterbia, hexagonální  $\alpha$ -Yb přechází při teplotě 792 C na kubické  $\beta$ -Yb.

Ytterbium je chemicky méně reaktivní než předešlé prvky ze skupiny lanthanoidů. Na suchém vzduchu je ytterbium stálé, zapáleno shoří na bílý oxid ytterbitý  $\text{Yb}_2\text{O}_3$ . S horkou vodou reaguje jen pomalu za vzniku vodíku, ale snadno se rozpouští v běžných kyselinách:

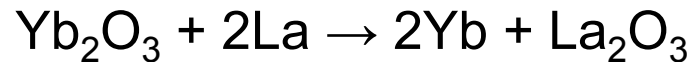
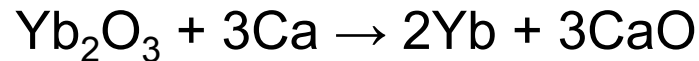
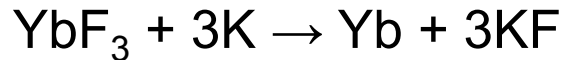


Ve sloučeninách se ytterbium vyskytuje nejčastěji v oxidačním stupni III, sloučeniny dvoumocného ytterbia se snadno oxidují a jsou nestálé, jejich chování se podobá chování sloučenin kovů alkalických zemin. Sloučeniny trojmocného ytterbia se svými chemickými vlastnostmi podobají sloučeninám hliníku. Vodné roztoky solí dvoumocného ytterbia jsou zelené, trojmocného bezbarvé.

V přírodě se ytterbium vyskytuje pouze velmi vzácně ve formě sloučenin společně s ostatními lanthanoidy. Mezi samostatné minerály ytterbia patří např. **xenotim-(Yb)**  $\text{YbPO}_4$ , **keivit-(Yb)**  $(\text{Yb},\text{Y})_2\text{Si}_2\text{O}_7$  nebo **hinganit-(Yb)**  $(\text{Yb},\text{Y})_2(\text{[]})\text{Be}_2\text{Si}_2\text{O}_8(\text{OH})_2$ .

Výroba ytterbia se provádí podobně jako výroba ostatních lantanoidů loužením lanthanoidových rud směsí minerálních kyselin s následnou složitou separací.

Výroba kovového ytterbia se provádí tavnou elektrolýzou chloridu ytterbitého  $\text{YbCl}_3$  nebo termickou redukcí fluoridu  $\text{YbF}_3$  nebo oxidu  $\text{Yb}_2\text{O}_3$  kovovým draslíkem, vápníkem nebo lanthanem:



V omezené míře se ytterbium využívá v metalurgii pro ovlivnění mikrokrystalické struktury speciálních druhů ocelí. Významnější praktické využití kovové ytterbium nemá.

**Oxid ytterbitý**  $\text{Yb}_2\text{O}_3$  slouží k výrobě bílých smaltů a glazur.

**Chlorid ytterbnatý**  $\text{YbCl}_2$  se občas používá v laboratorní praxi jako velmi silné redukční činidlo.

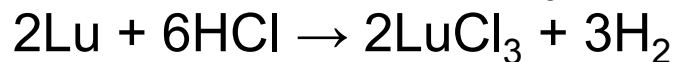
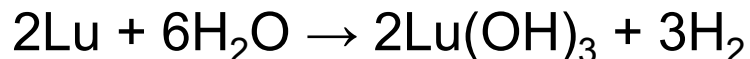
**Chlorid ytterbitý**  $\text{YbCl}_3$  se využívá jako katalyzátor alkylací.

**Síran ytterbitý**  $\text{Yb}_2(\text{SO}_4)_3$  se používá v laboratorní praxi jako zdroj ytterbitých iontů.



# Lutecium

= stříbřitě bílý, lesklý, měkký kov, který má ze všech lanthanoidů nejvyšší hustotu. Lutecium je ze všech lanthanoidů chemicky nejméně reaktivní prvek. Na suchém vzduchu je lutecium stálé, při zahřátí na 150 C shoří na bílý oxid lutecitý  $\text{Lu}_2\text{O}_3$ , s vodíkem tvoří hydridy  $\text{LuH}_2$  a  $\text{LuH}_3$ . S vodou reaguje pouze za zvýšené teploty a velmi pomalu za vzniku vodíku, ale snadno se rozpouští v běžných minerálních kyselinách:

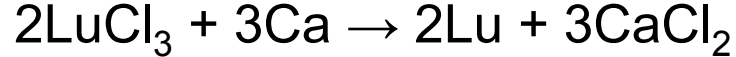


Ve sloučeninách se lutecium vyskytuje pouze v oxidačním stupni III. Sloučeniny lutecia se svými chemickými vlastnostmi podobají sloučeninám hliníku. Vodné roztoky solí lutecia jsou bezbarvé, pouze jodid je hnědý.

V přírodě se lutecium vyskytuje vzácně ve formě sloučenin společně s ostatními lanthanoidy, samostatné minerály lutecia nejsou známy.

Výroba lutecia se provádí podobně jako výroba ostatních lanthanoidů loužením lanthanoidových rud směsí minerálních kyselin s následnou složitou separací.

Výroba kovového lutecia se provádí elektrolýzou taveniny chloridu lutecitého  $\text{LuCl}_3$  nebo jeho redukcí kovovým vápníkem:



Významnější praktické využití kovové lutecium ani jeho sloučeniny nemají.

**Oxid lutecitý**  $\text{Lu}_2\text{O}_3$  se používá pro výrobu katalyzátorů pro krakování, hydrogenaci, alkylaci a polymeraci.

**Tantaličnan lutecitý**  $\text{LuTaO}_4$  má termoluminiscenční vlastnosti a slouží k výrobě detektorů IR záření.

Izotop  $^{176}\text{Lu}$  se využívá ke stanovení stáří meteoritů.

# Aktinoidy

Periodic table showing the actinoid series highlighted in pink. The actinoid series is labeled "Aktinoidy" and includes elements from Actinium (Ac) to Lawrencium (Lr).

Element	Oxidation states
Ac	+3,
Th	+3, +4
Pa	+3, +4, +5
U	+3, +4, +5, +6
Np	+3, +4, +5, +6, +7
Pu	+3, +4, +5, +6, +7
Am	+2, +3, +4, +5, +6
Cm	+3, +4
Bk	+3, +4
Cf	+3
Es	+3
Fm	+3
Md	+3
No	+2, +3
Lr	+3

Table : Some Properties of Actinium and Actinoids

Atomic Number	Name	Symbol	Electronic configurations*		Radii/pm		
			M	M <sup>3+</sup>	M <sup>2+</sup>	M <sup>3+</sup>	M <sup>4+</sup>
89	Actinium	Ac	6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>0</sup>		111	
90	Thorium	Th	6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>1</sup>	5f <sup>0</sup>		99
91	Protactinium	Pa	5f <sup>2</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>2</sup>	5f <sup>1</sup>		96
92	Uranium	U	5f <sup>3</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>3</sup>	5f <sup>2</sup>	103	93
93	Neptunium	Np	5f <sup>4</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>4</sup>	5f <sup>3</sup>	101	92
94	Plutonium	Pu	5f <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>5</sup>	5f <sup>4</sup>	100	90
95	Americium	Am	5f <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>6</sup>	5f <sup>5</sup>	99	89
96	Curium	Cm	5f <sup>7</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>7</sup>	5f <sup>7</sup>	99	88
97	Berkelium	Bk	5f <sup>9</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>8</sup>	5f <sup>7</sup>	98	87
98	Californium	Cf	5f <sup>10</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>9</sup>	5f <sup>8</sup>	98	86
99	Einsteinium	Es	5f <sup>11</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>10</sup>	5f <sup>9</sup>	-	-
100	Fermium	Fm	5f <sup>12</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>11</sup>	5f <sup>10</sup>	-	-
101	Mendelevium	Md	5f <sup>13</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>12</sup>	5f <sup>11</sup>	-	-
102	Nobelium	No	5f <sup>14</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>13</sup>	5f <sup>12</sup>	-	-
103	Lawrencium	Lr	5f <sup>14</sup> 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	5f <sup>14</sup>	5f <sup>13</sup>	-	-

# Aktinoidová kontrakce

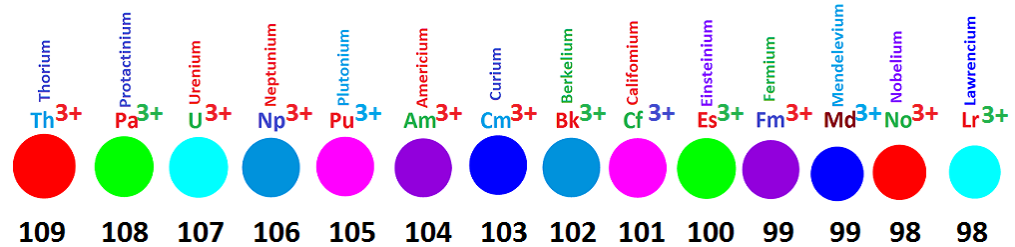
Iontové poloměry aktinoidů postupně klesají se zvyšujícím se atomovým číslem = **aktinoidová kontrakce**, analogická lanthanoidové kontrakci (stínící efekt 5f-orbitalů je v důsledku jejich tvaru mnohem menší ve srovnání se stínícím efektem s, p i d-orbitalů).

Následkem aktinoidové kontrakce roste kovalentní charakter sloučenin aktinoidů s rostoucím atomovým číslem (sloučeniny lawrencia jsou nejvíce kovalentní, sloučeniny aktinia jsou nejméně kovalentní).

Covalent properties :  $\text{Ac}(\text{OH})_3 < \text{Cf}(\text{OH})_3$

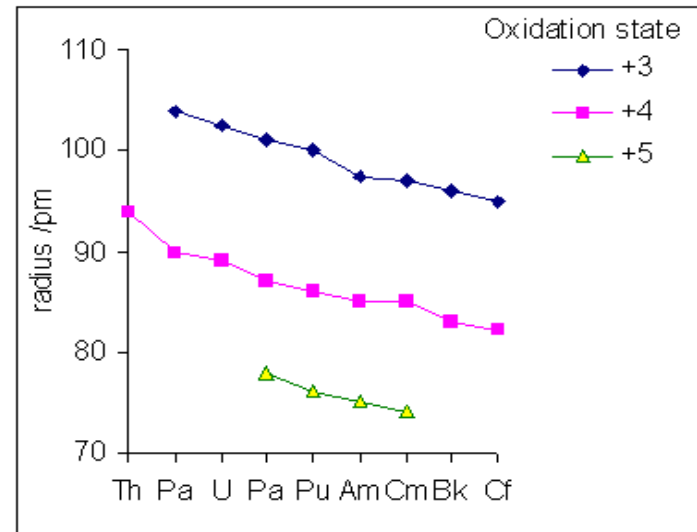
Basic strength :  $\text{Ac}(\text{OH})_3 > \text{Cf}(\text{OH})_3$

What is actinide contraction in chemistry ?

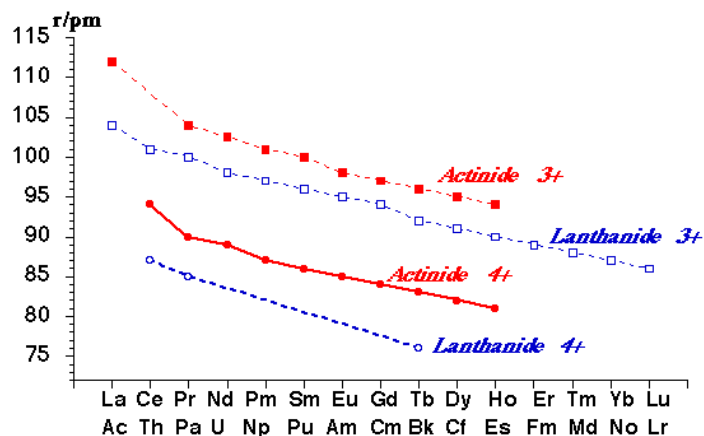


THE IONIC RADII OF ACTINIDE ELEMENTS IN PICO-METER .

The common electronic configuration of actinides is  $5f^{1-14}6d^{0-1}7s^2$  .



# Lanthanoidy vs. aktinoidy



Lanthanides	Actinoids
They show +2 and +4 oxidation states in few cases besides +3	They show higher oxidation states of +4, +5, +6, +7 besides +3
Except promethium, they are non-radioactive	All actinides are radioactive
They do not form oxoions	They form oxoions
The compounds of lanthanides are less basic	Actinide compounds are more basic
They have less tendency of complex formation	They have greater tendency of complex formation

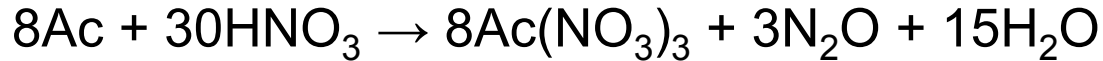
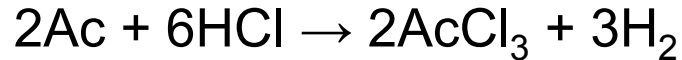
	Characteristics	Lanthanoids	Actinoids
i.	Electronic configuration	It may be represented by $[\text{Xe}]4f^{0-14} 5d^{0 \text{ or } 1} 6s^2$	It may be represented by $[\text{Rn}]5f^{0-14} 6d^{0 \text{ or } 1} 7s^2$
ii.	Oxidation state	Show +3 oxidation state only, except in few cases where it is +2 or +4. They never show more than +4 oxidation state.	Show higher oxidation states such as +4, +5, +6, +7 also in addition to +3 oxidation state.
iii.	Atomic and ionic sizes	The ionic radii of $M^{3+}$ ions in lanthanoids series show a regular decrease in size of ions with increase in atomic number. This decrease is known as lanthanoid contraction.	There is a greater and gradual decrease in the size of atoms or $M^{3+}$ ions across the series. This greater decrease is known as actinoid contraction.
iv.	Chemical reactivity	These are less reactive metals and form oxides, sulphides, nitrides, hydroxides and halides etc. They also form $H_2$ with acids. They show a lesser tendency for complex formation.	These are highly reactive metals especially in finely divided state. They form a mixture of oxide and hydride by action of boiling water. They combine with non-metals even at moderate temperature. They show a greater tendency for complex formation.

Lanthanides		Actinides	
i)	Binding energies of 4f electrons are higher.	i)	Binding energies of 5f electrons are lower.
ii)	Maximum oxidation state exhibited by lanthanides is +4 e.g. $Ce^{4+}$	ii)	Due to lower binding energies they show higher oxidation states such as +4, +5 and +6. Uranium exhibits +6 oxidation state in $UF_6$ and $UO_2Cl_2$
iii)	4f electrons have greater shielding effect.	iii)	5f electrons have poor shielding effect.
iv)	Most of their ions are colourless.	iv)	Most of their ions are coloured $U^{3+}$ (red), $U^{4+}$ (green) and $UO_2^{2+}$ (yellow)
v)	They are paramagnetic but magnetic properties can be easily explained.	v)	They are also paramagnetic but their magnetic properties are very difficult to interpret.
vi)	They do not form complexes easily.	vi)	They have much greater tendency to form complexes.
vii)	Except promethium, they are non-radioactive.	vii)	All of them are radioactive.
viii)	Their compounds are less basic.	viii)	Their compounds are more basic.
ix)	They do not form oxocations.	ix)	They form oxocations such as $UO_2^{2+}$ , $UO^+$ , $NpO_2^+$ , $PuO_2^+$ .

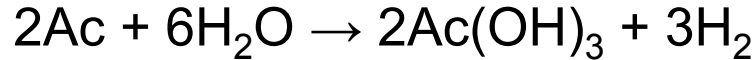
# Aktinium

= radioaktivní, ve tmě světélkující prvek kovového charakteru.

Aktinium se dobře rozpouští v minerálních kyselinách za vzniku aktinité soli a vývoje vodíku, výjimku tvoří reakce aktinia se zředěnou kyselinou dusičnou, při které se vodík neuvolňuje:



S vodou aktinium ochotně reaguje za vzniku hydroxidu:



Zvláštností aktinia je jeho poměrně značná neochota k přímému slučování s fluorem, reakce za tvorby fluoridu aktinitého  $\text{AcF}_3$  probíhá až za teploty okolo 1350 C. Ostatní chemické vlastnosti aktinia i jeho sloučenin se nejvíce podobají vlastnostem lanthanu a jeho sloučenin, pouze chování aktinia ve formě bezvodého fosforečnanu  $\text{AcPO}_4$  se více podobá vlastnostem vápníku.

V přírodě aktinium vzniká radioaktivním rozpadem protaktinia a thoria a vyskytuje se jako nepatrná příměs v uranových rudách. Známým nerostem aktinia je **vicanit**  $(\text{Ca,Ce,La,Th})_{15}\text{As}(\text{AsNa})\text{FeSi}_6\text{B}_4\text{O}_{40}\text{F}_7$ .

Nejstálejší izotop  $^{227}\text{Ac}$  má poločas rozpadu 21,7 let. Celkem je známo 29 izotopů aktinia.

Příprava aktinia se provádí z  $^{226}\text{Ra}$  bombardováním neutrony. Výroba kovového aktinia z přírodních zdrojů se provádí redukcí fluoridu aktinitého  $\text{AcF}_3$  parami lithia při teplotě 1100-1300 C. Praktické využití nalézá aktinium jako silný zdroj neutronů pro výzkumné účely.

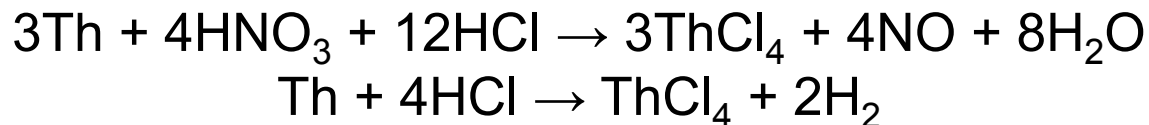


# Thorium

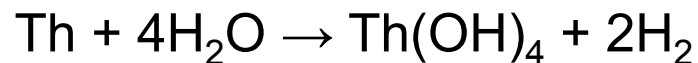
= radioaktivní, šedý, měkký a tažný kov, vzhledem podobný platině. Práškové thorium je pyroforní, kovové thorium se na vzduchu vznítí při zahřátí na teplotu 130 C.

Při laboratorní teplotě reaguje s fluorem za vzniku fluoridu thoričitého  $\text{ThF}_4$ , při teplotách okolo 500 C reaguje thorium s ostatními halogeny za vzniku halogenidů typu  $\text{ThX}_4$  a se sírou za vzniku sulfidu thoričitého  $\text{ThS}_2$  s příměsí sulfidu thoritého  $\text{Th}_2\text{S}_3$ . Při vyšších teplotách reaguje také s dusíkem za vzniku nitridu  $\text{Th}_3\text{N}_4$  a s křemíkem za vzniku silicidu  $\text{ThSi}_2$ . Při zahřátí na teplotu 250 C na vzduchu hoří za vzniku oxidu thoričitého  $\text{ThO}_2$ .

Ve zředěných kyselinách i zásadách se thorium nerozpouští, ale je dobře rozpustné v lučavce královské a v dýmavé kyselině chlorovodíkové. Dobře se rozpouští v koncentrované kyselině dusičné i chlorovodíkové za vzniku thoričité soli a vývoje vodíku, reakce thoria s těmito kyselinami je katalyzována přítomností fluoridových iontů:



Za teploty od 150 C probíhá reakce thoria s vodní párou za vzniku hydroxidu thoričitého a vývoje vodíku:



Ve sloučeninách vystupuje thorium nejčastěji v oxidačním stupni IV, chemické vlastnosti sloučenin čtyřmocného thoria se velmi podobají vlastnostem sloučenin titanu.

V přírodě se thorium ve formě izotopu  $^{232}\text{Th}$ , obvykle v doprovodu lanthanoidů, vyskytuje zejména v monazitových horninách.

Výroba thoria se provádí alkalickým nebo kyselým loužením rudných koncentrátů. **Alkalický postup** spočívá v působení NaOH při zvýšené teplotě. Vzniklé nerozpustné oxidy thoria a uranu se rozpustí v horké kyselině chlorovodíkové. Oddělení thoria od uranu se provádí kapalinovou extrakcí.

Při **kyselém postupu** se rudný koncentrát podrobí působení koncentrované kyseliny sírové, vznikne roztok sloučenin thoria znečištěný kovy vzácných zemin. Po převedení na šťavelany se na základě rozdílné rozpustnosti oddělí šťavelan thoria od šťavelanů vzácných zemin.

Výsledným produktem obou postupů je práškové thorium, které se převádí na kompaktní kov slinováním nebo vakuovým přetavováním.

Čisté thorium se připravuje tepelným rozkladem jodidu  $\text{ThI}_4$ , redukcí oxidu thoričitého vápníkem nebo elektrolýzou taveniny podvojného fluoridu  $\text{ThF}_4 \cdot \text{KF}$ .

Technické využití nalézá kovové thorium zejména jako součást **slitin** pro výrobu žhavicích drátů do elektrických pecí. Slitina thoria s wolframem se používá k výrobě žhavicích vláken elektronek. Thorium se využívá ve **sklářství** pro úpravu indexu lomu optických skel.

**Dusičnan thoričitý** se využívá na výrobu thoriovaných wolframových elektrod pro obloukové svařování těžkosvařitelných nerezových ocelí a slitin niklu stejnosměrným proudem.

Ze sloučenin thoria je nejdůležitější **oxid thoričitý**  $\text{ThO}_2$ , který se používá jako součást katalyzátoru pro výrobu benzínu Fischer-Tropschovou syntézou a pro oxidaci amoniaku při průmyslové výrobě kyseliny dusičné. Pro svou vysokou teplotu tání (3300 C) se oxid thoričitý také používá k výrobě žáruvzdorné keramiky. V medicíně se oxid thoričitý používá jako kontrastní látka v rentgenologii.

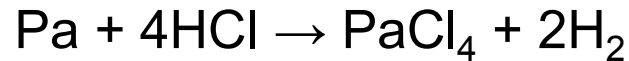
Praktické využití thoria má značnou perspektivu v jaderné energetice budoucnosti.

# Protaktinium

= radioaktivní prvek kovového charakteru. Jeho nestabilnější izotop  $^{231}\text{Pa}$  má poločas rozpadu  $3,2 \cdot 10^4$  let.

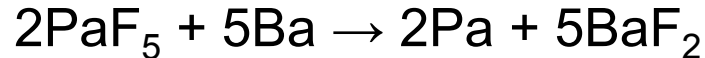
Protaktinium se přímo slučuje s halogeny, za vyšších teplot reaguje s vodou za vzniku oxidu  $\text{Pa}_2\text{O}_5$  a vývoje vodíku, s vodíkem reaguje za zvýšeného tlaku a teploty a tvoří hydrid  $\text{PaH}_3$ .

Reakce protaktinia s neoxidujícími kyselinami probíhají za vývoje vodíku:



V přírodě protaktinium vzniká jako produkt radioaktivního rozpadu uranu.

Příprava kovového protaktinia probíhá redukcí fluoridu protaktiničného parami barya:

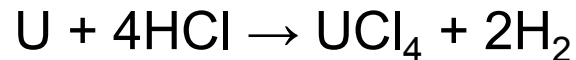


# Uran

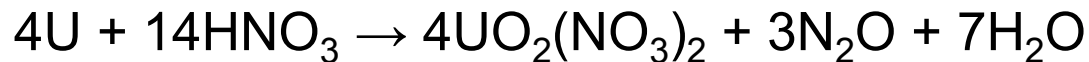
= stříbřitě bílý, lesklý, tvrdý, tvárný radioaktivní kov, který se dá i za normální teploty dobře kovat a válcovat. Tvoří tři krystalické modifikace, kosočtverečný  $\alpha$ -U přechází při teplotě 667 C na čtverečný  $\beta$ -U, při teplotě nad 772 C vzniká krychlový  $\gamma$ -U.

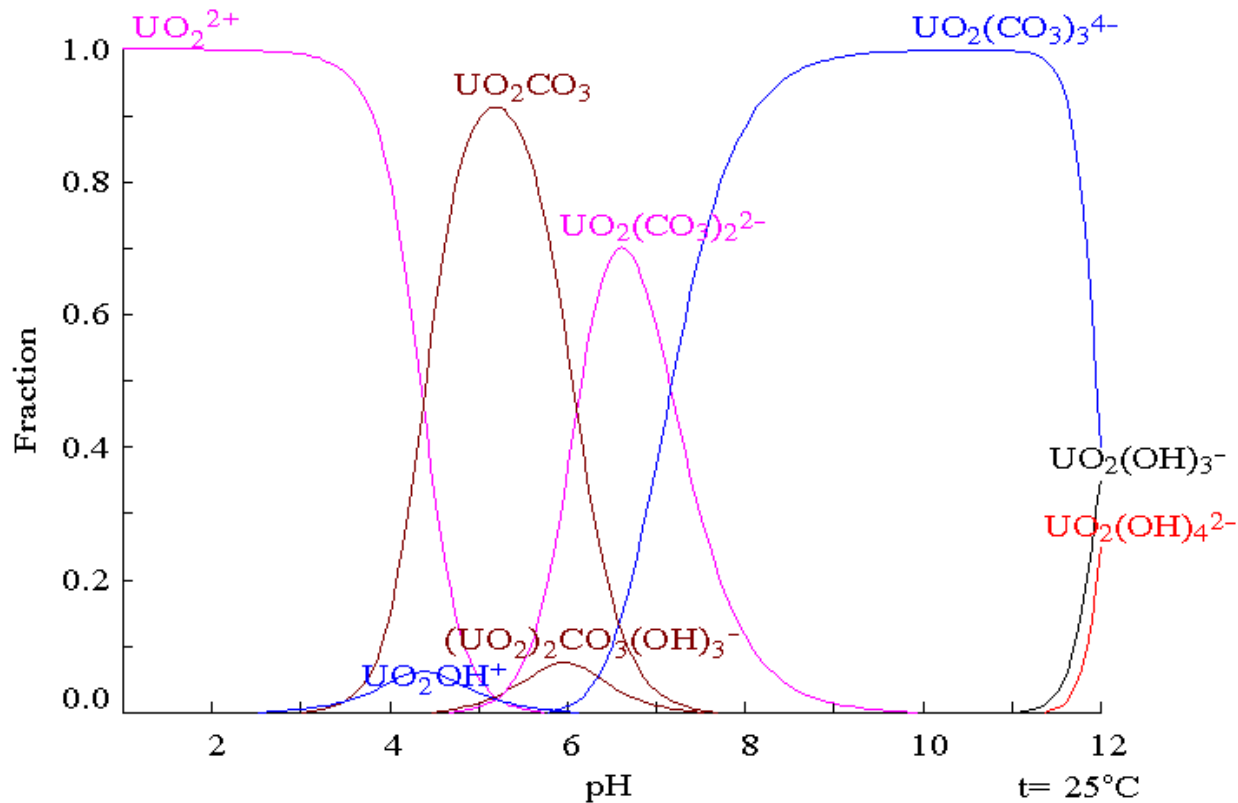
Za vyšších teplot je uran značně chemicky reaktivní prvek. Ochotně reaguje se sírou, halogeny, fosforem, dusíkem, vodíkem a uhlíkem. S fluorem se uran slučuje na fluorid uraničitý  $UF_4$  již za normální teploty za vzniku plamene, při mírném zahřátí na vzduchu hoří za silného vývoje jisker na oxid  $U_3O_8$ . S borem a arsenem se přímo slučuje až při teplotách nad 1000 C.

Uran se snadno rozpouští ve zředěných minerálních kyselinách za vzniku uraničité soli a vývoje vodíku:

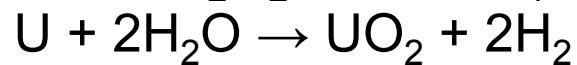
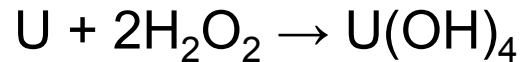


V koncentrované kyselině dusičné se kompaktní uran nerozpouští, ale práškový uran s koncentrovanou i zředěnou kyselinou dusičnou reaguje velmi prudce za tvorby dusičnanu uranylu a vývoje oxidu dusného:





Uran snadno reaguje s koncentrovaným roztokem peroxidu vodíku a při teplotách nad 150 C i s vodní párou:




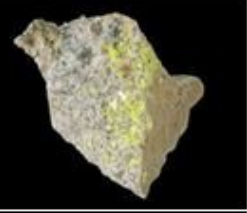
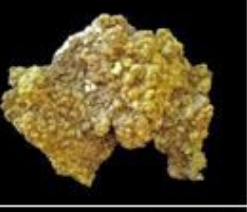
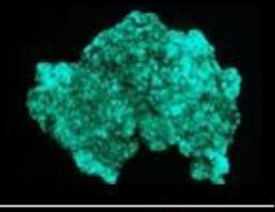

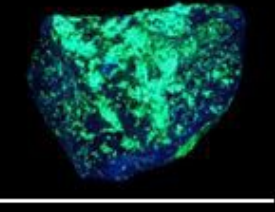

Ve sloučeninách vystupuje uran ve všech oxidačních stavech od II až po VI.  
Nejstabilnější jsou sloučeniny s oxidačním číslem VI.

V přírodě se uran vyskytuje jako směs 3 radioaktivních izotopů,  $^{234}\text{U}$ ,  $^{235}\text{U}$  a  $^{238}\text{U}$ , poslední izotop je nejstabilnější ( $T_{1/2} = 4,51 \cdot 10^9$  let). Uran tedy nemá stabilní izotop !!!

Nejdůležitější uranové rudy jsou **uraninit** (*smolinec*)  $\text{UO}_2$ , **coffinit**  $\text{USiO}_4$ , **karnotit**  $\text{K}_2(\text{UO}_2)(\text{VO}_4)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , **torbernit**  $\text{Cu}(\text{UO}_2)(\text{PO}_4)_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ , **brannerit**  $\text{UTiO}_2$ , **autunit**  $\text{Ca}(\text{UO}_2)_2(\text{PO}_4)_2 \cdot 10-12\text{H}_2\text{O}$ , **dauidit**  $(\text{La,Ce})(\text{Y,U,Fe})(\text{Ti,Fe})_{20}(\text{O,OH})_{38}$ , **uranofan**  $\text{Ca}(\text{UO}_2)_2[\text{SiO}_3(\text{OH})]_2 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , **ningyoit**  $(\text{U,Ca})_2(\text{PO}_4)_2 \cdot 1-2\text{H}_2\text{O}$  a řada dalších minerálů.



**Table 1: Radioactivity of Minerals that contain Uranium as an Integral Structural Component**

Mineral	Location	Visible Light	SW UV	Radioactivity Level (cpm)
<u>Autunite</u>	Daybreak Mine, Spokane Co., WA			40,000
<u>Meta-Uranocircite</u>	Vogtland, Sachsen, Germany			2,000
Andersonite	D Day #2 Mine, Owl Draw area, Grand County, Utah			1,000
<u>Uranophane</u>	Krunkelbach Valley Uranium deposit, Baden-Württemberg, Germany			900
Andersonite on Matrix	D Day #2 Mine, Owl Draw area, Grand County, Utah			800



Výroba kovového uranu se provádí složitým postupem, který spočívá v loužení koncentráту uranové rudy kyselinou dusičnou. Uran přejde na rozpustný dusičnan uranylu  $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$ . Z roztoku se pomocí kyseliny sírové vysráží olovo, radium, vanad a další příměsi ve formě nerozpustných síranů, které se odfiltrují.

Filtrát se podrobí extrakci éterem, po odpaření rozpouštědla se čistý dusičnan opět rozpustí ve vodě a oxiduje se peroxidem vodíku na hydratovaný oxid uranový  $\text{UO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , který se zahřáním převede na bezvodý oxid  $\text{UO}_3$ . Oxid uranový se působením fluorovodíku nebo fluoridu amonného převede na fluorid uraničitý  $\text{UF}_4$ , který se posléze redukuje vápníkem na kovový uran.

Některé technologie využívají redukci oxidu uranového vodíkem nebo hliníkem, s vynecháním mezistupně převodu oxidu uranového na fluorid uraničitý. Pro laboratorní použití se čistý kovový uran připravuje redukcí  $\text{UF}_4$  hořčíkem.

$^{235}\text{U}$  byl v minulosti důležitou surovinou pro výrobu nukleárních zbraní. Při vývoji prvních sovětských jaderných bomb sehrála podstatnou úlohu těžba uranu v Jáchymově v Krušných horách.

# Obohacený uran

= uran, ve kterém byl zvýšen podíl izotopu  $^{235}\text{U}$  nad jeho přirozený podíl 0.71 %.

*Mírně obohacený uran* s podílem izotopu  $^{235}\text{U}$  obvykle 3–5 % se využívá jako palivo ve většině jaderných elektráren.

*Vysoce obohacený uran* (nad 85 %) má zejména vojenské využití pro konstrukci jaderných zbraní.

**Difuzní postup** využívá rozdílných difuzních koeficientů plynného  $\text{UF}_6$ . V případě oddělování  $^{238}\text{U}$  a  $^{235}\text{U}$  je rozdíl hmotností velmi malý a pro dosažení vysokého stupně separace je třeba tento postup opakovat až několika tisícinásobně.

**Centrifugální separace** je dnes hlavním průmyslovým postupem obohacování uranu. V centrifuze o vysokých otáčkách dochází k dělení molekul podle jejich hmotnosti na základě rozdílného momentu hybnosti pohybujících se molekul plynného  $\text{UF}_6$ . Pro výrobu kvalitního štěpného materiálu je stále nezbytné použití kaskád odstředivek v řádu několika stovek až tisíc kusů.

## Ochuzený uran (*depleted uranium – DU*)

= odpadní produkt v procesu obohacování přírodního uranu, s obsahem radioaktivního izotopu  $^{235}\text{U}$  v množství 0,23 %. Přídomek „ochuzený“ získal proto, že byl oproti přírodnímu uranu s podílem 0,7 %  $^{235}\text{U}$  zbaven podstatné části tohoto izotopu ve prospěch obohaceného uranu.

Ochuzený uran má hustotu  $19,07 \text{ g.cm}^{-3}$  (1,7krát větší hustota než olovo). V práškové formě se ochuzený uran spontánně odpařuje při teplotě 600–700 C.

Vedle wolframu se ochuzený uran využívá pro **výrobu protipancéřových projektilů**, v některých amerických tancích (např. M1 Abrams) je používán jako součást pancíře. Na rozdíl od wolframu či jiných jeho alternativ je získávání ochuzeného uranu poměrně levné a tento materiál je dostupný ve velkých množstvích.

Přes poměrně nízkou radioaktivitu  $^{238}\text{U}$  však přesto dochází k slabému radioaktivnímu zamoření, míra jeho neškodnosti nebo škodlivosti není dosud dořešena.

DU používá často i na vyvážení v **leteckém průmyslu** a jako vhodná ochrana před rentgenovým zářením v **nemocnicích**, nebo na výrobu kontejnerů k **transportu radioaktivních zdrojů**.

**Hexahydrát diurananu sodného** ( $\text{Na}_2\text{U}_2\text{O}_7 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) a **hexahydrát diurananu draselného** ( $\text{K}_2\text{U}_2\text{O}_7 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ) se dosud označují jako **uranová žlut'** používající se k barvení skla, glazur a porcelánu (barví na žluto až žlutozeleno, přičemž fluoreskuje).



Ve fotografii se sloučenin (solí) uranu (např.  $\text{UO}_2(\text{NO}_3)_2$  – **dusičnan uranylu**) používá k zesilování negativů, do tónovacích lázní, zesilovač světlotisku. Kvůli chemické toxicitě se dusičnan uranylu používá pro experimentální vyvolání patologického stavu ledvin u pokusných zvířat.

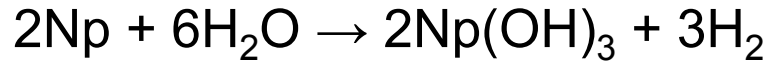
**Octan uranylu**  $\text{UO}_2(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , **NaUO<sub>2</sub>(C<sub>2</sub>H<sub>3</sub>O<sub>2</sub>)** a **diuranan amonný**  $(\text{NH}_4)_2\text{U}_2\text{O}_7$  mají význam v analytické chemii.

**Uran s obsahem karbidu** je vhodným katalyzátorem pro syntézu amoniaku Haberovým způsobem.

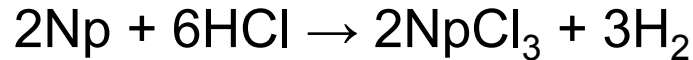
# Neptunium

= stříbřitě bílý, lesklý, na vzduchu stálý radioaktivní kov, jeho nejstabilnější izotop  $^{237}\text{Np}$  má poločas rozpadu  $2,25 \cdot 10^6$  let. Neptunium se vyskytuje ve třech modifikacích, kosočtverečná modifikace  $\alpha\text{-Np}$  stabilní za normální teploty, čtverečná modifikace  $\beta\text{-Np}$  stabilní v rozmezí teplot 278-550 C a  $\gamma\text{-Np}$ , která vzniká při teplotě nad 550 C a je stabilní až do teploty tání.

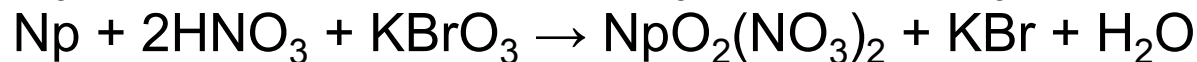
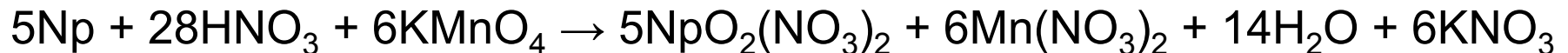
Kovové neptunium reaguje s horkou vodou za vzniku červeného hydroxidu neptunitého a vývoje vodíku, s horkou vodou nasycenou kyslíkem neptunium tvoří žlutozelený hydroxid neptuničitý:



Neptunium snadno reaguje se zředěnými minerálními kyselinami:



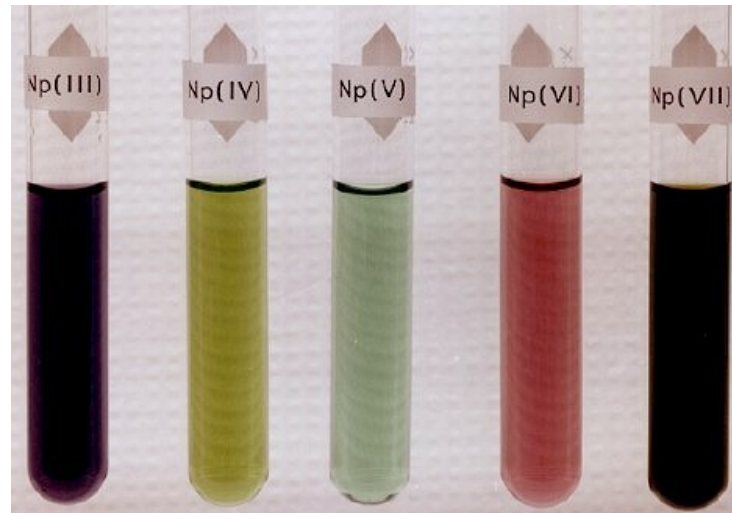
V silně oxidačním prostředí reaguje neptunium za vzniku růžových solí neptunylu:



Již za mírně zvýšené teploty reaguje s vodíkem za vzniku hydridů  $\text{NpH}_3$  a  $\text{NpH}_2$ .

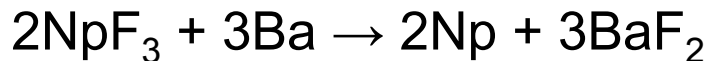
Ve sloučeninách vystupuje neptunium nejčastěji v oxidačním stavu VI, jeho chemické vlastnosti jsou velmi podobné vlastnostem sloučenin šestimocného uranu nebo v oxidačním stavu III, chemické vlastnosti neptunitých sloučenin se nejvíce podobají vlastnostem sloučenin promethia.

Vodné roztoky solí neptunia mají charakteristické zbarvení podle mocenství,  $\text{Np}^{3+}$  - fialová,  $\text{Np}^{4+}$  - žlutozelená,  $\text{Np}^{5+}$  - v kyselém prostředí zelená, v alkalickém žlutá,  $\text{Np}^{6+}$  - růžová,  $\text{Np}^{7+}$  - v kyselém prostředí hnědočervená, v alkalickém zelená.



V přírodě se neptunium nachází jako nepatrná příměs uranových rud.

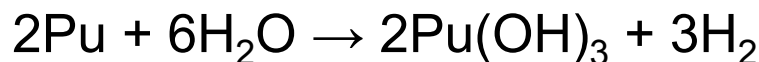
Kovové neptunium se připravuje redukcí fluoridu neptunitého  $\text{NpF}_3$  parami barya nebo lithia při teplotě okolo 1200 C:



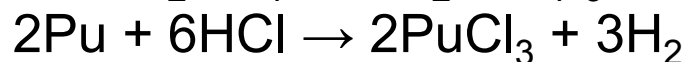
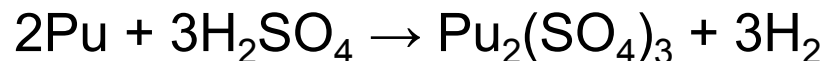
# Plutonium

= tmavošedý, silně elektropozitivní a radioaktivní kov. Nestabilnější izotop plutonia  $^{242}\text{Pu}$  má poločas rozpadu  $3,73 \cdot 10^5$  let.

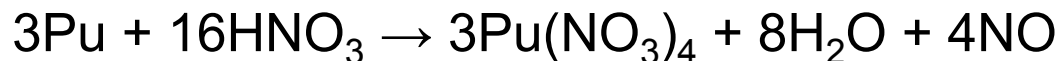
Plutonium reaguje s horkou vodou za vzniku šedomodrého hydroxidu plutonitého, s horkou vodou nasycenou kyslíkem reaguje za vzniku zeleného hydroxidu plutoničitého:



Plutonium reaguje s minerálními kyselinami za vzniku plutonité soli a vývoje vodíku:



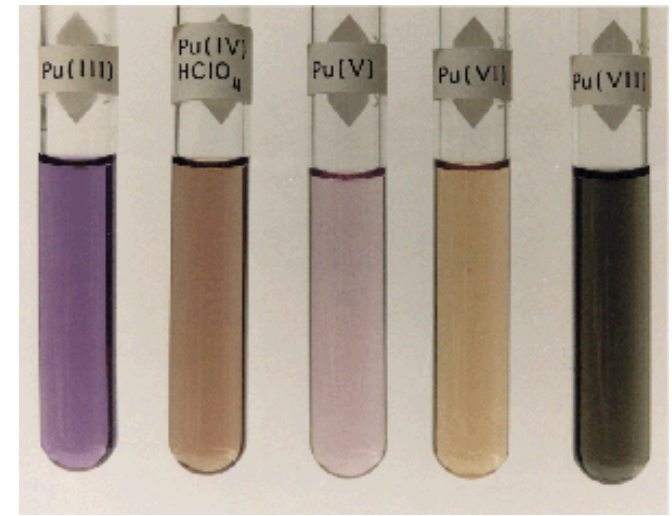
Reakce plutonia s kyselinou dusičnou probíhá za vzniku plutoničité soli a bez vývoje vodíku:



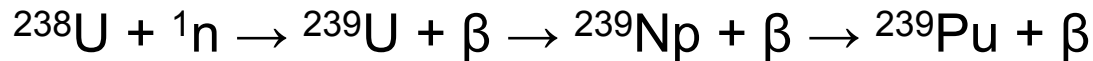
Chemické vlastnosti trojmocných sloučenin plutonia se nejvíce podobají vlastnostem samaria. Ostatní chemické vlastnosti plutonia se velmi podobají vlastnostem uranu. Plutonium i všechny jeho sloučeniny jsou **prudce jedovaté**. Ve sloučeninách se plutonium vyskytuje v oxidačních stupních +II až +VII, nejstabilnější sloučeniny jsou plutoničité.

Vodné roztoky soli plutonia mají charakteristické zbarvení podle mocenství, Pu<sup>3+</sup> - modrá, Pu<sup>4+</sup> - žlutohnědá, Pu<sup>5+</sup> - růžová, Pu<sup>6+</sup> - žlutá, oranžová, Pu<sup>7+</sup> - zelená.

V přírodě se plutonium nalézá v nepatrném množství v uranových rudách, ve kterých vzniká přirozeným radioaktivním rozpadem.



Plutonium se vyrábí ozařováním jader <sup>238</sup>U rychlými neutrony v množivých jaderných reaktorech typu FBR (*Fast Breeder Reactor*) podle rovnice:.



Jako chladivo se pro rychlý reaktor FBR s uran-plutoniiovým palivovým cyklem používá kapalný sodík. Důležitým zdrojem plutonia jsou také vyhořelé uranové palivové články z reaktorů jaderných elektráren.

Nejdůležitější využití nalézá plutonium, ve formě izotopu <sup>239</sup>Pu, jako základní surovina pro výrobu jaderných zbraní. Izotop <sup>238</sup>Pu byl použit jako trvanlivý energetický zdroj pro seizmické i další vědecké přístroje rozmístěné na povrchu Měsíce při výpravách projektu Apollo. Pro jaderné využití se plutonium leguje přidavkem gallia a jeho povrch se pokrývá ochrannou vrstvou niklu.



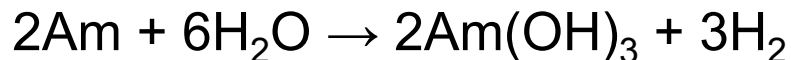
# Americium

= stříbřitě bílý, tažný, radioaktivní kov. Nestabilnější izotop americia  $^{243}\text{Am}$  má poločas rozpadu  $7,95 \cdot 10^3$  let.

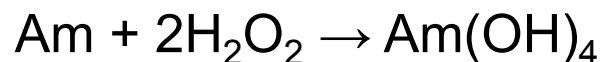
Americium se při teplotě 200 C přímo slučuje s fluorem na červený fluorid americitý  $\text{AmF}_3$ , při teplotě nad 400 C vzniká oranžový fluorid americitý  $\text{AmF}_4$ . S dalšími halogeny reaguje nepřímo a tvoří černý chlorid americitý  $\text{AmCl}_2$ , růžový chlorid americitý  $\text{AmCl}_3$ , bílý bromid americitý  $\text{AmBr}_3$ , černý jodid americitý  $\text{AmI}_2$  a žlutý jodid americitý  $\text{AmI}_3$ .

Zapáleno na vzduchu hoří za vzniku černého oxidu americitého  $\text{AmO}_2$ , hnědý oxid americitý  $\text{Am}_2\text{O}_3$  je možné připravit nepřímým způsobem. Se sírou se přímo neslučuje, nepřímým postupem je možné připravit sulfid americitý  $\text{Am}_2\text{S}_3$ .

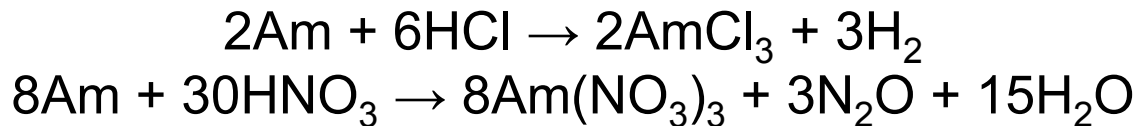
S horkou vodou reaguje za vzniku nerozpustného červeného hydroxidu americitého  $\text{Am}(\text{OH})_3$  a vývoje vodíku:



S koncentrovaným peroxidem vodíku reaguje za vzniku nerozpustného černého hydroxidu americitého:



S hydroxidy nereaguje, snadno se rozpouští ve zředěných neoxidujících i oxidujících kyselinách za vzniku americité soli:



Reakcí americia se studenou koncentrovanou kyselinou dusičnou vzniká americitá sůl:

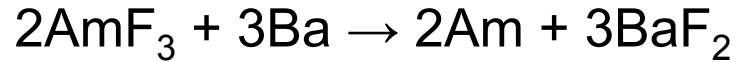


Reakcí s kyselinou dusičnou syčenou kyslíkem vznikne dusičnan americylu:



Ve sloučeninách se vyskytuje nejčastěji v **oxidačním stavu III**. Sloučeniny americia v oxidačním stavu II se obvykle připravují redukcí americitých solí pomocí silných redukčních činidel. Chemické vlastnosti sloučenin dvojmocného a trojmocného americia jsou nejvíce podobné vlastnostem obdobných sloučenin europia, vodné roztoky solí americia v oxidačním stavu III mají obvykle červené zbarvení. Sloučeniny americia ve vyšších oxidačních stavech se připravují elektrolytickou oxidací americitých solí, nebo jejich oxidací pomocí kyseliny chloristé. Tyto sloučeniny jsou velmi nestálé a jejich chemické vlastnosti se nejvíce podobají vlastnostem analogických sloučenin uranu a neptunia.

Americium se připravuje jadernými reakcemi, v kovové formě byl získáno až v roce 1951 redukcí fluoridu americitého  $\text{AmF}_3$  kovovým baryem. Redukce se prováděla ve vysokém vakuu v kelímku zhotoveném z oxidu beryllnatého při teplotě 1100 C:



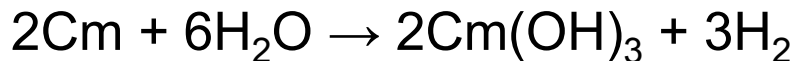
V přírodě se nenalézá.

Americium nemá zvláštní praktický význam, pouze izotop  $^{241}\text{Am}$  nachází využití jako zdroj ionizujícího záření v požárních detektorech kouře.

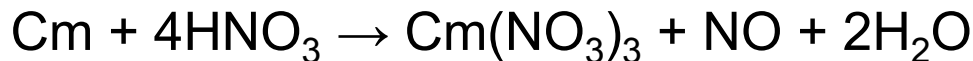
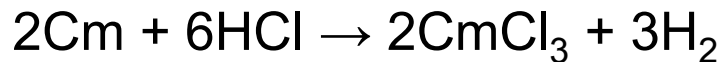
# Curium

= stříbřitě bílý, radioaktivní kov. Nejstabilnější izotop curia  $^{247}\text{Cm}$  se rozpadá s poločasem rozpadu 15,6 milionů let.

Na vzduchu curium samovolně reaguje s kyslíkem a povrch kovu se pokrývá tenkou vrstvou nestabilního oxidu curnatého  $\text{CmO}$ , oxidace samovolně postupuje přes zelený oxid curitý  $\text{Cm}_2\text{O}_3$  až k černému oxidu curičitému  $\text{CmO}_2$ . S horkou vodou reaguje za vzniku hydroxidu curitého a vývoje vodíku:



Snadno reaguje se zředěnými neoxidujícími i oxidujícími kyselinami za vzniku curitých solí:



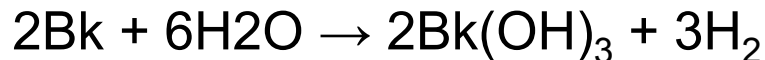
Stabilní sloučeniny tvoří curium pouze v oxidačním stavu III, sloučeniny v ox. stavu IV se samovolně redukují. Vodné roztoky solí trojmocného curia jsou bezbarvé nebo mají charakteristické žlutozelené zbarvení, jejich chemické vlastnosti se velmi podobají vlastnostem sloučenin gadolinia.

V přírodě se curium nenalézá, připravuje se uměle jadernými reakcemi z plutonia.

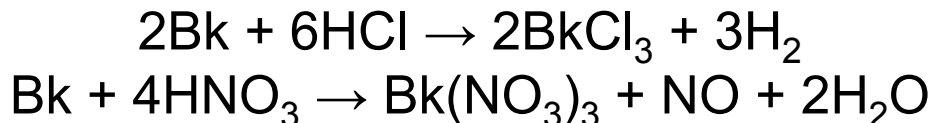
Praktické využití curium nemá.

# Berkelium

= silně radioaktivní kov. Nejstabilnější izotop berkelia  $^{247}\text{Bk}$  má poločas rozpadu 1380 let. Zapáleno na vzduchu hoří za vzniku žlutého oxidu berkeličitého  $\text{BkO}_2$ . S horkou vodou reaguje za vzniku hydroxidu berkelitého a vývoje vodíku:



Snadno reaguje se zředěnými neoxidujícími i oxidujícími kyselinami za vzniku berkelité soli:



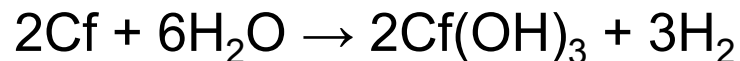
Ostatní chemické a fyzikální vlastnosti berkelia ani jeho sloučenin nebyly doposud spolehlivě určeny, pravděpodobně se budou podobat vlastnostem sloučenin terbia.

V přírodě se berkelium nenalézá, připravuje se uměle jadernými reakcemi. Berkelium bylo poprvé připraveno v urychlovači částic srážkami americia  $^{241}\text{Am}$  s vysoce energetickými částicemi alfa.

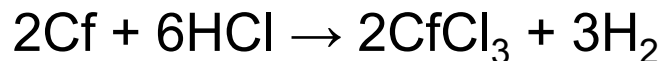
Zvláštní praktické využití berkelium nemá.

# Kalifornium

= silně radioaktivní kov. Nejstabilnější izotop kalifornia  $^{251}\text{Cf}$  má poločas rozpadu 898 let. Kompaktní kovové kalifornium reaguje s horkou vodou, práškové kalifornium s vodou reaguje již za laboratorní teploty za vzniku hydroxidu kalifornitého a vývoje vodíku:



Ochotně reaguje se zředěnými neoxidujícími i oxidujícími kyselinami za vzniku kalifornité soli:



Další chemické a fyzikální vlastnosti kalifornia ani jeho sloučenin nebyly doposud spolehlivě určeny. Je ověřena pouze existence stabilních sloučenin kalifornia v oxidačním stavu +III, jejich vlastnosti by se měly podobat vlastnostem sloučenin dysprosia.

V přírodě se kalifornium nenalézá, připravuje se uměle jadernými reakcemi, např. bombardováním curia  $^{242}\text{Cm}$  částicemi  $\alpha$ .

Praktické využití nalézá kalifornium jako silný zdroj neutronů. Využívá se v jaderném výzkumu, v nedestruktivní defektoskopii a medicíně.