

Masarykova univerzita

Pedagogická fakulta



Seminární práce

Vzácné plyny

Vzácné plyny

Prvky 18. skupiny (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn a Og) jsou často označovány souhrnným názvem vzácné plyny. Prvky neon až xenon, objevil W. Ramsay (1895, první informace o jejich existenci měl už H. Cavendish, 1785). Helium bylo objeveno v roce 1868 Pierrem Jansenem nejprve mimo Zemi ve slunečním spektru (podle Slunce dostalo jméno) a teprve později (1881) ve vulkanických plynech Vesuvu.

Pro tyto prvky je charakteristické, že jejich valenční elektrony zcela zaplňují poslední vrstvu elektronového obalu. Zcela zaplněné valenční orbitály (u helia s orbital, u ostatních s a p orbitály) jsou příčinou mimořádně nízké reaktivnosti prvků 18. skupiny, vyskytují se proto v přírodě jen jako samostatné atomy. Kvůli velmi nízké reaktivitě se vzácné plyny někdy označují jako inertní. Lehčí z těchto prvků netvoří žádné sloučeniny, těžší některé sloučeniny vytvářejí. Obecně se vzácné plyny díky své povaze svými vlastnostmi od ostatních prvků zajímavě liší. Všechny jsou plynné látky, bez barvy a zápachu. Vzácné plyny, mají velice nízké teploty varu a jsou proto obtížně zkapalnitelné, dobře vedou elektrický proud. Lehčí z nich se svými vlastnosti blíží ideálním plynům.

R ₂ O RH		RO RH ₂		R ₂ O ₃ RH ₃		RO ₂ RH ₄		R ₂ O ₅ RH ₃		RO ₃ H ₂ R		R ₂ O ₇ HR						
Periodická soustava prvků													Vzácné plyny	18 VIII. A				
1 I. A												13 III. A	14 IV. A	15 V. A	16 VI. A	17 VII. A	18 VIII. A	
1 1,0079 H 1,20 Vodík												13 10,81 B 2,00 Bor	14 12,01 C 2,50 Uhlík	15 14,01 N 3,10 Dusík	16 16,00 O 3,50 Kyslík	17 19,00 F 4,10 Fluor	18 4,00 He Helium	
2 6,94 Li 0,97 Lithium	4 9,01 Be 1,50 Berylium												13 26,98 Al 1,50 Hliník	14 28,09 Si 1,70 Křemík	15 30,97 P 2,10 Fosfor	16 32,06 S 2,40 Síra	17 35,45 Cl 2,80 Chlor	18 39,95 Ar Argon
3 22,99 Na 1,00 Sodík	12 24,31 Mg 1,20 Hořčík	3 44,96 Sc 1,20 Skandium	4 47,88 Ti 1,30 Titan	5 50,94 V 1,50 Vanad	6 52,00 Cr 1,60 Chrom	7 54,94 Mn 1,60 Mangan	8 55,85 Fe 1,60 Železo	9 58,93 Co 1,70 Kobalt	10 58,69 Ni 1,70 Nikl	11 63,55 Cu 1,70 Měď	12 65,38 Zn 1,70 Zinek	13 69,72 Ga 1,80 Gallium	14 72,61 Ge 2,00 Germanium	15 74,92 As 2,20 Arzen	16 78,96 Se 2,50 Selen	17 79,90 Br 2,70 Brom	18 83,80 Kr Krypton	
4 39,10 K 0,91 Draslík	20 40,08 Ca 1,00 Vápník	21 88,91 Y 1,10 Yttrium	22 91,22 Zr 1,20 Zirkonium	23 92,91 Nb 1,20 Niobium	24 95,94 Mo 1,30 Molybden	25 ~98 Tc 1,40 Technecium	26 101,07 Ru 1,40 Ruthenium	27 102,91 Rh 1,40 Rhodium	28 106,42 Pd 1,30 Palladium	29 107,87 Ag 1,40 Stříbro	30 112,41 Cd 1,50 Kadmium	31 114,82 In 1,50 Indium	32 118,71 Sn 1,70 Cín	33 121,75 Sb 1,80 Antimon	34 127,60 Te 2,00 Tellur	35 126,90 I 2,20 Jod	36 131,29 Xe Xenon	
5 85,47 Rb 0,89 Rubidium	38 87,62 Sr 0,99 Stroncium												49 204,38 In 1,50 Indium	50 207,20 Sn 1,70 Cín	51 208,98 Sb 1,80 Antimon	52 ~209 Te ~209 Tellur	53 ~210 I ~210 Jod	54 ~222 Xe ~222 Xenon
6 132,91 Cs 0,86 Cesium	56 137,33 Ba 0,97 Barium												81 204,38 Tl 1,40 Thallium	82 207,20 Pb 1,50 Olovo	83 208,98 Bi 1,70 Bismut	84 ~209 Po ~209 Polonium	85 ~210 At ~210 Astat	86 ~222 Rn ~222 Radon
7 ~223 Fr 0,86 Francium	88 226,03 Ra 0,97 Radium												113 ~286 Uut ~286 Ununtrium	114 ~289 Fl ~289 Flerovium	115 ~288 Uup ~288 Ununpentium	116 ~293 Lv ~293 Livermorium	117 ~294 Uus ~294 Ununseptium	118 ~294 Uuo ~294 Ununoctium
6 Lanthanoidy		57 138,91 La 1,10 Lanthan	58 140,12 Ce 1,10 Cer	59 140,91 Pr 1,10 Praseodym	60 144,24 Nd 1,10 Neodymium	61 ~145 Pm ~145 Promethium	62 150,36 Sm 1,10 Samarium	63 151,96 Eu 1,00 Europium	64 157,25 Gd 1,10 Gadolinium	65 158,93 Tb 1,10 Terbium	66 162,50 Dy 1,10 Dysprosium	67 164,93 Ho 1,10 Holmium	68 167,26 Er 1,10 Erbium	69 168,93 Tm 1,10 Thulium	70 173,04 Yb 1,10 Ytterbium	71 174,04 Lu 1,10 Lutetium		
7 Aktinoidy		89 227,03 Ac 1,00 Aktinium	90 232,04 Th 1,10 Thorium	91 231,04 Pa 1,10 Protaktinium	92 238,03 U 1,20 Uran	93 237,05 Np 1,20 Neptunium	94 [244] Pu 1,20 Plutonium	95 ~243 Am ~243 Americium	96 ~247 Cm ~247 Curium	97 ~247 Bk ~247 Berkelium	98 ~251 Cf ~251 Kalifornium	99 ~252 Es ~252 Einsteinium	100 ~257 Fm ~257 Fermium	101 ~258 Md ~258 Mendelevium	102 ~259 No ~259 Nobelium	103 ~260 Lr ~260 Lawrencium		

Helium (He)

Koncentrace ve vzduchu	0,000 524 %
Vzhled	bezbarvý plyn
Relativní atomová hmotnost	4,002602 g/mol
Hustota	0,179 kg/m ³
Elektronegativita	4,5
Teplota tání	-272,2 °C
Teplota varu	-268,93 °C

Objev

V roce 1868 astronomové, Francouz Pierre-Jules Janssen a Angličan Joseph Norman Lockyer, pozorovali nezávisle na sobě ve slunečním spektru na vlnové délce 587,49 nm žlutou spektrální čáru, která nepatřila žádnému do té doby známému prvku na Zemi. Neznámé žluté spektrální linie, tak byly přiřazeny heliu, pojmenovaném po starořeckém bohu Slunce, Héliovi. Teprve v roce 1895 se britskému chemikovi Williamu Ramsayovi podařilo izolovat plynné helium na Zemi z minerálu ze skupiny uranových rud.

Výskyt

Helium je po vodíku druhým nejrozšířenějším prvkem ve vesmíru (23 %), ale na Zemi je poměrně vzácné. V zemské atmosféře se vyskytuje jen ve vyšších vrstvách a díky své mimořádně nízké hmotnosti postupně z atmosféry vyprchává do meziplanetárního prostoru. V atmosféře Země (do výšky 200 km) tvoří 0,000524 jen objemových procent. Helium je také obsaženo v některých uranových rudách, ze kterých ho lze izolovat. Je však na Zemi zastoupeno především v zemním plynu, ze kterého se také nejvíce získává jeho frakční destilací. Největší zásoby zemního plynu s obsahem helia až 7 % se vyskytují na území USA.

Základní fyzikálně-chemické vlastnosti

Helium je bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, chemicky zcela inertní – netvoří žádné známé sloučeniny. Helium velmi dobře vede elektrický proud, čehož se využívá při výrobě elektrických výbojek (září intenzivně žlutě). Je jedinou látkou, která při nízkých teplotách a

normálním tlaku zůstává kapalná téměř až k teplotě absolutní nuly ($-273,15\text{ °C}$). Teplota tání helia je $-272,2\text{ °C}$, z čehož vyplývá, že kapalně helium je nejchladnější látkou na naší planetě. Zajímavou vlastností tekutého helia je supratekutost, což znamená, že kapalně helium nemá téměř žádné vnitřní tření a proto teče nesmírně rychle. Dokonce přetéká i stěny nádob (teče tzv. vzhůru). Tepelná vodivost tekutého helia je tři milionkrát větší než u mědi při pokojové teplotě. Rychlost zvuku v heliu je řádově $3\times$ větší než ve vzduchu. Pokud člověk nadechne helium, rezonanční frekvence dýchacích cest se změní a to ovlivní zabarvení hlasu.

Využití

Vzhledem ke své extrémně nízké hustotě a inertnímu chování se helium používá k plnění balónů a vzducholodí jako náhrada hořlavého vodíku. Směsí helia a kyslíku (helox) se plní tlakové láhve, určené pro potápění do velkých hloubek, zabraňuje vzniku kesonové nemoci, která vzniká při rychlém výstupu potápěče na hladinu uvolněním bublinek plynného dusíku v krvi. Díky své netečnosti se používá jako ochranná atmosféra např. v rentgenové fluorescenci, kde zabraňuje pohlcování fotonů rentgenového záření argonem ze vzduchu. Dále tvoří ochrannou atmosféru např. v pecích při výrobě speciálních skel a drahých kovů. Slouží i jako ochranný plyn při laserovém svařování. Plynně helium se používá i při zjišťování netěsností. Kapalně helium se používá při chlazení magnetů např. v magnetické resonanci. Různé směsi helia a jiných vzácných plynů se používají k plnění reklamních osvětlovačů. Výboj helia má žlutou barvu.



Neon (Ne)

Koncentrace ve vzduchu	0,0018 %
Vzhled	bezbarvý plyn
Relativní atomová hmotnost	20,183 g/mol
Hustota	0,899 kg/m ³
Elektronegativita	4,0
Teplota tání	-248,4 °C
Teplota varu	-245,9 °C

Objev

Po té co bylo objeveno helium a argon, zůstalo volné místo před argonem. Podle tohoto volného místa předpověděl William Ramsay v roce 1897 neon. Neon byl objeven o rok později (tedy roku 1898) Williamem Ramsayem a Morrisem Traversem, kdy William Ramsay využil nové metody frakční destilace zkapalněného vzduchu, jehož nepatrnou součástí je i neon. Neon byl pojmenován dvanáctiletým Ramseyovým synem, který se se zájmem díval na nové, šarlatově červené světlo, které vycházelo ze spektrální trubice. Syn navrhl tento prvek pojmenovat jako „nový“ - neon.

Výskyt

Neon je přítomen v zemské atmosféře v koncentraci asi 0,0018%. Neon je po argonu druhým nejrozšířenějším vzácným plynem v naší atmosféře, proto se převážně získává frakční destilací zkapalněného vzduchu. Jedním ze způsobů získávání neonu je i adsorpce na aktivním uhlí při velmi nízkých teplotách. Ve vesmíru může být neon součástí oblak horkých plynů.

Základní fyzikálně-chemické vlastnosti

Po heliu je druhým nejlehčím vzácným plynem, je to plyn bez barvy, chuti i zápachu. Neon je také velmi nereaktivní a doposud se nepodařilo připravit žádnou jeho neutrální sloučeninu. Neon dobře vede elektrický proud a září intenzivní oranžově-červenou barvou.



Využití

Elektrickým výbojem v neonu vzniká intenzivní světelné záření oranžově-červené (šarlatové) barvy, čehož se využívá u různých světelných reklam. Kapalný neon se využívá v kryogenní technice jako náhrada dražšího a obtížněji připravitelného kapalného helia.

Argon (Ar)

Koncentrace ve vzduchu	0,93 %
Vzhled	bezbarvý plyn
Relativní atomová hmotnost	39,944 g/mol
Hustota	1,7838 kg/m ³
Elektronegativita	3,9
Teplota tání	-189,35 °C
Teplota varu	-185,85 °C

Objev

Oficiálními objeviteli argonu jsou lord Rayleigh a William Ramsay (1894), kteří prvek objevili stejným způsobem jako Henry Cavendish a Joseph Priestley. Pomocí zkoumání spektrálních čar došli k názoru, že se jedná o nový prvek, který pojmenovali podle jeho netečnosti jako argon – „líný“.

Výskyt

Přibližně 1% argonu tvoří zemskou atmosféru, proto se získává převážně frakční destilací zkapalněného vzduchu, ale lze ho, podobně jako neon, získat i adsorpcí na aktivním uhlí při teplotách kapalného vzduchu.

Základní fyzikálně-chemické vlastnosti

Bezbarvý plyn bez chuti a zápachu. Snadno se ionizuje a září pak různými barvami podle koncentrace. Většinou září modrými barvami. Argon je jeden ze tří vzácných plynů, které dokážou vytvářet tzv. *klathráty*.



Klathráty: jsou sloučeniny, které mají pouze „ideální“ nebo „limitní“ složení a existující jedině v pevné fázi. Jejich krystaly jsou tvořeny molekulami „hostujícími“ a „hostitelskými“. V krystalové mřížce „hostitelských“ molekul spojených vodíkovými můstky je vytvořena dutina, ve které je zachycena molekula „hostující“. Pravděpodobně nejznámější z klathrátů jsou klathráty, které tvoří Ar, Kr a Xe s hydrochinonem nebo vodou. Jsou poměrně stálé, uvolňují však plyn při rozpouštění nebo tání. Jsou známy klathráty s limitním složením $8Y.46H_2O$, $Y.3R$ a $2Y.R'.17H_2O$ ($Y = Ar, Kr, Xe$; $R = \text{hydrochinon, fenol}$; $R' = \text{aceton, chlorid uhličitý}$). Jejich praktické použití je spojeno s potřebou zabránit úniku radioaktivních izotopů vzácných plynů, které vznikají v jaderných reaktorech.

Využití

Díky své netečnosti je argon používán jako inertní plyn při svařování, jako balicí plyn E 938 v potravinářství, při výrobě žárovek a při výrobě některých kovů. Další využití nalézá jako plazmový plyn při technologiích plazmového navařování a stříkání. Používá se jako izolační plyn v oknech. Ve směsi s dusíkem a oxidem uhličitým se používá jako náplň hasicích přístrojů. Natlakovaný argon se používá pro nafukování airbagů v automobilu. Kapalný argon se používá při odstraňování některých typů nádorů. Využívá se také v reklamních osvětleních, září většinou modře.

Krypton (Kr)

Koncentrace ve vzduchu	0,0001 %
Vzhled	bezbarvý plyn
Relativní atomová hmotnost	83,798 g/mol
Hustota	3,749 kg/m ³
Elektronegativita	3,6
Teplota tání	-157,36 °C
Teplota varu	-153,22 °C

Objev

Sir William Ramsay a Morris Travers, objevili na základě předpokladu pomocí frakční destilace zkapalněného vzduchu v roce 1898 další prvek, který byl pojmenován jako krypton – „skrytý“.

Výskyt

Krypton se vyskytuje v zemské atmosféře v koncentraci asi 0,0001 %. Ze vzduchu je získáván jeho frakční destilací. Vzniká také jako jeden z produktů radioaktivního rozpadu uranu a lze jej nalézt v plynných produktech jaderných reaktorů.



Základní fyzikálně-chemické vlastnosti

Je to plyn bez barvy, chuti a zápachu, je téměř nereaktivní. Existují některé známé a nestabilní sloučeniny kryptonu s fluorem – např. fluorid kryptonatý KrF_2 , který vzniká účinkem elektrického výboje nebo rentgenového záření na směs kryptonu a fluoru při nízké teplotě (-196 °C) a již za laboratorní teploty je nestabilní. Fluorid kryptonatý je nejsilnějším známým oxidačním činidlem. Některé izotopy kryptonu podléhají radioaktivní přeměně. Krypton opět dobře vede elektrický proud a září světlem fialově, při nízkých koncentracích až bíle.

Využití

Používá se k plnění izolačních dvojskel. Dále ve výbojkách, kde má světlo fialovou až bílou barvu. Díky tomu, že některé jeho izotopy podléhají radioaktivní přeměně, lze krypton

použit při datování stáří. Izotop ^{81m}Kr (metastabilní – stabilní jen krátce, poločas rozpadu - 13,1 s) se využívá v lékařství při diagnostice plicní ventilace – tzv. scintigrafii.

Xenon (Xe)

Koncentrace ve vzduchu	0,000008 %
Vzhled	bezbarvý plyn
Relativní atomová hmotnost	131,293 g/mol
Hustota	5,78 kg/m ³
Elektronegativita	2,2
Teplota tání	-111,75 °C
Teplota varu	-108,12 °C

Objev

Tento prvek byl objeven v roce 1898 Williamem Ramsayem a Morrisem Traversem stejným způsobem jako předchozí krypton a neon. Dostal název xenon – „cizí“.

Výskyt

Xenon se ve velmi nízkých koncentracích vyskytuje ve vzduchu, jeho koncentrace ve vzduchu, ze kterého se získává frakční destilací, je přibližně 0,000008%, xenon byl objeven také v některých minerálních pramenech, vzniká totiž také jako produkt radioaktivního rozpadu některých prvků. Vyskytuje se rovněž v plynných produktech jaderných reaktorů.

Základní fyzikálně-chemické vlastnosti

Xenon je opět bezbarvý plyn bez chuti a zápachu. Jako předchozí vzácné plyny se xenon snadno ionizuje a při vyšších koncentracích září fialovou barvou. Xenon je sice velmi nereaktivním prvkem, přesto však tvoří nejvíce sloučenin ze všech vzácných plynů. Tvoří sloučeniny především s fluorem, kyslíkem, ale také a chlorem, může dosáhnout až oxidačního stavu +VIII, dále pak +II, +IV a +VI.

Sloučeniny xenonu: mezi nejznámější sloučeniny xenonu patří fluoridy, konkrétně fluorid xenonový, xenoničitý a xenonový. Mezi známé oxidy xenonu pak patří například oxid xenonový. Co se týče chloridů, podařilo se vytvořit chlorid xenonový.

Fluorid xenonový $\text{XeO}_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{HXeO}_4^-$ (XeF_2): lze připravit ozařováním směsi $2 \text{HXeO}_4^- + 2 \text{OH}^- \rightarrow \text{XeO}_6^{4-} + \text{Xe} + \text{O}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ fluoru s xenonem slunečním $\text{Ba}_2\text{XeO}_6 + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{XeO}_4 + 2 \text{BaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ světlem. Je silným oxidovadlem (převádí bromičnany na bromistany) a jemným fluoračním činidlem používaným v organické syntéze (benzen převádí na fluorobenzen).

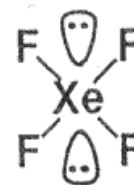


Fluorid xenoničitý (XeF_4): vzniká rovněž reakcí xenonu a fluoru. Je silnějším fluoračním činidlem než fluorid xenonový.

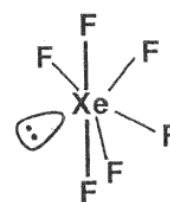
Fluorid xenonový (XeF_6): pro jeho přípravu je třeba ještě vyšší tlak a velký přebytek fluoru v reakční směsi. S vodou prudce reaguje a výsledným produktem je oxid xenonový.



Oxid xenonový (XeO_3): se získává úplnou hydrolyzou XeF_6 , je v suchém stavu extrémně explozivní. Má silné oxidační účinky.

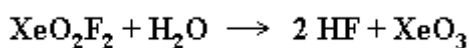
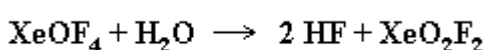
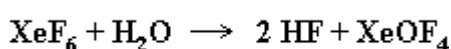


Oxid xenonový reaguje se silnými zásadami za vzniku hydroxenu, který v alkalickém prostředí lehce disproportionuje na xenoničelan, xenon a kyslík. Z xenoničelanu barnatého lze účinkem studené koncentrované kyseliny sírové připravit oxid xenoničelý XeO_4 jako explozivní plyn.



Využití

Xenon se používá podle koncentrace od bílé



ve výbojkách, kdy září až k fialové barvě.

Používá se také jako anestetikum. Některé izotopy xenonu se podobně jako u kryptonu používají v lékařské diagnostice při scintigrafii. Určení vzájemného poměru různých izotopů xenonu v horninách slouží ke studiu geologických přeměn zemské kůry - podobné studium izotopů xenonu vázaného v meteoritech přispívá k pochopení formování našeho slunečního systému i naší galaxie.

Radon (Rn)

Koncentrace ve vzduchu	$6 \times 10^{-18} \%$
Vzhled	bezbarvý plyn
Relativní atomová hmotnost	222 g/mol
Hustota	$9,73 \text{ kg/m}^3$
Elektronegativita	2,0
Teplota tání	$-71 \text{ }^\circ\text{C}$
Teplota varu	$-65 \text{ }^\circ\text{C}$

Objev

Byl objeven roku 1900 Friedrichem Ernestem Dornem při zkoumání radioaktivního rozpadu radia a byl pojmenován jako radiová emanace. William Ramsay později blíže zkoumal tuto „radiovou emanci“, určil její hustotu a následně atomovou hmotnost a navrhl pro tento nový prvek název niton- Nt. Později se název tohoto prvku ještě několikrát změnil, až později v roce 1923 byl přijat název radon.

Výskyt

Výskytu radonu v atmosféře je ze všech vzácných plynů úplně nejnižší, na hranici detekci těch nejcitlivějších přístrojů. V zeminách i pevných horninách jsou obsaženy stopová množství některých radioaktivních prvků – uranu nebo thoria. Součástí rozpadových řad těchto prvků je pak i radon, který vzniká rozpadem radia. Stejným způsobem se radon dostává i do vývěrů některých minerálních vod. Radon lze chemicky získat z chloridu radnatého.

Základní fyzikálně-chemické vlastnosti

Radon je opět plynem bez barvy, chuti a zápachu. Je radioaktivním prvkem, tudíž podléhá radioaktivní přeměně. Existuje několik izotopů radonu, žádný však není stabilní,

nejdelší poločas rozpadu má ^{222}Rn – 3,82 dne. V přírodě se ve stopovém množství vyskytují ještě další dva isotopy radonu: ^{220}Rn a ^{219}Rn , jejichž poločas rozpadu má hodnoty v řádech sekund. Rozpadem radonu pak vzniká polonium. Radon jako ostatní vzácné plyny také snadno vede elektrický proud, ale kvůli jeho radioaktivitě se v osvětlovací technice nevyužívá. Radon se může z místa vzniku šířit vzduchem a produkty vzniklé jeho rozpadem mají negativní vliv na dýchací ústrojí, mohou způsobit rakovinu plic. Zdroj radonu pak může být několikový, především stavební materiál a podloží domu. Radon se může uvolňovat i z dodávané vody. Radon podobně jako krypton tvoří sloučeniny jen velmi vzácně, například s fluorem – RnF_2 , dále chlorem nebo kyslíkem, sloučeniny jsou velmi silnými oxidačními činidly, jsou ale nestálé.

Využití

Studium obsahu izotopů radonu v podzemních vodách slouží v geologii k určení jejich původu a stáří. Převážná většina izotopů radonu funguje jako alfa-zářiče s poměrně krátkým poločasem rozpadu, používají se proto někdy pro krátkodobé lokální ozařování vybraných tkání v medicíně. Radon je ale stále častěji využíván zejména v lázeňské léčbě. Radonová voda (voda obsahující rozpuštěný radon) se používá např. v jáchymovských lázních. Voda z termálních minerálních radonových pramenů se používá k léčbě některých chronických chorob pohybového aparátu. Nejdůležitější z klinických účinků radonových koupelí je účinek analgetický.

Nově pojmenovaný oganesson (Og)

Oganesson byl poprvé syntetizován v Rusku (Dubna) ve spolupráci s USA (Livermore) v r. 2002. Je silně radioaktivní, pravděpodobně plynný chemický prvek s velmi krátkým poločasem rozpadu. Jeho chemické a fyzikální vlastnosti nebyly doposud spolehlivě určeny. Podle polohy prvku v periodické tabulce by se mělo jednat o homolog radonu. Oganesson by tak byl druhým radioaktivním plynem periodické soustavy. Je pojmenován podle profesora Jurije Oganěsjana.



V přírodě se oganesson nenalézá, připravuje se uměle jadernými reakcemi. Byl připraven v urychlovači částic srážkami atomů vápníku s atomy kalifornia. Praktické využití oganesson ani jeho sloučeniny, kromě vědeckého výzkumu, nemá.

Zdroje

1. Klikorka J., Hájek B., Votinský J.: *Obecná a anorganická chemie*, SNTL, Praha 1985.
2. Jursík F., *Anorganická chemie nekovů*. 1. Vyd. Vysoká škola chemicko-technologická v Praze, Praha 2001.
3. Toužín J., *Stručný přehled chemie prvků*. 1. vyd. Brno: Masarykova univerzita, 2001.
4. Anorganická chemie I. *Kurz anorganické chemie* [online]. [cit. 2016-11-03]. Dostupné z: https://is.muni.cz/el/1431/podzim2004/C1441/skripta/outline_c1441.html