

**MASARYKOVA UNIVERZITA
PEDAGOGICKÁ FAKULTA
KATEDRA CHEMIE**

Vzácné plyny

Anorganická chemie 2

Vypracovala: **Tereza Baranová**

V Brně, 30. 10. 2017

*Čestně prohlašuji, že jsem tuto práci vypracovala samostatně a pouze za využití pramenů,
zmíněných v závěru práce.*

Obsah

OBSAH	2
ÚVOD	3
HISTORIE	3
VLASTNOSTI A CHARAKTERISTIKA	4
ELEKTRONEGATIVITA	6
VÝSKYT V PŘÍRODĚ	7
SLOUČENINY	7
LABORATORNÍ PŘÍPRAVA A VÝROBA	10
VÝZNAM A UŽITÍ	10
SEZNAM OBRÁZKŮ	12
SEZNAM TABULEK	12
BIBLIOGRAFIE	13

Úvod

Vzácné plyny patří do **18. skupiny** periodické tabulky prvků. Mezi vzácné plyny patří tyto prvky: helium (He), neon (Ne), argon (Ar), krypton (Kr), xenon (Xe), radon (Rn) a oganesson (Og). Vlevo od nich leží halogenidy, vpravo alkalické kovy. V periodické tabulce prvků tvoří vzácné plyny rozhraní mezi nejvýraznějšími kovy a nekovy.

Prvky skupiny vzácných plynů tvoří pouze monoatomické molekuly. Tvoří 1 % zemské atmosféry, s největším zastoupením argon, ale také můžeme vzácné plyny najít ve vyvřelých horninách.

Elektronová konfigurace valenční vrstvy je $ns^2 np^6$, kde n náleží číslům 2, 3, 4, 5, 6. Výjimkou je helium, jehož elektronová konfigurace je $1s^2$.

Vzácné plyny mají **vysokou hodnotu ionizační energie**, což je energie potřebná k utržení jednoho elektronu, a **záporné hodnoty elektronové afinity**, což je energie uvolněná při vzniku aniontu. Díky těmto vlastnostem nemají potřebu vzácné plyny vytvářet vazby a tím měnit svou elektronovou konfiguraci. Proto jsou tyto prvky **inaktivní**.

PERIODIC TABLE OF THE ELEMENTS

1 H 1.00794 Hydrogen																	2 He 4.002602 Helium
3 Li 6.941 Lithium	4 Be 9.0122 Beryllium											5 B 10.811 Bor	6 C 12.011 Carbon	7 N 14.007 Nitrogen	8 O 15.999 Oxygen	9 F 18.998 Fluor	10 Ne 20.180 Neon
11 Na 22.990 Sodium	12 Mg 24.305 Magnesium											13 Al 26.982 Alumínium	14 Si 28.086 Silicium	15 P 30.974 Fosfor	16 S 32.065 Sulfur	17 Cl 35.453 Chlor	18 Ar 39.948 Argon
19 K 39.098 Potassium	20 Ca 40.078 Calcium	21 Sc 44.956 Scandium	22 Ti 47.867 Titanium	23 V 50.942 Vanádium	24 Cr 51.996 Chrom	25 Mn 54.938 Mangan	26 Fe 55.845 Železo	27 Co 58.933 Cobalt	28 Ni 58.693 Nikl	29 Cu 63.546 Měď	30 Zn 65.38 Zinek	31 Ga 69.723 Galium	32 Ge 72.631 Germanium	33 As 74.922 Arzen	34 Se 78.96 Selen	35 Br 79.904 Brom	36 Kr 83.80 Krypton
37 Rb 85.468 Rubidium	38 Sr 87.62 Strontium	39 Y 88.906 Yttrium	40 Zr 91.224 Zirkon	41 Nb 92.906 Niobium	42 Mo 95.94 Molibden	43 Tc 98 Technetium	44 Ru 101.07 Ruthenium	45 Rh 102.91 Rhenium	46 Pd 106.36 Palladium	47 Ag 107.87 Stříbr	48 Cd 112.41 Kadmium	49 In 114.82 Indium	50 Sn 118.71 Cín	51 Sb 121.76 Antimon	52 Te 127.6 Tellur	53 I 126.905 Jod	54 Xe 131.29 Xenon
55 Sc 88.906 Scandium	56 Ba 137.33 Baryum	57-71 La-Lu Lanthanide series	72 Hf 178.49 Hafnium	73 Ta 180.95 Tantalum	74 W 183.84 Wolfram	75 Re 186.21 Rhenium	76 Os 190.23 Osmium	77 Ir 192.22 Iridium	78 Pt 195.08 Platina	79 Au 196.97 Zlato	80 Hg 200.59 Merkur	81 Tl 204.38 Thalium	82 Pb 207.2 Olovo	83 Bi 208.98 Bismut	84 Po 209 Polonium	85 At 210 Astatin	86 Rn 222 Radon
87 Fr 223 Francium	88 Ra 226 Radium	89-103 Ac-Lr Actinide series	104 Rf 261 Rutherfordium	105 Db 262 Dubnium	106 Sg 263 Seaborgium	107 Bh 264 Bohrium	108 Hs 265 Hassium	109 Mt 266 Meitnerium	110 Uun 267 Ununilium	111 Uuu 268 Ununilium	112 Uub 269 Ununilium	113 Uut 270 Ununilium	114 Uuq 271 Ununilium	115 Uup 272 Ununilium	116 Uuh 273 Ununilium	117 Uus 274 Ununilium	118 Uuo 275 Ununilium
			97 La 138.91 Lanthanum	98 Ce 140.12 Cerium	99 Pr 140.91 Praseodym	100 Nd 144.24 Neodym	101 Pm 145 Promethium	102 Sm 150.36 Samarium	103 Eu 151.96 Europium	104 Gd 157.25 Gadolinium	105 Tb 158.93 Terbium	106 Dy 162.5 Dyspanium	107 Ho 164.93 Holmium	108 Er 167.26 Erbium	109 Tm 168.93 Thulium	110 Yb 173.05 Ytterbium	111 Lu 174.967 Lutetium
			109 Ac 227 Actinium	110 Th 232.04 Thorium	111 Pa 231.04 Protaktinium	112 U 238.03 Uranium	113 Np 237 Neptunium	114 Pu 239 Plutonium	115 Am 243 Americium	116 Cm 247 Curium	117 Bk 247 Berkelium	118 Cf 251 Californium	119 Es 252 Einsteinium	120 Fm 257 Fermium	121 Md 258 Mendelevium	122 No 259 Nobelium	123 Lr 260 Lawrencium

#24696799

Obrázek 1: Vzácné plyny, periodická tabulka prvků (Helmenstine, 2015)

Historie

V letech 1894-1898 společně objevili vzácné plyny lord **John William Strutt Rayleigh**, sir **William Ramsay** a **Morris Travers**, a poté jej izolovali.

Helium získalo název podle slunečního světla, z řečtiny helios – slunce (sir J. N. Lockyer a sir E. Frankland). Neon z řečtiny neos – nový (sir W. Ramsay). Název argon pochází také z řečtiny, v překladu netečný, líný (lord J. W. S. Rayleigh). Krypton znamená v překladu z řečtiny líný (sir W. Ramsay). Z řečtiny pochází také xenon, což znamená cizí (sir W. Ramsay) a radon měl původně název emanace radiová, ale tento název později změnila Mezinárodní komise pro radioaktivitu na radon, aby byly sjednoceny koncovky všech vzácných plynů.

V roce 1930 předpověděl Linus Pauling, že by mohlo být možné připravit fluorid xenonový a fluorid kryptonový, ale nikomu se to nepodařilo až do roku 1962.

Na začátku 60. let se povedlo připravit fluorid platinový PtF_6 , dříve nebyla známa žádná sloučenina prvků skupiny vzácných plynů. V roce 1962 se povedlo připravit tuhou sloučeninu chemického složení $\text{Xe}[\text{PtF}_6]$, kde xenon má kladné oxidační číslo. Tato sloučenina nastartovala nové bádání, nejčastěji sloučenin s xenonem, jelikož ten má nejnižší ionizační energii. V 80. letech se podařilo vytvořit KrF , v 90. letech kyseliny kryptonové a poprvé v roce 2002 byla vytvořena první sloučenina argonu, do této doby považovaná za nemožné.

Vlastnosti a charakteristika

Helium (${}_2\text{He}$)

Helium je bezbarvý plynný prvek, bez chuti a zápachu. Helium tvoří 23 % vesmíru, čímž je po vodíku druhým nejrozšířenějším prvkem, ale pouze ve vesmíru, na Zemi se tolik nevyskytuje, jelikož je příliš lehké a gravitační pole jej neudrží.

Je inertní, vytváří sloučeniny pouze s fullereny a se rtutí. Helium s protonovým číslem 2, se v přírodě vyskytuje jako izotop ${}^4\text{He}$ a v malém množství také ${}^3\text{He}$.

V tekutém stavu je helium supratekuté a supravodivé, to znamená, že má nulovou viskozitu, díky které je schopna vytékat z otevřené nádoby v opačném směru gravitace a dokáže výborně vést elektrický proud.

Izotop ${}^4\text{He}$ tvoří v přírodě asi 99,99 %, jeho jádro se skládá ze 2 neutronů a 2 protonů, a nazývá se *částice alfa*. Zdrojem toho izotopu je alfa rozpad těžkých kovů.

V roce 1974 bylo poprvé pozorované jádro antihelia ${}^{-3}_2\text{He}$ a v roce 2003 také systetizováno, o 8 let později bylo pozorováno i jádro antihelia -4.

Supratekutost

Jak už bylo výše popsáno, supratekutost je stav, při kterém má látka nulovou vizkozitu a je bez měřitelného odporu. Poprvé byla supratekutost pozorována v roce 1937.

Supratekutost u helia nastává při lambda-teplotě, která je kolem 2,17 K. K přechodu do supratekutého stavu dochází u ^3He a ^4He při různých teplotách. ^4He nemá ve fázovém diagramu trojný bod, proto nedochází k jejímu zamrznutí ani v bodě absolutní nuly. Pevné ^4He pozorujeme pouze při tlaku 25 baru, což je 2 500 000 pascalů. Při dosažení teploty 2,17 K dochází k přechodu He I. (tekuté ^4He) na He II, které je supratekuté. Helium II. má asi 3milionkrát větší vodivost než helia I.

Supratekutost izotopu ^3He byla objevena až v 70. letech a vykazuje až tři různé supratekuté fáze. Oba izotopy jsou za vysokých teplot vzájemně rozpustné.

Neon ($_{10}\text{Ne}$)

Neon je stejně jako helium bezbarvý plyn bez chuti a zápachu, je druhým nejrozšířenějším vzácným plynem v zemské atmosféře. Neon je tvořen 10 protony a má tři stabilní izotopy – ^{20}Ne , ^{21}Ne , ^{22}Ne . Kromě těchto stabilních izotopů má neon 17 nestabilních, které se přeměňují na další nuklidy.

Argon ($_{18}\text{Ar}$)

Argon má stejné základní vlastnosti jako helium a neon. Ve vodě je rozpustnější než kyslík, lépe se rozpouští v nepolárních organických rozpouštědlech. Argon má tři stabilní izotopy z celkových 24 známých (^{36}Ar , ^{38}Ar , ^{40}Ar), izotop ^{39}Ar patří mezi nejstabilnější radioaktivní izotopy s poločasem přeměny 269 let.

Krypton ($_{36}\text{Kr}$)

Krypton je také bezbarvý plyn, bez chuti a zápachu, sloučeniny tvoří pouze s fluorem a kyslíkem. Je dobře rozpustný ve vodě a v nepolárních organických rozpouštědlech. Krypton má šest stabilních izotopů a 27 radioizotopů.

Xenon ($_{54}\text{Xe}$)

Xenon je bezbarvý, bez chuti a zápachu. Tvoří nestálé sloučeniny s fluorem, chlorem a kyslíkem, které jsou silnými oxidačními činidly. Je dobře rozpustný ve vodě a v nepolárních rozpouštědlech. Xenon má 32 umělých radioizotopů a devět stabilních izotopů. Izotop s nukleovým číslem 133 se využívá ve zdravotnictví, při zjišťování funkce plic nebo zobrazení mozku.

Radon ($_{86}\text{Rn}$)

Radon je plyn bez barvy, chuti a zápachu. Vzniká při rozpadu radia a uranu, tvoří sloučeniny s fluorem, chlorem a kyslíkem. Je dobře rozpustný ve vodě a nepolárních organických rozpouštědlech. Nemá žádný stabilní izotop, je radioaktivní.

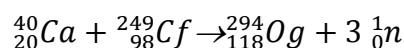
Využívá se k zjišťování stáří vod v geologii. Při zvýšeném obsahu radonu narůstá nebezpečí rakoviny plic. ^{222}Rn má nejdelší poločas rozpadu (3,825 dní) a dále se rozpadá na

polonium, olovo a bismut. Radon se může dostávat do budov z podloží, kde je jeho zvýšená koncentrace. Podle výzkumu Státního ústavu radiální ochrany z roku 2007, se nejvíce radonu vyskytuje na rozhraní středočeského a jihočeského kraje a v okolí města Třebíč.

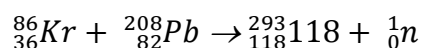
Oganesson ($_{118}\text{Og}$)

Byl poprvé syntetizován v moskevském Dubnu, v Rusku s pomocí vědců z Livermore v Californii. Název získal podle J. C. Oganessjana, který se podílel na první syntéze toto prvku.

Prvek byl objeven v roce 2002, publikován byl v roce 2006.



Ovšem poprvé byla tato syntéza publikována v roce 1999. Byla uskutečněna v Darmstadtu, ale jelikož se nepovedlo syntézu provést opakovaně, nebylo možné ji považovat za úspěšnou.



Název vzešel v planost 8. 11. 2016, po návrhu IUPACu.

Elektronegativita

Elektronegativita je definována jako schopnost poutat atomy. Tuto definici ovšem nemůžeme použít u vzácných plynů, jelikož mají vysoké hodnoty elektronegativity, ale nechtějí tvořit sloučeniny. Proto se využívá druhé definice, která říká, že elektronegativita je součet elektronové afinity a ionizační energie, dělené dvěma.

Neon má vysokou hodnotu ionizační energie a nulovou hodnotu elektronové afinity, proto ve výsledku má vyšší elektronegativitu než fluor, který byl považován do roku 2002 za prvek s nejvyšší elektronegativitou.

V některých starších chemických tabulkách se stále neudává elektronegativita vzácných plynů.

Helium – 5; neon – 4,5; argon – 3,5; krypton 3,2 a xenon 2,5.

Tabulka 1: Fyzikální vlastnosti vzácných plynů (Lásko, 2013)

Plyn	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Teplota varu (K)	4,2	27,1	87,3	119,7	165,0	211,0
Teplota varu (°C)	- 269,0	- 246,1	- 185,9	- 153,5	- 108,2	- 62,2
Teplota tání (K)	-	24,5	83,8	115,9	161,0	202,0
Teplota tání (°C)	-	- 248,7	- 189,4	- 157,3	- 112,2	- 71,2

Hustota (kg/m ³)	0,178	0,900	1,784	3,749	5,897	9,730
------------------------------	-------	-------	-------	-------	-------	-------

Výskyt v přírodě

Helium se nachází v plynných uhlovodících, v uhlí a zemní plynu. Jádra helia jsou α částice, které doprovází všechny jaderné reakce.

Argon tvoří atmosféru (asi 1 %).

Radon se vyskytuje v podloží, vzniká rozpadem uranu.

Sloučeniny

Sloučeniny vzácných plynů byly zkoumány hlavně u xenonu, jelikož ten má největší předpoklad k tvorbě sloučenin. Tvoří nejvíce sloučenin od oxidačního čísla II až VII. Pravděpodobně existují i fluoridy radonu, oproti tomu sloučeniny helia a neonu nejsou známy. Do roku 1962 byly známy pouze klathráty, jakožto sloučeniny vzácných plynů.

Klathráty

Klathráty jsou sloučeniny nestechiometrického složení, pouze s ideálním složením. Tyto sloučeniny jsou celkem stálé a dokáží uvolňovat plyny při tání nebo rozpouštění. Nejvíce známé jsou tvořené kryptonem, xenonem a argonem společně s hydrochinonem a vodou. Neon a helium klathráty netvoří. Získáváme je krystalizací za přítomnosti vzácného plynu při tlaku 1 – 4 MPa.

Získaná sloučenina je tvořena hydrochinonem, který je spojen vodíkovými vazbami v krystalové mřížce a uvnitř je vmezeřena molekula plynu. Mezi nimi jsou slabé vazebné van der Waalsovy síly.

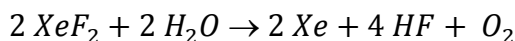
Pomocí klathrátů dokážeme skladovat a pracovat se vzácnými plyny.

Halogenidy

První pokusy slučování xenonu se povedly s fluorem, se kterým vytvořil fluoridy. Tyto sloučeniny byly prováděny za nízkých teplot, v elektrickém výboji, ale také i za zvýšené teploty a tlaku. Tyto fluoridy jsou bezbarvé, krystalické látky. Získáváme je přímou syntézou s upravenými podmínkami.

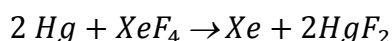
XeF₂ – fluorid xenonový

- připravuje se zahříváním fluoru s xenonem (při 400 °C v niklové nádobě)
- bílá krystalická látka
- fluorační činidlo, roztok je silné oxidační činidlo
- při přítomnosti zásady dochází k okamžitému rozkladu

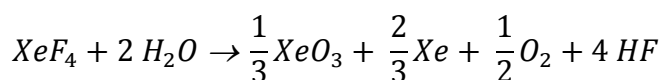


XeF₄ – fluorid xeničitý

- připravuje se zahříváním xenonu a fluoru v poměru 1:5 (při 400 °C, v niklové nádobě, za tlaku 0,6 MPa)
- bílá krystalická látka, lehce sublimovatelná
- silnější fluorační činidlo



- reakcí s vodou vzniká oxid xenonový

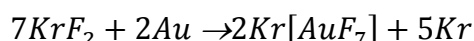


XeF₆ – fluorid xenonový

- připravuje se zahříváním xenonu a fluoru v poměru 1:20 (na 250 až 300 °C, v niklové nádobě při 5 až 6 MPa)
- krystalická pevná látka
- těkavější než předešlé dva fluoridy
- pevný je bezbarvý, kapalný a plynný je žlutý
- silnější oxidační činidlo

KrF₂ – difluorid kryptnatý

- těkává, bezbarvá, pevná látka
- vzniká účinkem elektrického výboje
- tepelně nestabilní, rozkládá se při normální teplotě
- rychleji rozkládá vodu i bez přítomnosti hydroxidů
- při laboratorní teplotě se slučuje se zlatem a oxiduje jej



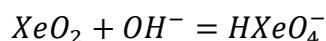
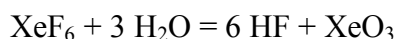
KrF₄ – fluorid kryptoničitý

Oxidy

Díky sloučení xenonu s fluorem, za vzniku fluoridu xenonového se podařilo připravit další kyslíkaté sloučeniny.

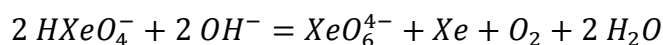
XeO₃ – oxid xenonový

- vzniká hydrolyzou XeF₆ pomocí vodní páry
- explozivní, bezbarvá, krystalická látka
- reaguje s koncentrovanými roztoky silných zásad



XeO₄ – oxid xenoničelý

- vznik z xenoničelanů, explozivní
- nestabilní plynná látka



Kyseliny a soli

H₂XeO₄ – kyselina xenonová

BaKrO₄ – kryptonan barnatý

Další sloučeniny

XeO₂F₂ – difluorid-dioxid xenonový

XeOF₄ – tetrafluorid-oxid xenonový

XeOF₂ – difluorid-oxid xenoničitý

Xe(OH)₂ – hydroxid xenonový

fluoroxenonany

Cs[XeF₇] – heptafluoroxenonan cesný

Cs₂[XeF₈] – oktafluoroxenonan discesný

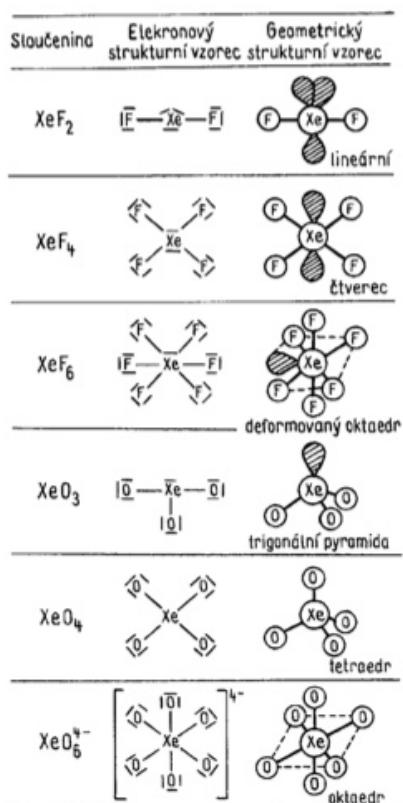
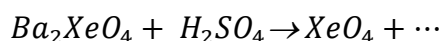
Rb[XeF₇] – heptafluoroxenonan rubidný

xenoničelany alkalických kovů a kovů alkalických zemin

Na₄XeO₆.nH₂O – n-hydrát xenoničelanu sodného

K₄XeO₆.9H₂O – nonahydrát xenoničelanu draselného

Ba₂XeO₆.1,5H₂O – seskvihydrát xenoničelanu barnatého



Obrázek 2: Strukturní vzorce sloučenin xenonu (Prof. Dr. Inf. Jiří Klikorka, 1989)

Laboratorní příprava a výroba

Všechny vzácné plyny se získávají frakční destilací zkapalněného vzduchu. Helium se vyrábí zkapalněním zemního plynu, ve kterém musí být obsah helia více než 0,2 obj. %. Dochází ke kondenzaci a zbytek helia se následně dočišťuje.

Radon získáváme z chloridu radnatého, který se po delší době v uzavřeném prostoru rozdělí na Rn , H_2 a O_2 . Radon se odstraní kapalným dusíkem, nebo se vyčistí aktivním uhlím.

Význam a užití

Helium se využívá v raketové technice a v urychlovačích. Nahradil vodík v balónech, protože není hořlavý, díky čemuž nemůže dojít ke vznícení. Je poměrně drahý, proto se využívá pouze v meteorologických balónech. V turistických balónech se používá horkého vzduchu.

Dále se využívá s pomocí kyslíku a dusíku k plnění lahví pro potápěče. Tato směs zmenšuje riziko vzniku kesonové nemoci, která vzniká při výstupech potápěčů k hladině.

Výboj helia má žlutou barvu a ve směsi s neonem se využívá k plnění reklamních osvětlovačů.

Argon nahrazuje helium v ochranné atmosféře při svařování a při práci s hořlavinami. Dále se využívá v analytické chemii jako indukčně vázené plazma (ICP), díky kterému se zvyšuje přesnost v analytických laboratořích. Využívá se argonové plazma, do kterého se přidává kapalný vzorek, u kterého chceme zjistit například vlnovou délku.

Radon je zdrojem α záření, má ovšem krátký poločas rozpadu. Využívá se při léčení nemocí pohybového aparátu. Pomocí radonové vody se v lázních Jáchymov léčí už několik desítek let. Využívá se izotopu 222, který vyvěrá v hlubinách Krušných hor a rozpuští se v podzemní vodě. Energie z vody stimuluje regeneraci tkání, likviduje škodlivé stresory, zvyšuje tvorbu hormonů a napomáhá imunitě.

Ovšem při větším působení je radon stále nebezpečný.

Krypton se využívá k vyšetřování plic v nukleární medicíně.

Neon, argon, krypton a xenon byly dříve používány v žárovkách, dnes je jejich využití pouze v reklamním průmyslu, při výrobě výbojek. Helium je červené, neon oranžový, argon modrý, krypton fialový a xenon modro-fialový.

Seznam obrázků

Obrázek 1: Vzácné plyny, periodická tabulka prvků (Helmenstine, 2015).....	3
Obrázek 2: Strukturální vzorce sloučenin xenonu (Prof. Dr. Inf. Jiří Klikorka, 1989).....	10

Seznam tabulek

Tabulka 1: Fyzikální vlastnosti vzácných plynů (Lásko, 2013)	6
--	---

Bibliografie

- Air Products. (2017). *Air Products*. Načteno z Air Products: <http://www.airproducts.cz/industries/Analytical-Laboratories/analytical-lab-applications/product-list/inductively-coupled-plasma-icp-analytical-laboratories.aspx?itemId=8E471387439C4B518218FC44F3748E3D>
- Břížd'ala, M. J. (nedatováno). *e-chembook, multimediální učebnice chemie*. Načteno z E-ChemBook: <http://e-chembook.eu/vzacne-plyny>
- Doc. RNDr. Luděk Jančář, C. (2013). *Periodická soustava prvků*. Brno: Masarykova univerzita.
- Helmenstine, T. (1. Leden 2015). *Science notes*. Načteno z Science notes: <https://sciencenotes.org/printable-periodic-table-chart-2015/>
- Lásko, J. (2013). *Vzácné plyny ve výuce na středních školách*. Univerzita Palackého v Olomouci. Olomouc: Univerzita Palackého.
- Léčebné lázně Jáchymov a.s. (2017). *Léčebné lázně Jáchymov a.s.* Načteno z Lázně Jáchymov: <https://www.laznejachymov.cz/cim-lecime/>
- N. N. Greenwood, A. E. (1993). *Chemie prvků*. (C. prof. Ing. František Jursík, Překl.) Praha: Informatorium.
- Prof. Dr. Inf. Jiří Klikorka, D. P. (1989). *Obecná a anorganická chemie*. Praha: Nakladatelství technické literatury Alfa.
- Prvky*. (2009-2017). Načteno z Prvky: <http://www.prvky.com/36.html>
- Skupina supratekutosti. (nedatováno). *Skupina supratekutosti*. (D. prof. RNDr. Ladislav Skrbek, Producent) Načteno z Superfluid: <https://superfluid.cz/supratekutost>
- Vzácné plyny. (4. 10. 2017). *Wikipedie: Otevřená encyklopedie*. Získáno 10:53, 2. 12. 2017 z https://cs.wikipedia.org/w/index.php?title=Vz%C3%A1cn%C3%A9_plyny&oldid=15393941.