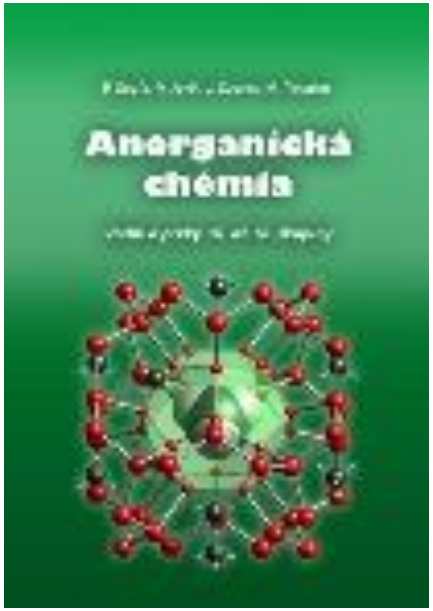
Prednáška č. 11

Prvky 18. skupiny
Vzácne plyny

Doc. Ing. Jozef Švorec, PhD

CHEMAT, 15. 11. 2026



STU
FCHPT
SLOVENSKÁ TECHNICKÁ
UNIVERZITA V BRATISLAVE
FAKULTA CHEMICKEJ
A POTRAVINÁRSKEJ TECHNOLÓGIE

Kapitola 2 str. 106

18. skupina - Vzácne plyny
Postavenie v tabuľke

- Patria medzi *p*-prvky
- Všetky sú nekovy

1												13	14	15	16	17	18
H	2																He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
Lantanoidy		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Aktinoidy		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

$_{2}$He¶
$1s^{2}$¶
–¶

$_{10}$Ne¶
$2s^{2}2p^{6}$¶
–¶

$_{18}$Ar¶
$3s^{2}3p^{6}$¶
–¶

$_{36}$Kr¶
$4s^{2}4p^{6}$¶
II¶

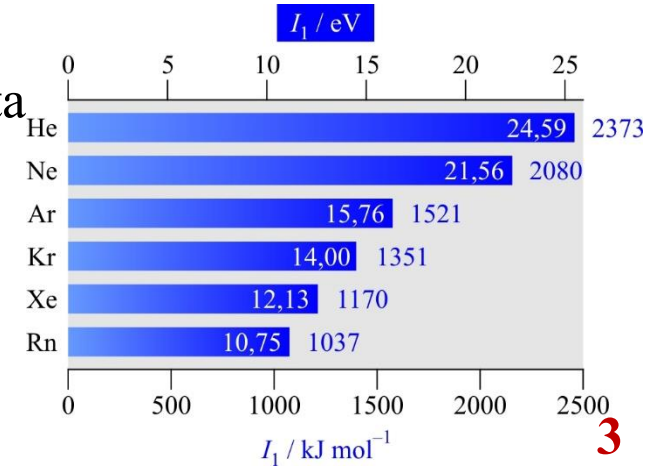
$_{54}$Xe¶
$5s^{2}5p^{6}$¶
II,·IV,·
VI,·VIII¶

$_{86}$Rn¶
$6s^{2}6p^{6}$¶
II¶

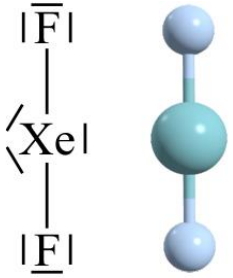
Atómové vlastnosti vzácnych plynov

Vlastnosť	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
elektrónová afinita, A_1 / kJ mol^{-1}	0	30	32	39	41	41
prvá ionizačná energia, I_1 / kJ mol^{-1}	2373	2080	1521	1351	1170	1037
atómový polomer, r_a / pm	29,9	32,0	66,0	80,0	94,0	150

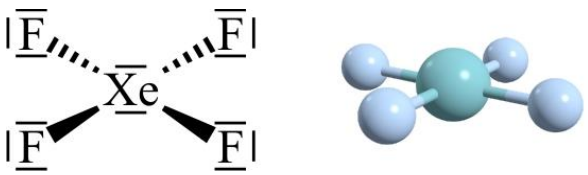
- Elektrónová konfigurácia valenčnej vrstvy: **$1s^2$ (He)** či **ns^2np^6** –» **nízka reaktivita**
- Vzácne plyny sa vyskytujú len v podobe samostatných molekúl
- Reaktivita prvkov stúpa smerom zhora nadol, Xe má najbohatšiu chémiu
- Tvorba aniónov je nepravdepodobná
- Tvorba katiónov či zlúčenín v kladných oxidačných sta
  v prípade ťažších prvkov (Kr, Xe, Rn), najmä Xe
- He, Ne a Ar netvoria neutrálne zlúčeniny
  (iba molekulové ióny typu $NeAr^+$, ArH^+)



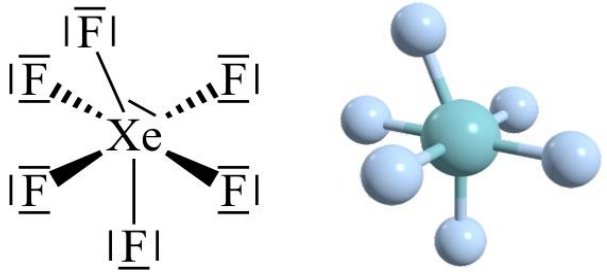
Tvary molekulových zlúčenín či aniónov xenónu = triumf VSEPR



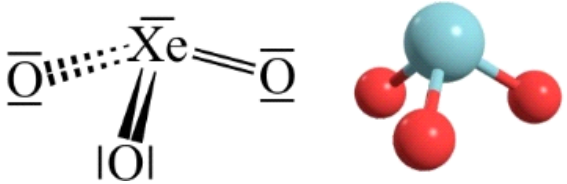
XeF_2



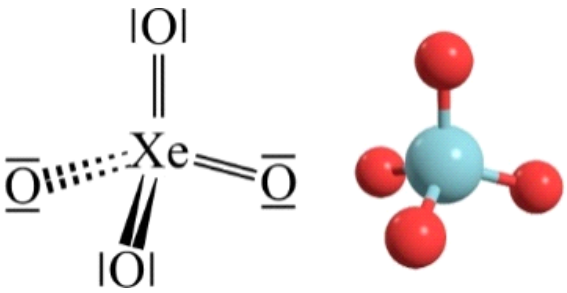
XeF_4



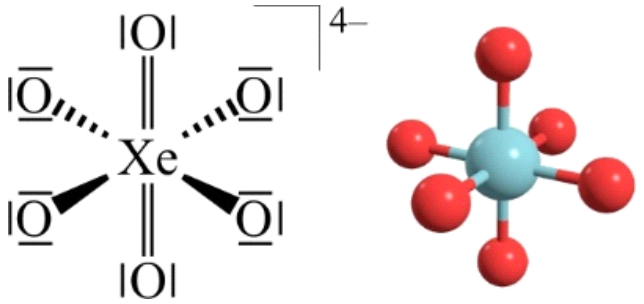
XeF_6



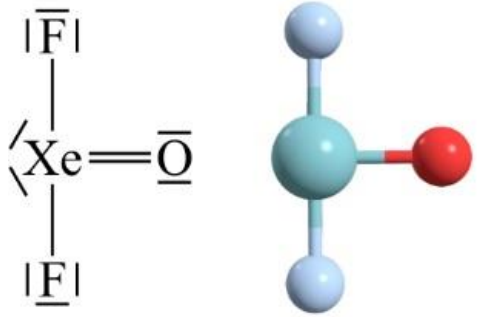
XeO_3



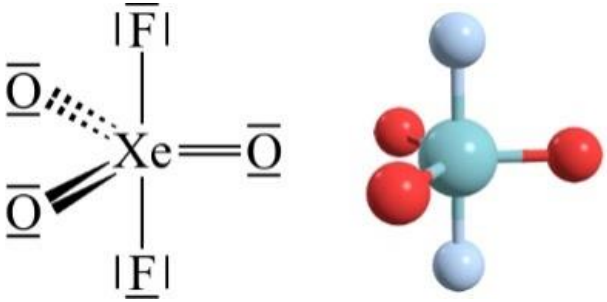
XeO_4



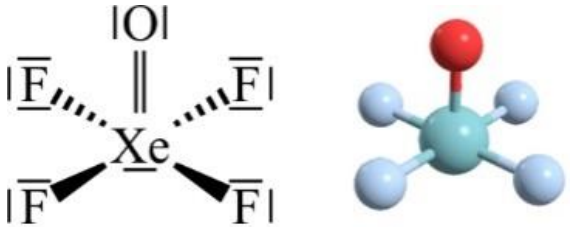
XeO_6^{4-}



XeF_2O



XeF_2O_3



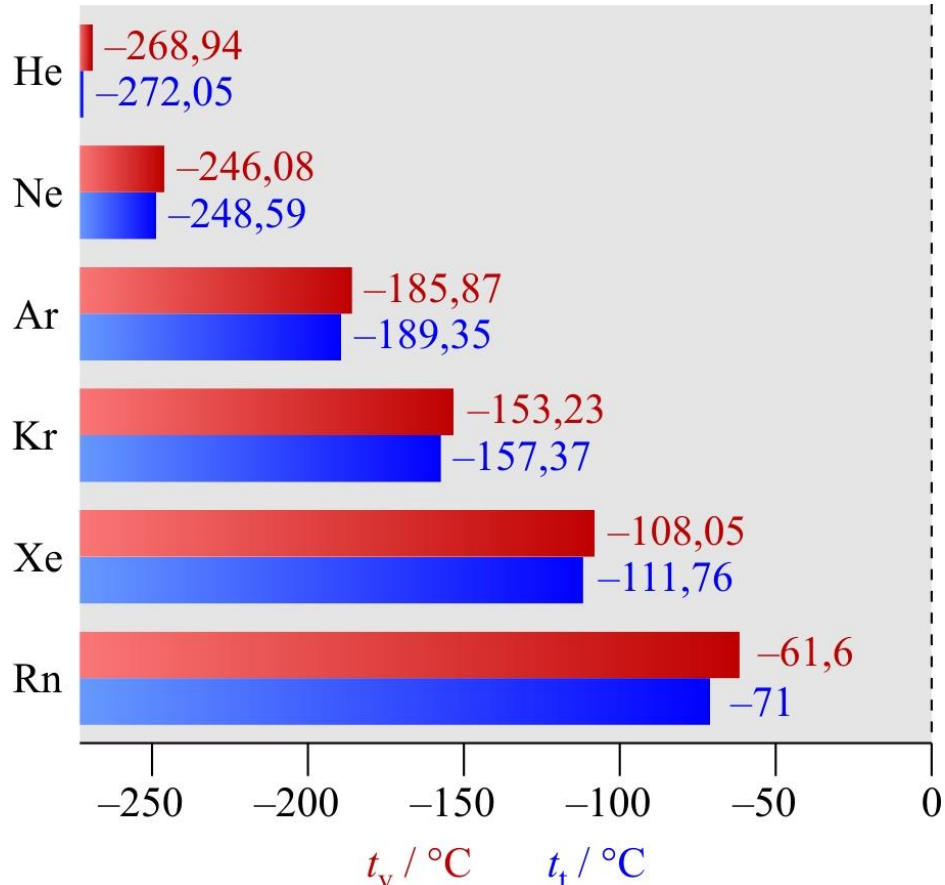
XeF_4O

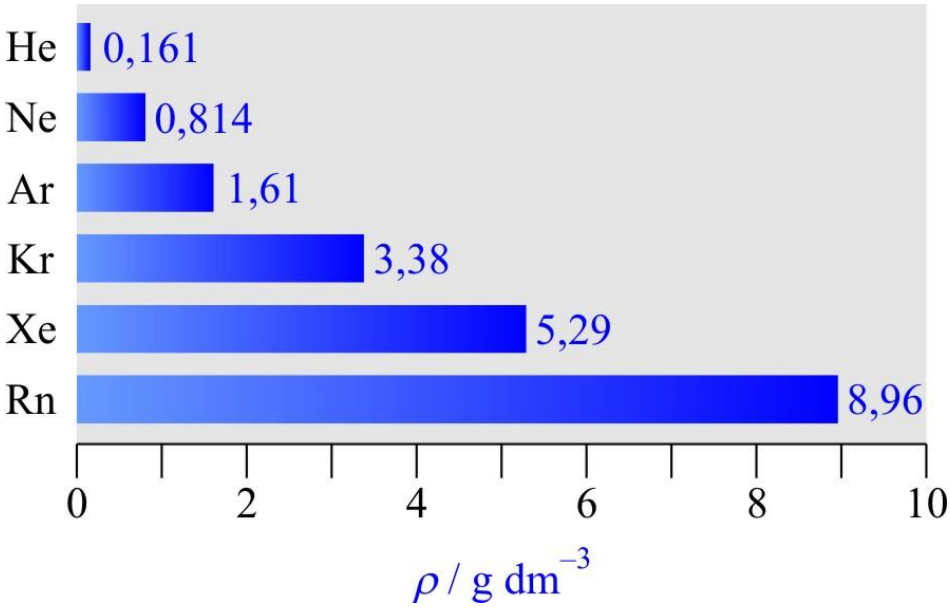
Látkové vlastnosti vzácnych plynov

- Sú to bezfarebné jednoatómové plyny, bez zápachu, nehoria. Vyskytujú sa v atmosfére (najviac Ar)

- Majú veľmi nízke teploty topenia (He = 4,2K) a varu ⇒ vplyv disperzných síl

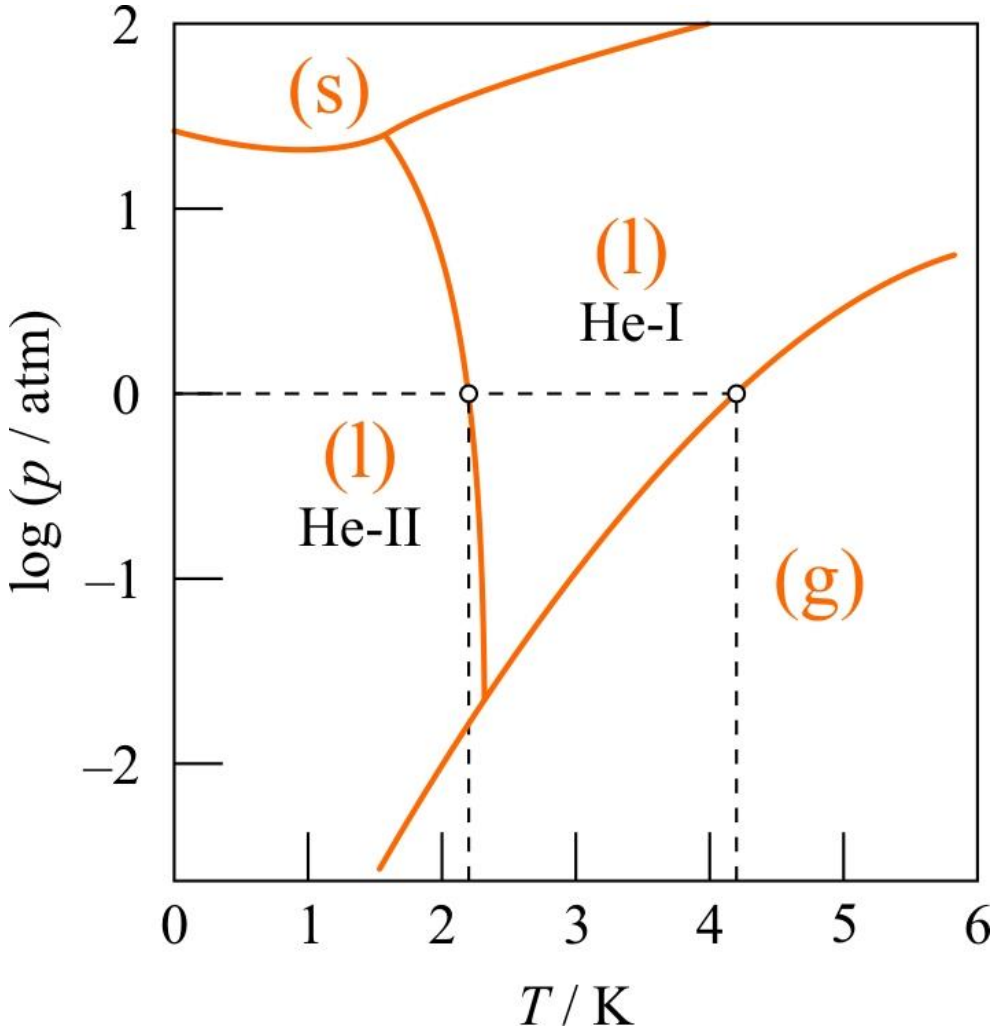
- Nárast hustoty vplyvom vzrastu molovej hmotnosti (vplyv disperzných síl)





Jedinečné vlastnosti hélia pri nízkych teplotách

- He je kvapalné len pri nízkej T
- Tuhne iba pri vyšších tlakoch



- Pri 1 atm. He(g) kondenzuje pri 4,2 K za tvorby **He-I**(l). Pod 2,2 K vzniká **He-II**(l).
- **He-II**(l) je vynikajúci vodič tepla, má takmer nulovú vizkozitu - je **supratekutý**

Výskyt, výroba a použitie vzácnych plynov

- Všetky vzácne plyny sa vyskytujú v atmosfére (najviac Ar)

Vzácny plyn	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Výskyt (mólové %)	0,00052	0,0015	0,93	0,00011	0,0000087	stopy

- Veľký výskyt ^{40}Ar v prírode spôsobuje rádioaktívny rozpad ^{40}K.

- Najviac komerčne využívané vzácne plyny sú He a Ar.

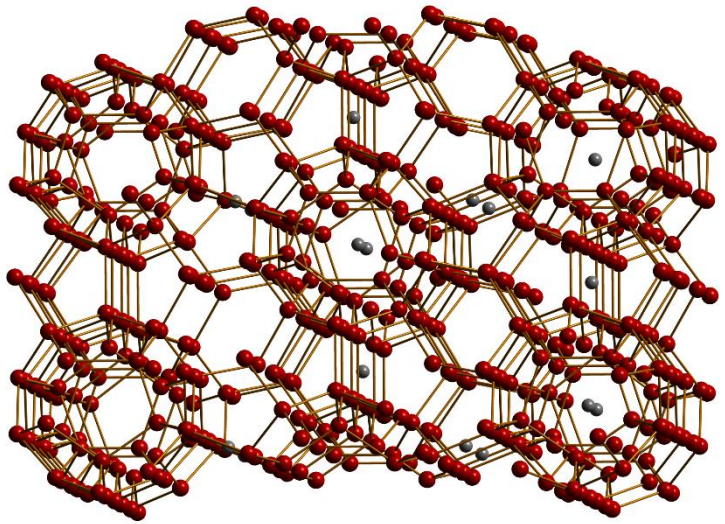
- He – vyskytuje sa v podzemných náleziskách zemného plynu (USA, Kanada) ako dôsledok radioaktívneho rozpadu ťažkých prvkov.
  - ✓ He(g) sa používa na plnenie balónov či pneumatík lietadiel (nízka hustota a nehorľavosť).
  - ✓ He(l) sa používa ako chladiace médium na dosiahnutie nízkych teplôt napr. pre supravodivé magnety (NMR, MRI), chladiace médium v jadrových reaktoroch

- Ostatné vzácne plyny (okrem He a Rn) sa získavajú ako vedľajšie produkty pri destilácii skvapalneného vzduchu.

Zlúčeniny vzácnych plynov

- Nie sú známe žiadne zlúčeniny He, Ne a Ar (za štandardných podmienok) s výnimkou klatrátov (napr. atómy He a Ne môžu byť uchytené v štruktúre fullerénu či ľadu)

- **Klatráty (**kryštalické látky typu hosť-hostiteľ**)** približného zloženia **X·6H_2O** (X = Ar, Kr a Xe), v ktorých sú atómy vzácnych plynov (hosť) „uzamknuté“ v kryštálovej štruktúre ľadu (hostiteľ) bez prítomnosti chemickej väzby.



- U Kr je známa len jedna stabilná neutrálna molekula KrF_2 (avšak sú známe aj katióny KrF^+ a $Kr_2F_3^+$).

- Xe je prvkom s najbohatšou chémiou, ktorý vytvára viacero zlúčenín s F a O. Navyše boli pripravené aj zlúčeniny s väzbami Xe–N a Xe–C ako napr. $(C_6F_5)Xe$.

Zlúčeniny Xenónu

- Príprava zlúčenín Xe:

Bartlett (1962) si uvedomil, že $I_1(\text{Xe}) = 1170\ \text{kJ mol}^{-1}$ a $I_1(O_2) = 1177\ \text{kJ mol}^{-1}$

$$O_2(g) + PtF_6(g) \rightarrow O_2^+[PtF_6]^-(s)$$

$$Xe(g) + PtF_6(g) \rightarrow Xe^+[PtF_6]^-(s)$$

✓ v súčasnosti sa predpokladá, že produktom je zmes zlúčenín, obsahujúcich XeF^+.

Fluoridy xenónu

- Xenón tvorí tri biele tuhé fluoridy XeF_2, XeF_4 a XeF_6

$Xe(g) + F_2(g) \rightarrow XeF_2(g)$	400 °C, 100 kPa, nadbytok Xe
$Xe(g) + 2\ F_2(g) \rightarrow XeF_4(g)$	600 °C, 600 kPa, mólový pomer Xe : F_2 = 1 : 5
$Xe(g) + 3\ F_2(g) \rightarrow XeF_6(g)$	300 °C, 6000 kPa, mólový pomer Xe : F_2 = 1 : 20

Vlastnosť	XeF_2	XeF_4	XeF_6
teplota topenia, t_t / °C	140	117	49
$\Delta_f H°$(s, 298 K) / kJ mol^{-1}	–163	–277	–338

- fluoridy Xe sú termodynamicky stabilné zlúčeniny

- Všetky tri fluoridy sú silné oxidovadlá a fluorinačné činidlá ($XeF_6 > XeF_4 > XeF_2$)

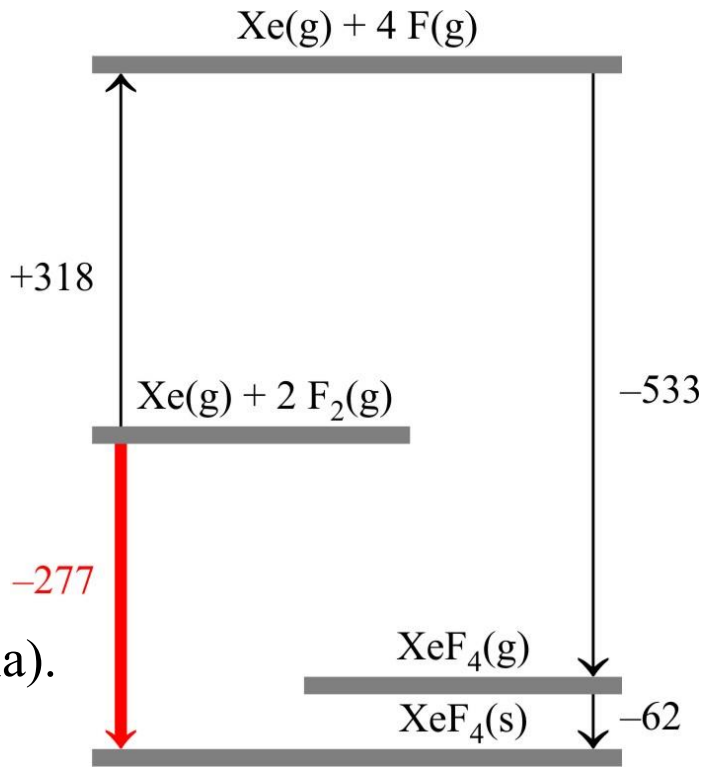
Termodynamický aspekt tvorby XeF_4

- Fluoridy Xe sú izoelektrónové so známymi polyhalogenidovými aniónmi.

Halogenid xenónu	Počet elektrónových párov stredového atómu	Polyhalogenidové anióny jódu
XeF_2	5	IF_2^-
XeF_4	6	IF_4^-
XeF_6	7	IF_6^-

Rovnica tvorby XeF_4:

$$Xe(g) + 2\ F_2(g) \rightarrow XeF_4(s)$$



- zmena entropie je záporná
- Záporná Gibbsova energia XeF_4 vyplýva zo zápornej zmeny entalpie (exotermická reakcia).

Reakcie fluoridov xenónu

- Fluoridy Xe vo vode hydrolyzujú rozdielne:
  - ✓ XeF_2 a XeF_4 redoxne rozkladajú vodu za vývoja kyslíka

$$2\ XeF_2(s) + 2\ H_2O(l) \rightarrow 2\ Xe(g) + O_2(g) + 4\ HF(aq)$$

$$6\ XeF_4(s) + 12\ H_2O(l) \rightarrow 4\ Xe(g) + 3\ O_2(g) + 2\ XeO_3\ (aq) + 24\ HF(aq)$$

- ✓ Termodynamicky stabilnejší XeF_6 hydrolyzuje v dvoch stupňoch bez oxidačno-redukčných zmien

$$XeF_6(s) + H_2O(l) \rightarrow XeF_4O(l) + 2\ HF(aq)$$

$$XeF_4O(l) + 2\ H_2O(l) \rightarrow XeO_3(s) + 4\ HF(aq)$$

- Fluoridy Xe sú silné fluoračné činidlá:

$$XeF_4(solv) + Pt(s) \xrightarrow{HF(l)} PtF_4(solv) + Xe(g)$$

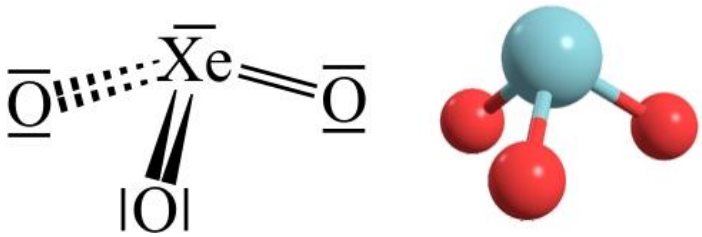
$$XeF_4(solv) + 2\ SF_4(g) \xrightarrow{HF(l)} 2\ SF_6(g) + Xe(g)$$

- Fluoridy Xe s kovalentnými oxidmi podliehajú metatetickým reakciám:

$$2\ XeF_6(g) + 3\ SiO_2(s) \rightarrow 2\ XeO_3(s) + 3\ SiF_4(aq)$$

Oxid xenónový XeO_3

- XeO_3 bezfarebná hygroskopická tuhá látka, výbušná, silné oxidačné činidlo
- pripravuje sa hydrolýzou XeF_6:



$$XeF_6(s) + H_2O(l) \rightarrow XeF_4O(l) + 2\ HF(aq)$$

$$XeF_4O(l) + 2\ H_2O(l) \rightarrow XeO_3(s) + 4\ HF(aq)$$

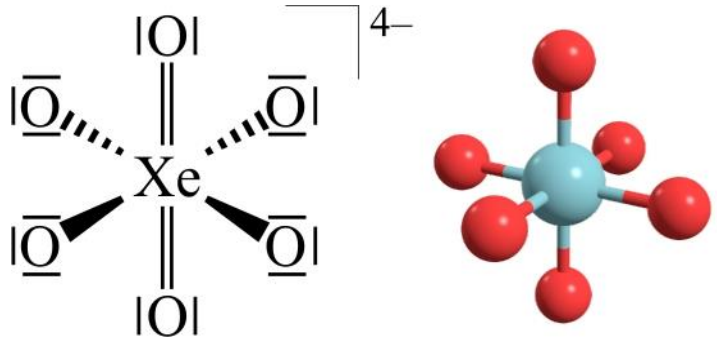
- XeO_3 reaguje so zriedenou zásadou za tvorby $HXeO_4^-$, ktorý následne ľahko disproporcionuje na Xe(g) a $XeO_6^{4-}(aq)$

$$XeO_3(s) + OH^-(aq) \rightarrow HXeO_4^-(aq)$$

$$2\ HXeO_4^-(aq) + 2\ OH^-(aq) \rightarrow XeO_6^{4-}(aq) + Xe(g) + O_2(g) + 2\ H_2O(l)$$

Xenoničelany(4-), XeO_6^{4-}

Anión XeO_6^{4-} je izoelektrónový s IO_6^{5-}.



Xenoničelany(4-) patria medzi najsilnejšie známe oxidačné činidlá:

$$5\ XeO_6^{4-}(aq) + 2\ Mn^{2+}(aq) + 9\ H_3O^{+}(aq) \rightarrow 5\ HXeO_4^{-}(aq) + 2\ MnO_4^{-}(aq) + 11\ H_2O(l)$$

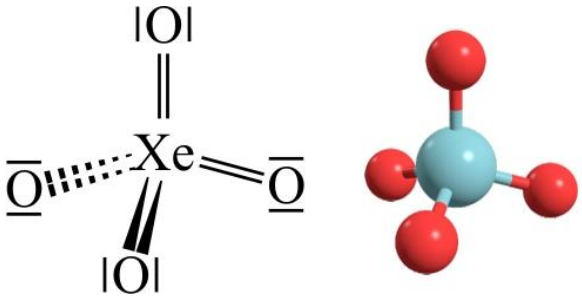
Soli alkalických kovov (M_4XeO_6) a kovov alkalických zemín (M_2XeO_6) tvoria bezfarebné kryštalické látky.

Oxid xenóničitý XeO_4

- Žltá tuhá látka, ktorá ľahko sublimuje na žltý explozívny plyn

- Príprava XeO_4:

$$Ba_2XeO_6(s) + 2\ H_2SO_4(konc) \rightarrow 2\ BaSO_4(s) + XeO_4(g) + 2\ H_2O(l)$$



- "xenónový deficit" = nízka hladina Xe v atmosfére: Xe vzniknutý rádioaktívnym rozkladom v hĺbkach Zeme, namiesto difúzie na povrch, nahrádza tetraedricky viazaný Si v kremičitanových štruktúrach pri extrémnych teplotách a tlakoch.