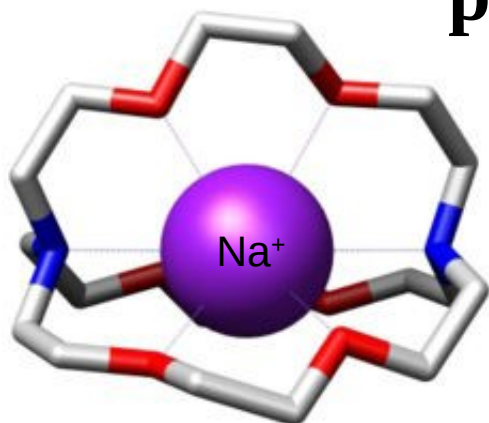
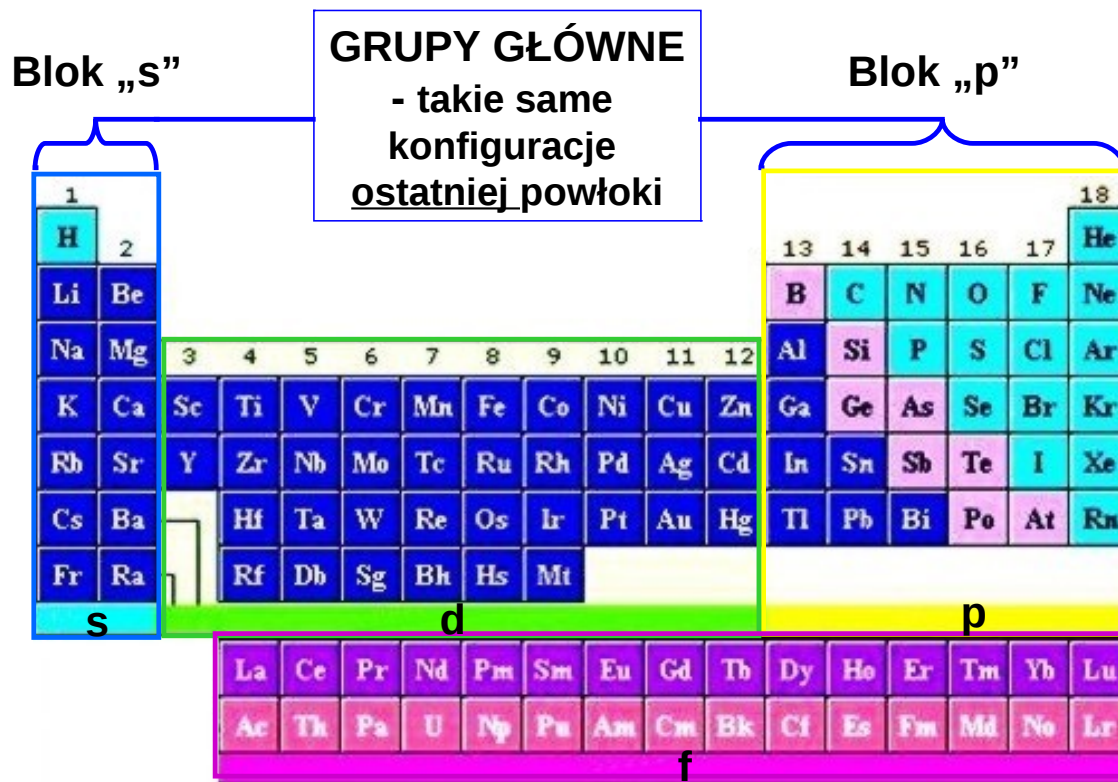




Podstawowe typy związków chemicznych pierwiastków grup głównych



CHEMIA NIEORGANICZNA – PODSTAWY





WODORKI – połączenia pierwiastków z wodorem

$$\chi_H = 2,20$$

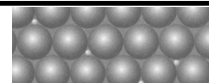
Możliwe stopnie utlenienia wodoru: **+1** i **-1**,
zależnie od elektroujemności drugiego pierwiastka

Wodorki pierwiastków grup głównych

GRUPA		1	2	13	14	15	16	17
OKRES		LiH	BeH ₂	B ₂ H ₆	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
		NaH	MgH ₂	(AlH ₃) _x	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
		KH	CaH ₂	Ga ₂ H ₆	GeH ₄	AsH ₃	H ₂ Se	HBr
		RbH	SrH ₂	InH ₃	SnH ₄	SbH ₃	H ₂ Te	HI
		CsH	BaH ₂	TlH ₃	PbH ₄	BiH ₃	H ₂ Po	HAt
		Wodorki typu soli		Wodorki kowalencyjne				

Wodorki

Połączenia wodoru z



Atomy wodoru w lukach



Wodorki typu soli – wodorki z pierwiastkami o wyrażnie mniejszej elektroujemności

Synteza: $2K + H_2 = 2KH$ (ogrzewanie metalu w wodorze)

Właściwości: – białe, krystaliczne substancje o strukturze NaCl

– energiczna reakcja z wodą $KH + H_2O = 2KOH + H_2$

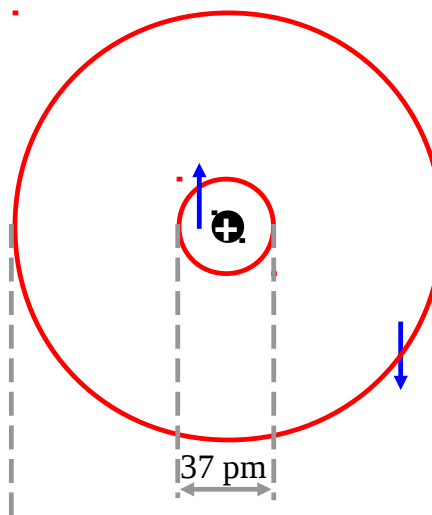
$CaH_2 + H_2O = CaO + 2H_2$

– silne reduktory – $E^0 = -2,25V$ dla reakcji $H_2 + 2e^- = 2H^-$

Anion
wodorkowy



$r = 154 \text{ pm}$



Wodór
atomowy

H

$r = 37 \text{ pm}$



Wodorki typu soli – wodorki z pierwiastkami o wyraźnie mniejszej elektroujemności

Synteza: $2K + H_2 = 2KH$ (ogrzewanie metalu w wodorze)

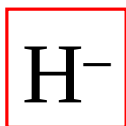
Właściwości: – białe, krystaliczne substancje o strukturze NaCl

– energiczna reakcja z wodą $KH + H_2O = 2KOH + H_2$

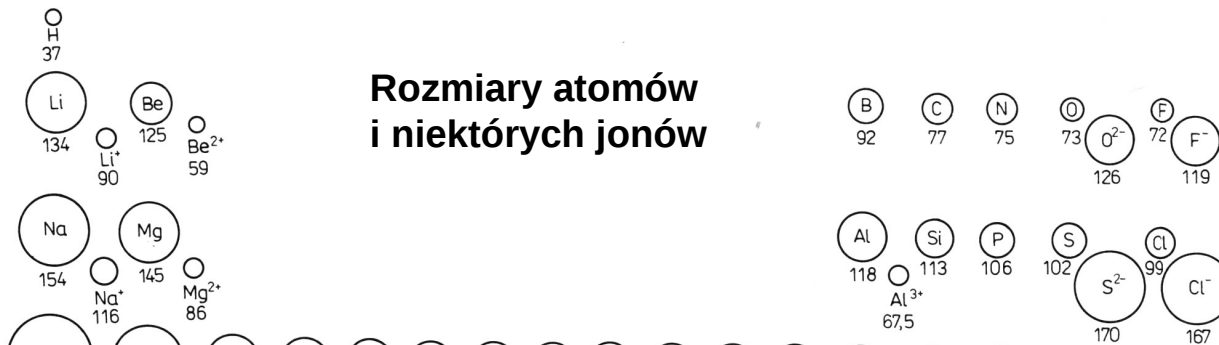
$CaH_2 + H_2O = CaO + 2H_2$

– silne reduktory – $E^0 = -2,25V$ dla reakcji $H_2 + 2e^- = 2H^-$

Anion
wodorkowy



$r = 154 pm$





$$\chi_H = 2.20$$

Wodorki kowalencyjne

– wodorki z pierwiastkami o porównywalnej lub większej elektroujemności

Wodorki pierwiastków II okresu

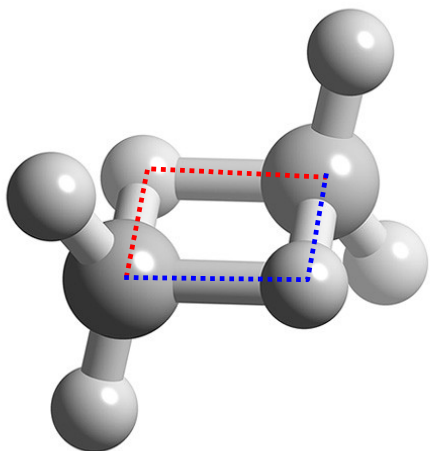
Wzór	Nazwa	χ_X
LiH	– wodorek litu	0,97
BeH ₂	– wodorek berylu	1,47
B ₂ H ₆	– wodorek boru – boran	2,01
BH ₃ -?		
CH ₄	– metan	2,50
NH ₃	– amoniak – azan	3,07
H ₂ O	– woda – oksydan	3,50
HF	– fluorowodór	4,10

↓
polarność wiązania X–H
↓
kwasowość



Wodorki boru - borany

B_2H_6 - diboran



Bilans elektronów walencyjnych

$$2B - 2 \cdot 3 = 6$$

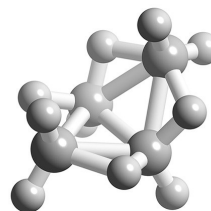
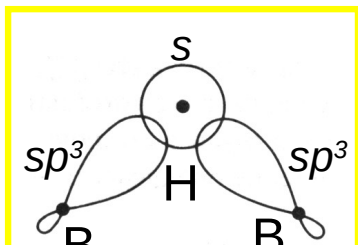
$$6H - 6 \cdot 1 = \frac{6}{12}$$

Bilans elektronów wiążących

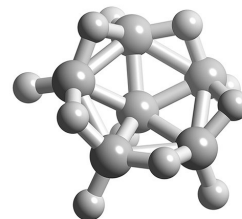
Wiązania końcowe $4 \cdot 2 = 8$

Wiązania mostkowe $2 \cdot 2 = 4$

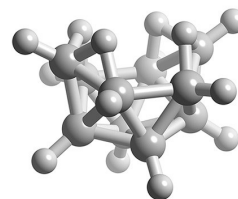
Wiązania trójcentrowe,



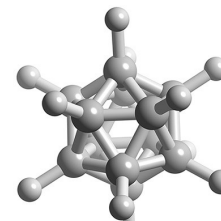
nido-B₄H₁₀



nido-B₆H₁₀



nido-B₁₀H₁₄



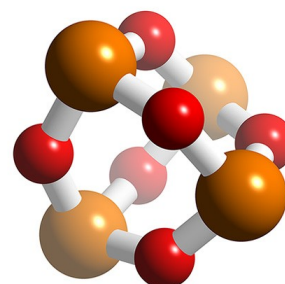
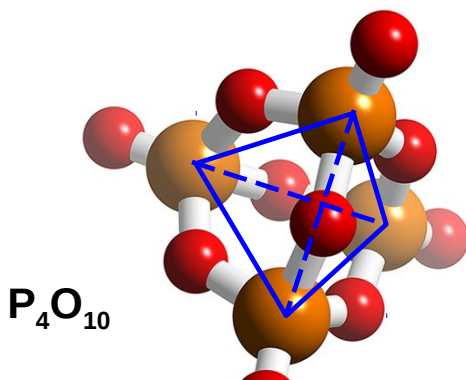
closo-B₁₂H₁₂



TLENKI

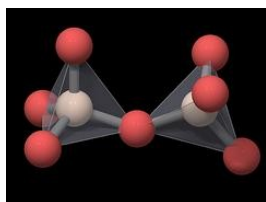
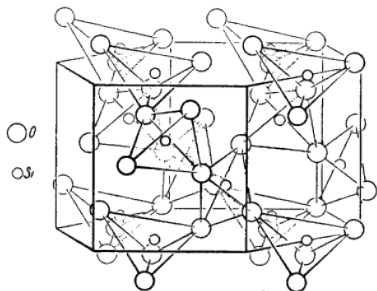
Tlenki pierwiastków III- go okresu na maksymalnych stopniach utlenienia

GRUPA	1	2	13	14	15	16	17
Maks. st. utl.	+1	+2	+3	+4	+5	+6	+7
TLENEK	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃ Korund	SiO ₂ Kwarc	P ₄ O ₁₀ P ₂ O ₅ ?	SO ₃	Cl ₂ O ₇



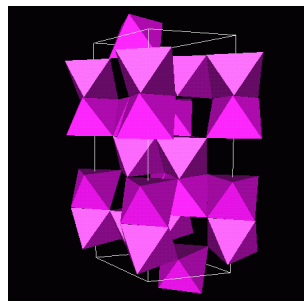


SiO_2 Kwarc



Al_2O_3 Korund

Jony O^{2-} - **oktaedry**



Jony Al^{3+} zajmują 2/3 luk pomiędzy oktaedrami zbudowanymi z anionów O^{2-}

Układ heksagonalny.



Korund + Cr_2O_3 - RUBIN



Korund + TiO_2 - SZAFIR





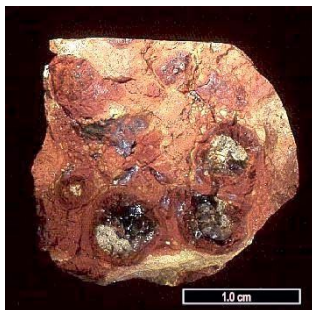
Sztuczne kamienie ozdobne na bazie korundu





Ważniejsze minerały tlenkowe pierwiastków grup głównych

Al



Bemit γ -AlO(OH)

Si



Kwarc SiO_2

Sn



Kasyteryt SnO_2

Sb



Walentynit Sb_2O_3

Bi



Ochra bizmutowa Bi_2O_3



$$\chi_{\text{O}} = 3,50$$

Wiązania chemiczne w tlenkach

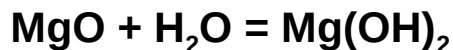
- jonowe **MgO** (Mg^{2+})(O^{2-}) $\chi_{\text{Mg}} = 1,23$
- kowalencyjne **SO₃** $\chi_{\text{S}} = 2,44$

Kwasowo – zasadowe właściwości tlenków

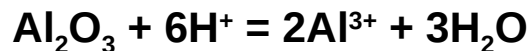
- **tlenki kwasowe** tlenki niemetalu



tlenki zasadowe tlenki metali



tlenki amfoteryczne Al_2O_3



}
bezwodniki
kwasowe lub zasadowe



KWASY

Kwasem jest związek chemiczny, który w wyniku dysocjacji elektrolitycznej odczepia kation wodorowy (H⁺).

- kwasy beztlenowe
 - HCl kwas solny
 - HCN kwas cyjanowodorowy
 - H₂S kwas siarkowodorowy („pruski”)

- kwasy tlenowe (oksokwasy)

- HNO₃ kwas azotowy(V)
- H₂SO₄ kwas siarkowy(VI)
- H₂SO₃ kwas siarkowy(IV)
- H₂CO₃ kwas węglowy
- HClO₄ kwas chlorowy(VII)
- HClO₃ kwas chlorowy(V)
- H₃PO₄ kwas fosforowy(V)

- kwasy organiczne

grupa karboksylowa



kwas mrówkowy



kwas octowy



Moc kwasów - miarą jest stała dysocjacji kwasu K_a



$$K_a = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CN}^-]}{[\text{HCN}]}$$

$$pK_a = -\log K_a$$

<i>Kwas</i>	pK_a	<i>moc</i>
CH₃COOH	4,76	słaby
HNO₂	3,15	średnio mocny
HNO₃	-1,43	mocny
HCIO₄	-1,58	mocny
H₂SO₄	-3 (pKa1)	mocny
	1,99 (pKa2)	średnio mocny



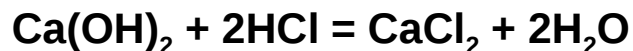
ZASADY (WODOROTLENKI)

Zasadą jest związek chemiczny, który w wyniku dysocjacji elektrolitycznej podwyższa stężenie jonów OH^- .

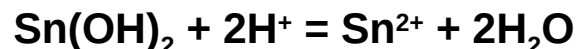
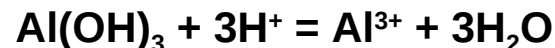
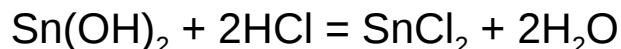
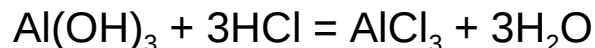


Wodorotlenkiem jest związek chemiczny, od którego w wyniku dysocjacji elektrolitycznej odłącza się anion OH^- .

- wodorotlenki zasadowe - reagują tylko z kwasami



- wodorotlenki amfoteryczne - reagują z kwasami i z zasadami



**SOLE**

Sole, związki zawierające w cząsteczce kation (kationy metalu (lub grupę NH_4^+) i anion (aniony) reszty kwasowej.

Sole, związki chemiczne powstające w wyniku reakcji zobojętniania kwasów i zasad.

Nazwy soli wyprowadza się z nazwy kwasu stosując końcówki:

- beztlenowego –ek lub –ik
- tlenowego –an

Typy soli

- | | |
|---|--|
| - sole proste | NaCl |
| -sole podwójne | $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ |
| - hydraty soli (dawniej <i>sole uwodnione</i>) | $\text{Na}_2\text{SO}_4 \times 10\text{H}_2\text{O}$ |
| - sole mieszane | (Na,K)Cl
(Na : K – dowolne) |
| - sole obojętne (tlenowe lub beztlenowe) | KNO_3 , FeCl_3 |
| - wodorosole (dawniej <i>sole kwaśne</i>) | KHSO_4 |
| - hvdroksosole (dawnieji <i>sole zasadowe</i>) | $\text{Mn}(\text{OH})\text{Cl}$ |



Sposoby otrzymywania soli w reakcji:

1) kwasów z wodorotlenkami (zasadami), np. $\text{HCl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

2) kwasów z metalami, np. $4\text{HNO}_3 + 3\text{Ag} = 3\text{AgNO}_3 + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

3) kwasów z tlenkami metali, np. $2\text{HCl} + \text{CuO} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

4) wodorotlenków z tlenkami niemetalu, np. $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

5) wodorotlenków z niemetalami, np. $2\text{KOH} + \text{Cl}_2 = \text{KClO} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

6) bezpośredniej syntezy z pierwiastków, np. $2\text{K} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl}$

7) tlenku metalu z tlenkiem niemetalu, np. $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$

8) podwójnej wymiany pomiędzy solami, np. $\text{BaS} + \text{ZnSO}_4 = \text{BaSO}_4 + \text{ZnS}$

9) dysproporcjonowania, np. $4\text{KClO}_3 = \text{KCl} + 3\text{KClO}_4$



Ważniejsze minerały w formie soli

GRUPA 1



Halit NaCl



Sylwin KCl

GRUPA 2





GRUPA 2 c.d.



Anhydryt CaSO_4



Baryt BaSO_4





Ciekawy minerał





GRUPA 13



Boraks $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

GRUPA 14



Galena PbS

GRUPA 15





GRUPA 15 c.d.



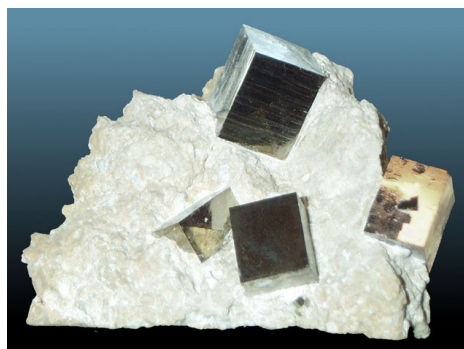
Fluoroapatyt $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$

GRUPA 17



Fluoryt CaF_2

GRUPA 16





Związki kompleksowe pierwiastków grup głównych

Układ Okresowy Pierwiastków

1A																	0																	
1	2																	2																
1	2	3	4																	5	6	7	8	9	10									
H	Li	Be																	B	C	N	O	F	Ne										
3	11	12	13	14	15	16	17	18																	18									
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar																										
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36																
4	K	Ca	Sc	Ti	Y	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54																
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																
6	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86																
6	Cs	Ba	*La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																
7	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112			114			116																
7	Fr	Ra	+Ac	Rf	Ha	Sg	Ns	Hs	Mt	110	111	112			114			116	118	118														

* Lantanowce

58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu

+ Aktynowce

90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr



metale



nólmetyale



niemetyale

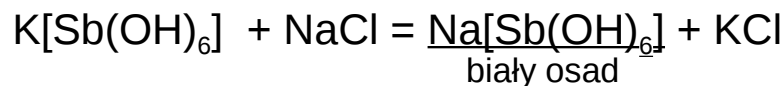


Związki kompleksowe pierwiastków grup głównych

GRUPA 15

Heksaahydroksoantymonian potasu $K[Sb(OH)_6]$ rozp. w H_2O

Wykrywanie jonów Na^+



GRUPA 14

Tetrahydroksocynian(II) sodu $Na_2[Sn(OH)_4]$

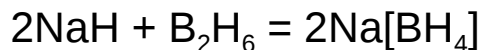


Wykrywanie jonów Bi^{3+}



GRUPA 13

Tetrahydroboran sodu $Na[BH_4]$



Tetrahydroglinian litu $Li[AlH_4]$



Tetrahydroksoglinian(II) sodu $Na[Al(OH)_4]$



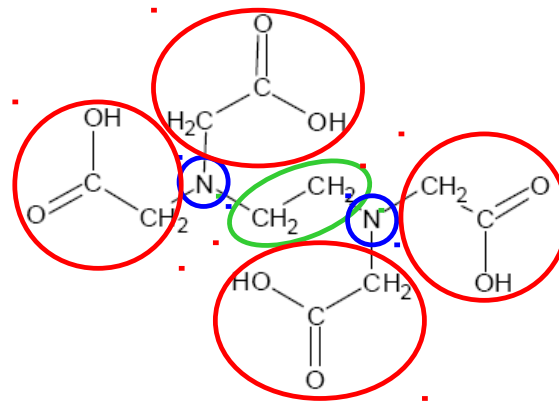
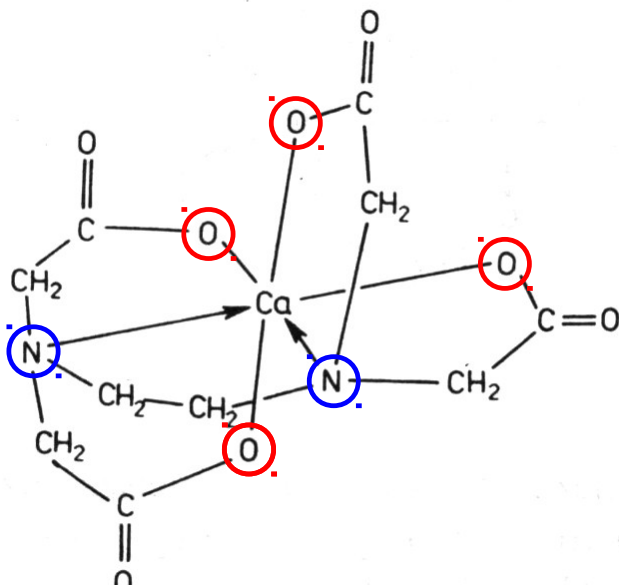
Związki kompleksowe pierwiastków grup głównych

GRUPA 2

Tetrafluoroberylan sodu $\text{Na}_2[\text{BeF}_4]$

Tetrahydroksoberylan sodu $\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$

$[\text{Ca}(\text{edta})]^{2-}$ $\text{H}_4(\text{edta})$ – kwas etylenodiaminatetraoctowy

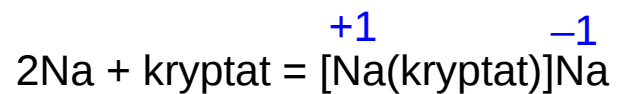
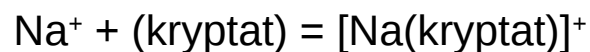
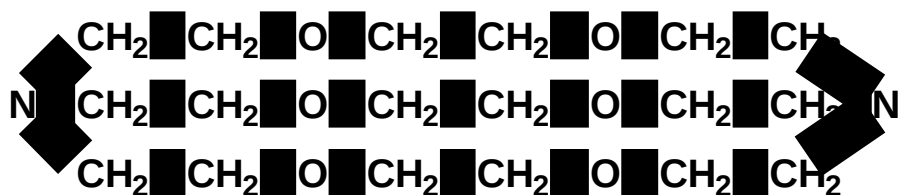




Związki kompleksowe pierwiastków grup głównych

GRUPA 1 Kryptaty litowców

Kryptat



sodek kryptatosodu(I)



Pierwszy EGZAMIN z wykładu WPC2002
Podstawy Chemii Nieorganicznej
odbędzie się we **Wtorek, dnia 17 czerwca 2008**
w następujących salach i terminach:

Sala **220 A-3** **godz. 12** – studenci o nazwiskach od **A** do **Cu** (włącznie)
godz. 13 – studenci o nazwiskach od **Cy** do **Ga** (włącznie)
godz. 14 – studenci o nazwiskach od **Je** do **Koł** (włącznie)

Sala **1.28 C-13** **godz. 13** – studenci o nazwiskach od **Ge** do **Ja** (włącznie)
godz. 14 – studenci o nazwiskach od **Kom** do **Ł** (włącznie)

Sala **310 A-2** **godz. 12** – studenci o nazwiskach od **Mac** do **Pe** (włącznie)
godz. 13 – studenci o nazwiskach od **Pi** do **Sza** (włącznie)
godz. 14 – studenci o nazwiskach od **Szc** do **Ż** (włącznie)

Na egzamin należy przynieść:
przybory do pisania
KALKULATOR !