



AKADEMIA GÓRNICZO-HUTNICZA
IM. STANISŁAWA STASZICA W KRAKOWIE



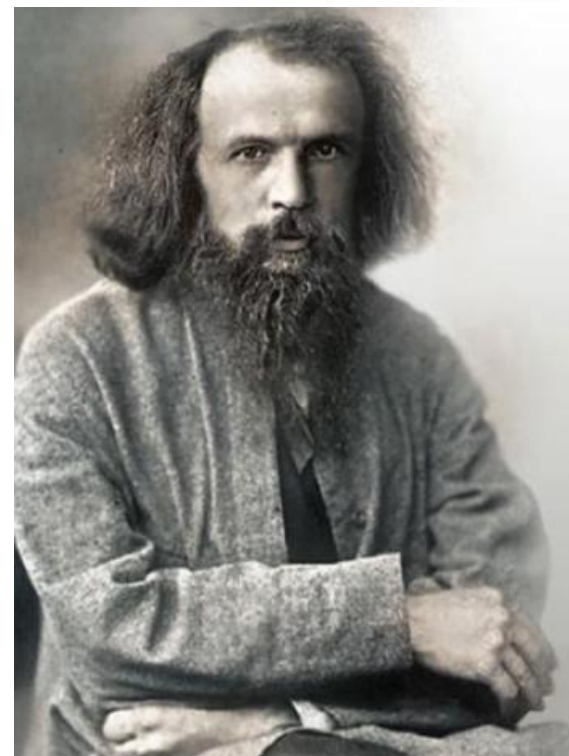
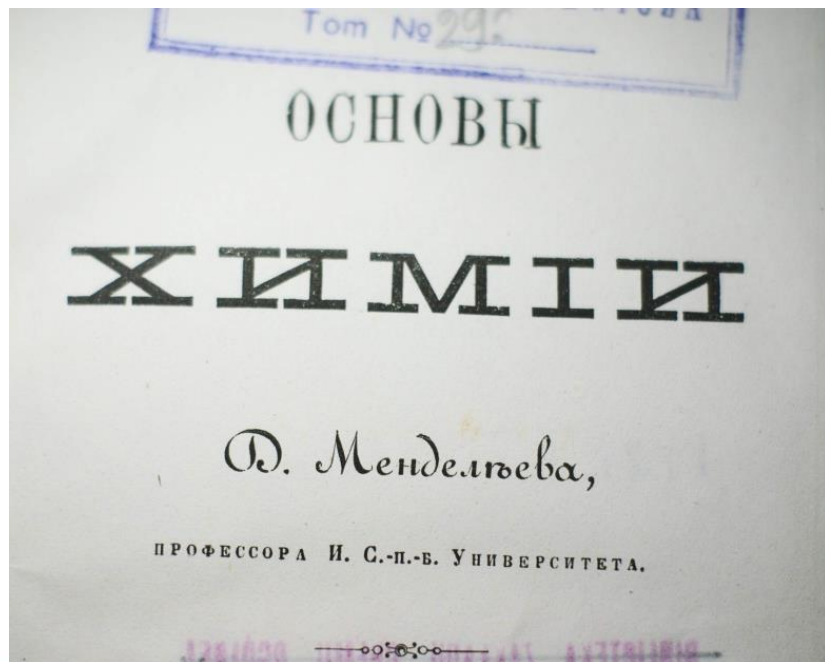
WYDZIAŁ
ODLEWNICTWA

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW

blok s

Dr hab. Urszula Lelek-Borkowska, prof. AGH

Право окресowości 1869 рок



**Дмитрий Иванович
Менделеев**

(Dmitri Ivanovich Mendeleev)

1834-1907



AGH

Tablica Mendelejewa

| | Группа I. Высший окисель, образующий соли: Ряд 1 | Группа II. R ²⁺ или RO | Группа III. R ²⁺ | Группа IV. R ²⁺ или RO ² | Группа V. R ²⁺ | Группа VI. R ²⁺ или RO ² | Группа VII. R ²⁺ | Группа VIII (переходь к I). R ²⁺ или RO ² | | | |
|--------|--|--|--|--|--|---|---|--|--|--|--|
| | H=1 H ⁺ , NH ₄ ⁺ , HCl, H ⁺ N ₃ , H ⁺ C ₆ R ₆ OH. | | | RH¹ | RH² | RH² | RH | H=1 HX | | | |
| Ряд 2 | Li=7 LiCl, LiOH, Li ⁺ 2O. (Типический) LiX, Li ⁺ 2CO ₃ | Be=9,4 BeCl ₂ ; BeO. Be ⁺ Al ⁺ Si ⁺ O ₃ ⁺ | B=11 BCl ₃ ; B ⁺ 2O ⁺ ; B ⁺ N. B ⁺ Na ⁺ 2O ⁺ ; BF ⁺ 3 | C=12 CH ₄ ; C ⁺ H ⁺ 2O ⁺ ; C ⁺ 2H ⁺ 2O ⁺ . CO ₂ ; CO ₂ ; CO ⁺ 2M ⁺ | N=14 NH ₃ ; NH ⁺ 4Cl; N ⁺ 2O ₂ . NO ₂ ; NO ⁺ 2M ⁺ ; ONM ⁺ . | O=16 OH ⁺ 2O ⁺ ; C ₂ O ₃ ⁺ 2O ⁺ . OM ⁺ 2O ⁺ R ⁺ ; H ₂ O ⁺ . | F=19 FH ₃ ; BF ₃ ; SiF ₄ . CaF ₂ ; KF ₂ ; KHF ₂ . | | | | |
| Ряд 3 | Na=23 NaCl, NaOH, Na ⁺ 2O. Na ⁺ 2SO ₄ ; Na ⁺ 2CO ₃ | Mg=24 MgCl ₂ ; MgO ₂ ; MgCO ₃ . MgSO ₄ ; Mg ⁺ N ⁺ H ⁺ PO ₄ ⁺ | Al=27,3 Al ⁺ 2Cl ₃ ; Al ⁺ 2O ₃ . KAIS ⁺ 2O ⁺ 12H ⁺ 2O. | Si=28 SiH ₄ ; SiCl ₄ ; SiH ⁺ 2F ⁺ . KAIS ⁺ 2O ⁺ SiO ₂ ⁺ | P=31 PH ₃ ; PCl ₃ ; PCl ₅ . P ⁺ 2O ₃ ; P ⁺ 2O ₅ ; Ca ⁺ P ⁺ 2O ₅ . | S=32 SH ₂ ; SM ⁺ 2S ⁺ M ⁺ . SO ₂ ; SO ⁺ 2X ⁺ ; Ba ⁺ 2SO ₄ . | Cl=35,5 ClH, ClM, (Cl) ₂ . ClOH, ClO ⁺ H, AgCl ₂ . | | | | |
| Ряд 4 | K=39 KCl, KOH, K ⁺ 2O. KNO ₃ ; K ⁺ 2PtCl ₆ ; K ⁺ 2SiF ₆ . | Ca=40 CaSO ₄ ; CaOnSiO ₂ . CaCl ₂ ; CaO ₂ ; CaCO ₃ | Zn=65 ZnCl ₂ ; ZnO ₂ ; ZnCO ₃ . ZnSO ₄ ; ZnEt ₂ ⁺ * | Ti=48(50?) TiCl ₄ ; TiO ₂ ; Ti ⁺ 2O ₃ . FeTiO ₃ ; ThOSO ⁺ | V=51 VOCl ₃ ; V ⁺ 2O ₃ ; VO ₂ . Pb ⁺ V ⁺ 2O ₃ ; VO ₂ . | Cr=52 CrCl ₃ ; CrCl ₂ ; Cr ⁺ 2O ₃ . CrO ₂ ; K ⁺ 2CrO ₄ ; CrO ⁺ 2Cl ₂ . | Mn=55 MnK ⁺ 2O ₂ ; MnKO ⁺ . MnCl ₂ ; MnO ₂ ; MnO ⁺ . | Fe=56 FeK ⁺ 2O ₂ ; FeS ₂ . FeO ₂ ; Fe ⁺ 2O ₃ . FeK ⁺ 4Cy ⁺ | Co=59 CoX ₂ ; CoX ⁺ . CoX ⁺ 25NH ⁺ . CoK ⁺ 2Cy ⁺ | Ni=59 NiX ₂ ; NiO ₂ . NiSO ⁺ 6H ⁺ 2O. NiK ⁺ 2Cy ⁺ | Cu=63 CuX ₂ ; CuX ⁺ ; CuH ₂ . Cu ⁺ 2O ₂ ; CuO ₂ . CuKCy ⁺ 2 |
| Ряд 5 | Cu=63 CuX, CuX ⁺ | Sr=87 SrCl ₂ ; SrO, SrH ⁺ 2O ⁺ . SrSO ₄ ; SrCO ₃ | Yt=88? ?Yt ⁺ 2O ₃ ; YtX ⁺ 2? | Zr=90 ZrCl ₄ ; ZrO ₂ ; ZrX ⁺ 4. | Nb=94 NbCl ₅ ; Nb ⁺ 2O ₅ . Nb ⁺ 2O ₅ ; NbOK ⁺ 2F ⁺ | Mo=96 MoCl ₅ ; MoS ₂ ; MoO ₃ . M ⁺ 2MoO ⁺ 4nMoO ⁺ 2 | Br=80 BrH, BrM, BrO ⁺ M, BrAg. | Ru=104 RuO ₄ ; RuCl ₄ . RuO ₂ ; RuCl ₃ . RuK ⁺ 4Cy ⁺ | Rh=104 RhCl ₃ ; RhCl ₄ . Rh ⁺ 2O ₃ ; RhX ⁺ 3. RhK ⁺ 2Cy ⁺ | Pd=106 PdH, PdO. Pd ₂ Cl ₂ ; PdCl ₂ . PdK ⁺ 2Cy ⁺ | Ag=108 AgNO ₂ ; AgX. AgCl ₂ ; Ag ⁺ 2O ₂ . AgKCy ⁺ 2 |
| Ряд 6 | Rb=85 RbCl, RbOH. Rb ⁺ 2PtCl ₆ | Cd=112 CdCl ₂ ; CdO ₂ ; CdS. CdSO ⁺ 4 | In=113 InCl ₃ ; In ⁺ 2O ₃ | Sn=118 SnCl ₄ ; SnCl ₂ ; SnO ₂ . SnX ⁺ ; SnNa ⁺ 2O ⁺ 2 | Sb=122 SbH ₃ ; SbCl ₃ ; Sb ⁺ 2O ₃ . Sb ⁺ 2O ₃ ; Sb ⁺ 2S ₃ ; SbOX | Te=125(128?) TeH ₂ ; TeCl ₄ ; TeO ₂ . TeO ⁺ M ⁺ ; TeM ₂ | J=127 JH, JAg, JHO ₂ . JHO ₂ ; H ₂ ; J ₂ K ₂ J | | | | |
| Ряд 7 | Ag=108 AgX, AgCl ₂ | Ba=137 BaCl ₂ ; BaH ⁺ 2O ⁺ ; BaO. BaSO ₄ ; BaSiF ₆ ⁺ | Di=138? ?Di ⁺ 2O ₃ ; DiX ⁺ 2? | Ce=140(138?) CeCl ₃ ; Ce ⁺ 2O ₃ ; CeO ₂ . CeX ⁺ 2; CeX ⁺ ; CeK ⁺ 2X ⁺ | 142 | 146 | 148 | 150 | 151 | 152 | 153 |
| Ряд 8 | Cs=133 CsCl, CsOH. Cs ⁺ 2PtCl ₆ | | | | | | | | | | |
| Ряд 9 | 153 | 158 | 160 | 162 | 164 | 166 | 168 | | | | |
| Ряд 10 | 175 | | Er=178? ?Er ⁺ 2O ₃ ; ErX ⁺ 2? | La=180? ?LaO ₂ ; LaX ⁺ 2? | Ta=182 TaCl ₅ ; Ta ⁺ 2O ₅ . TaK ⁺ 2F ₂ | W=184 WCl ₆ ; WCl ₅ ; WO ₃ . K ⁺ 2W ⁺ 2O ⁺ 6nWO ⁺ 2 | | Os=193 OsO ₄ ; OsH ⁺ 2O ⁺ . OsCl ₄ ; OsCl ₃ . OsK ⁺ 4Cy ⁺ | Ir=195 K ⁺ 2IrCl ₆ ; IrCl ₃ . IrCl ₂ ; Ir ⁺ 2O ₃ . IrK ⁺ 2Cy ⁺ | Pt=197 PtCl ₄ ; PtO ₂ . PtCl ₂ ; PtK ⁺ 2X ⁺ . PtK ⁺ 2Cy ⁺ | Au=197 AuCl ₃ ; AuCl. Au ⁺ 2O ₂ ; Au ⁺ 2O. AuKCy ⁺ 2 |
| Ряд 11 | Au=197 AuX, AuX ⁺ | Hg=200 HgCl ₂ ; HgCl ₄ ; Hg ⁺ 2O ₂ . Hg ₂ O ₂ ; HgX ⁺ 2nHgO ⁺ | Tl=204 TlCl ₃ ; Tl ⁺ 2O ₃ ; Tl ⁺ 2O ₂ . Tl ⁺ 2SO ₄ ; TlCl ₃ | Pb=207 PbCl ₂ ; PbO ₂ ; PbO. PbEt ₄ ; PbSO ₄ ; PbK ⁺ 4O ⁺ | Bi=208 BiCl ₃ ; Bi ⁺ 2O ₃ ; Bi ⁺ 2O ⁺ 2H ₂ . BiX ⁺ 2; BiOX, BiNO ⁺ 2(HO) ₂ | 210 | | | | | |
| Ряд 12 | 220 | 225 | 227 | Th=231 ThCl ₄ ; ThO ₂ . ThX ⁺ ; Th(SO ⁺) ₄ | 235 | U=240 UCl ₄ ; UO ₂ ; UO ⁺ 2X ⁺ . UO ⁺ 2M ⁺ 2U ⁺ 2O ₂ | 245 | 246 | 248 | 249 | 250 |

* Тело твердое, мало-растворимое в водѣ.
 ^ Тело газообразное или летучее.
 M=K, Ag.... M⁺=Ca, Pb....
 X=Cl, ONO⁺; OH, OM.... X⁺=SO⁺; CO⁺2, O, S....

Współczesny układ okresowy

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|--|---|--|--|---|---|--|---|---|--|--|---------------------------------------|--|---|--|--|--|--|-----------------------------------|---|------------------------------------|
| 1 H Hydrogen 1.008 | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He Helium 4.002602 | | | | |
| 3 Li Lithium 6.94 | 4 Be Beryllium 9.0121831 | Atomic Number → 1 ← Symbol Name → Hydrogen ← Atomic Weight | | | | | | | | | | | | | | 5 B Boron 10.81 | 6 C Carbon 12.011 | 7 N Nitrogen 14.007 | 8 O Oxygen 15.999 | 9 F Fluorine 18.998403163 | 10 Ne Neon 20.1797 |
| 11 Na Sodium 22.98976928 | 12 Mg Magnesium 24.305 | | | | | | | | | | | | | | | 13 Al Aluminium 26.9815385 | 14 Si Silicon 28.085 | 15 P Phosphorus 30.973761998 | 16 S Sulfur 32.06 | 17 Cl Chlorine 35.45 | 18 Ar Argon 39.948 |
| 19 K Potassium 39.0983 | 20 Ca Calcium 40.078 | 21 Sc Scandium 44.955908 | 22 Ti Titanium 47.867 | 23 V Vanadium 50.9415 | 24 Cr Chromium 51.9961 | 25 Mn Manganese 54.938044 | 26 Fe Iron 55.845 | 27 Co Cobalt 58.933194 | 28 Ni Nickel 58.6934 | 29 Cu Copper 63.546 | 30 Zn Zinc 65.38 | 31 Ga Gallium 69.723 | 32 Ge Germanium 72.630 | 33 As Arsenic 74.921595 | 34 Se Selenium 78.971 | 35 Br Bromine 79.904 | 36 Kr Krypton 83.798 | | | | |
| 37 Rb Rubidium 85.4678 | 38 Sr Strontium 87.62 | 39 Y Yttrium 88.90584 | 40 Zr Zirconium 91.224 | 41 Nb Niobium 92.90637 | 42 Mo Molybdenum 95.95 | 43 Tc Technetium (98) | 44 Ru Ruthenium 101.07 | 45 Rh Rhodium 102.90550 | 46 Pd Palladium 106.42 | 47 Ag Silver 107.8682 | 48 Cd Cadmium 112.414 | 49 In Indium 114.818 | 50 Sn Tin 118.710 | 51 Sb Antimony 121.760 | 52 Te Tellurium 127.60 | 53 I Iodine 126.90447 | 54 Xe Xenon 131.293 | | | | |
| 55 Cs Caesium 132.90545196 | 56 Ba Barium 137.327 | 57 - 71 Lanthanoids | 72 Hf Hafnium 178.49 | 73 Ta Tantalum 180.94788 | 74 W Tungsten 183.84 | 75 Re Rhenium 186.207 | 76 Os Osmium 190.23 | 77 Ir Iridium 192.223 | 78 Pt Platinum 195.084 | 79 Au Gold 196.966569 | 80 Hg Mercury 200.592 | 81 Tl Thallium 204.38 | 82 Pb Lead 207.2 | 83 Bi Bismuth 208.98040 | 84 Po Polonium (209) | 85 At Astatine (210) | 86 Rn Radon (222) | | | | |
| 87 Fr Francium (223) | 88 Ra Radium (226) | 89 - 103 Actinoids | 104 Rf Rutherfordium (261) | 105 Db Dubnium (268) | 106 Sg Seaborgium (269) | 107 Bh Bohrium (270) | 108 Hs Hassium (269) | 109 Mt Meitnerium (278) | 110 Ds Darmstadtium (281) | 111 Rg Roentgenium (282) | 112 Cn Copernicium (285) | 113 Nh Nihonium (286) | 114 Fl Flerovium (289) | 115 Mc Moscovium (289) | 116 Lv Livermorium (293) | 117 Ts Tennessine (294) | 118 Og Oganesson (294) | | | | |

| | | | | | | | | | | | | | | |
|---|--|--|---|--|---------------------------------------|--|---|---|--|---|--------------------------------------|--|---|---|
| 57 La Lanthanum 138.90547 | 58 Ce Cerium 140.12 | 59 Pr Praseodymium 140.90766 | 60 Nd Neodymium 144.242 | 61 Pm Promethium (145) | 62 Sm Samarium 150.36 | 63 Eu Europium 151.964 | 64 Gd Gadolinium 157.25 | 65 Tb Terbium 158.92535 | 66 Dy Dysprosium 162.500 | 67 Ho Holmium 164.93033 | 68 Er Erbium 167.259 | 69 Tm Thulium 168.93422 | 70 Yb Ytterbium 173.045 | 71 Lu Lutetium 174.9668 |
| 89 Ac Actinium (227) | 90 Th Thorium 232.0377 | 91 Pa Protactinium 231.03688 | 92 U Uranium 238.02891 | 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) |

Forma długa układu okresowego


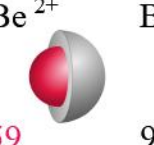
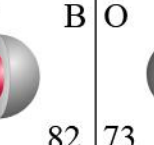
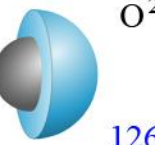
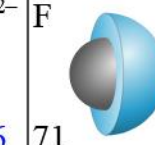
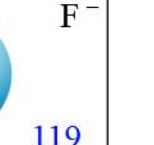

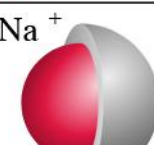
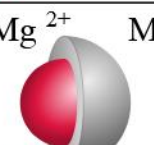
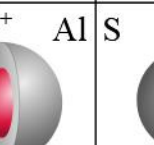

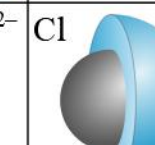
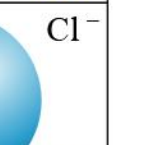


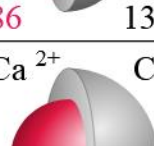
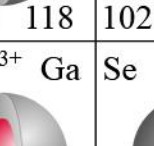
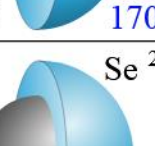
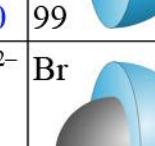
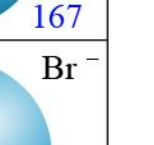


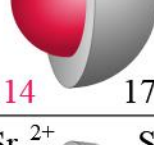
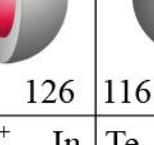
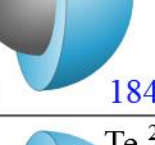
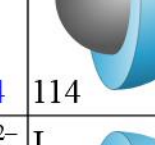
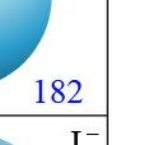

| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 | 18 | | | | | | | | | | | | | | |
|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|-----------|
| 1 H | | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 He | | | | | | | | | | | | | |
| 3 Li | 4 Be | | | | | | | | | | | 5 B | 6 C | 7 N | 8 O | 9 F | 10 Ne | | | | | | | | | | | | | | |
| 11 Na | 12 Mg | | | | | | | | | | | 13 Al | 14 Si | 15 P | 16 S | 17 Cl | 18 Ar | | | | | | | | | | | | | | |
| 19 K | 20 Ca | 21 Sc | | | | | | | | | | 22 Ti | 23 V | 24 Cr | 25 Mn | 26 Fe | 27 Co | 28 Ni | 29 Cu | 30 Zn | 31 Ga | 32 Ge | 33 As | 34 Se | 35 Br | 36 Kr | | | | | |
| 37 Rb | 38 Sr | 39 Y | | | | | | | | | | 40 Zr | 41 Nb | 42 Mo | 43 Tc | 44 Ru | 45 Rh | 46 Pd | 47 Ag | 48 Cd | 49 In | 50 Sn | 51 Sb | 52 Te | 53 I | 54 Xe | | | | | |
| 55 Cs | 56 Ba | 57 La | 58 Ce | 59 Pr | 60 Nd | 61 Pm | 62 Sm | 63 Eu | 64 Gd | 65 Tb | 66 Dy | 67 Ho | 68 Er | 69 Tm | 70 Yb | 71 Lu | 72 Hf | 73 Ta | 74 W | 75 Re | 76 Os | 77 Ir | 78 Pt | 79 Au | 80 Hg | 81 Tl | 82 Pb | 83 Bi | 84 Po | 85 At | 86 Rn |
| 87 Fr | 88 Ra | 89 Ac | 90 Th | 91 Pa | 92 U | 93 Np | 94 Pu | 95 Am | 96 Cm | 97 Bk | 98 Cf | 99 Es | 100 Fm | 101 Md | 102 No | 103 Lr | 104 Rf | 105 Db | 106 Sg | 107 Bh | 108 Hs | 109 Mt | 110 Ds | 111 Rg | 112 Cn | 113 Nh | 114 Fl | 115 Mc | 116 Lv | 117 Ts | 118 Og |

Zmiany właściwości w układzie okresowym

Promień atomowy - odległość od jądra do ostatniej powłoki zajmowanej przez elektrony

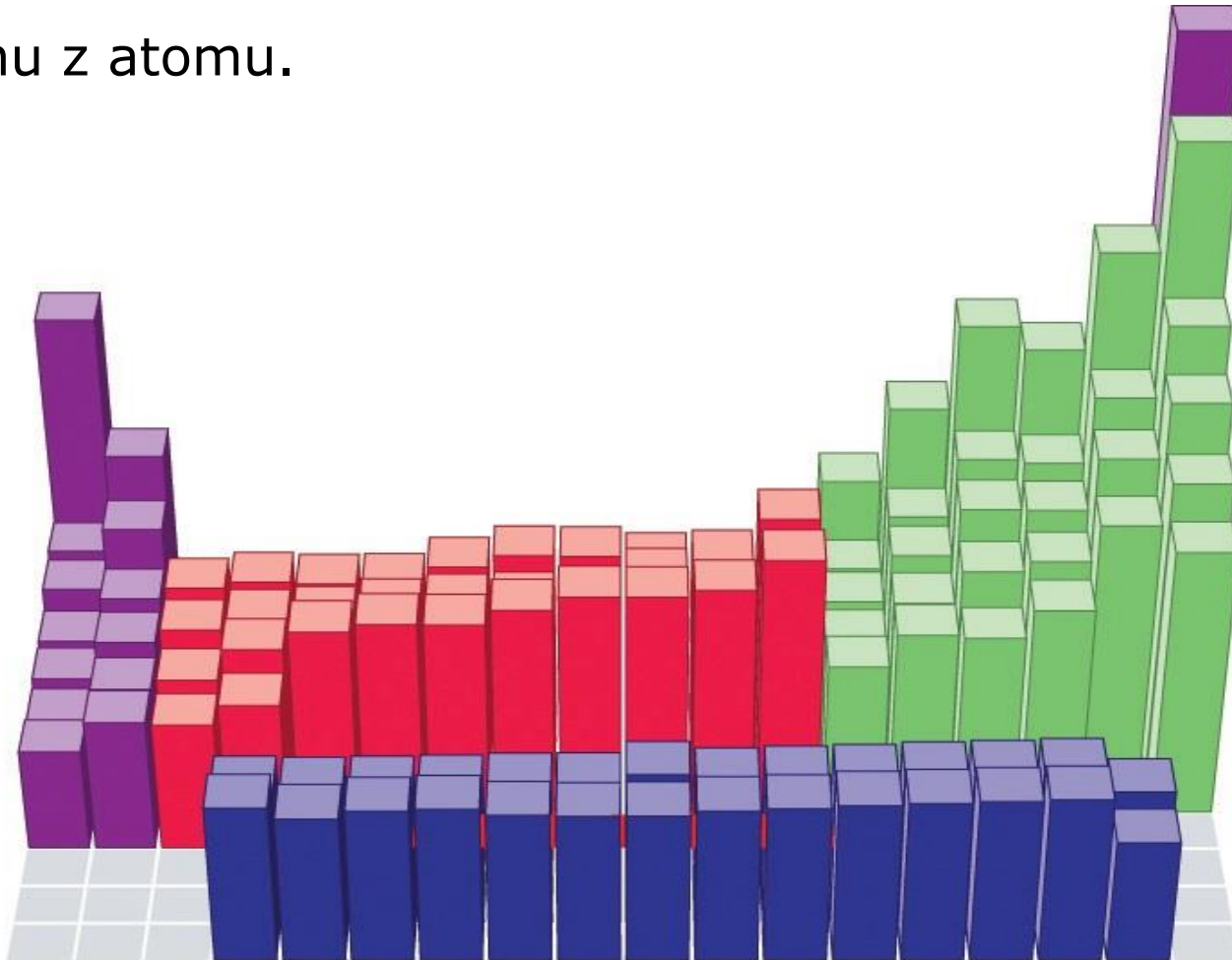


Promień jonowy – promień jonu, atomu po oderwaniu lub przyłączeniu elektronu.

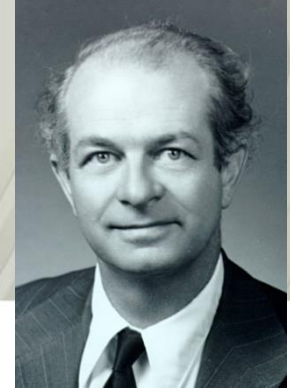
| | | | |
|---|--|--|---|
| Li^+  90 Li 134 | Be^{2+}  59 Be 90 | B^{3+}  41 B 82 | O  73 O^{2-}  126 F  71 F^-  119 |
| Na^+  116 Na 154 | Mg^{2+}  86 Mg 130 | Al^{3+}  68 Al 118 | S  102 S^{2-}  170 Cl  99 Cl^-  167 |
| K^+  152 K 196 | Ca^{2+}  114 Ca 174 | Ga^{3+}  76 Ga 126 | Se  116 Se^{2-}  184 Br  114 Br^-  182 |
| Rb^+  166 Rb 211 | Sr^{2+}  132 Sr 192 | In^{3+}  94 In 144 | Te  135 Te^{2-}  207 I  133 I^-  206 |

Pierwsza energia jonizacji

Energia jonizacji - minimalna energia potrzebna do wybicia elektronu z atomu.

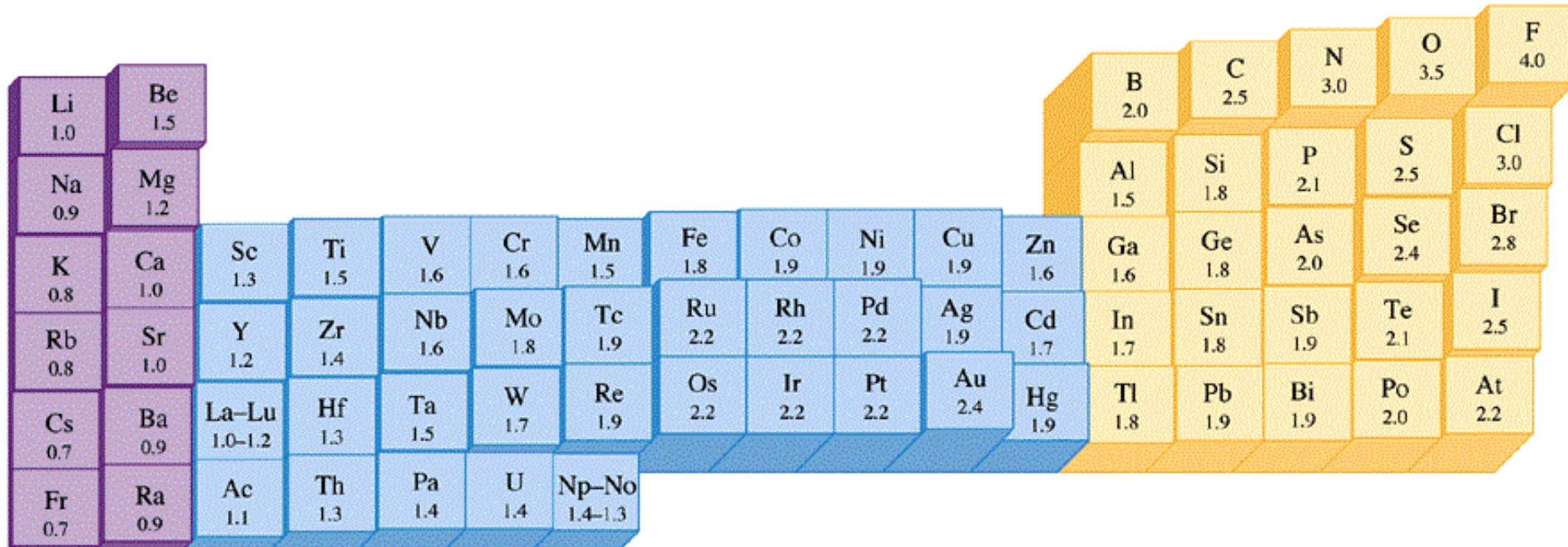


Elektroujemność



Linus Pauling
(1901–1994)

Linus Pauling: elektroujemność to zdolność pierwiastka do przyciągania elektronów.



Charakter metaliczny - zdolność do oddawania elektronów.

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---------------------------|---------------------------|--------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|
| 1 1,01 H | | | | | | | | | | | | | | | | | 2 4,00 He |
| 3 6,94 Li | 4 9,01 Be | | | | | | | | | | | 5 10,81 B | 6 12,01 C | 7 14,01 N | 8 16,00 O | 9 19,00 F | 10 20,18 Ne |
| 11 23,00 Na | 12 24,31 Mg | | | | | | | | | | | 13 26,98 Al | 14 28,09 Si | 15 30,97 P | 16 32,07 S | 17 35,45 Cl | 18 39,95 Ar |
| 19 39,10 K | 20 40,08 Ca | 21 44,96 Sc | 22 47,90 Ti | 23 50,94 V | 24 52,00 Cr | 25 54,94 Mn | 26 55,85 Fe | 27 58,93 Co | 28 58,69 Ni | 29 63,54 Cu | 30 65,37 Zn | 31 69,72 Ga | 32 72,59 Ge | 33 74,92 As | 34 78,96 Se | 35 79,91 Br | 36 83,80 Kr |
| 37 85,47 Rb | 38 87,62 Sr | 39 88,91 Y | 40 91,22 Zr | 41 92,91 Nb | 42 95,94 Mo | 43 (~98) Tc | 44 101,07 Ru | 45 102,25 Rh | 46 106,4 Pd | 47 107,87 Ag | 48 112,40 Cd | 49 114,82 In | 50 118,69 Sn | 51 121,75 Sb | 52 127,60 Te | 53 126,91 I | 54 131,30 Xe |
| 55 132,91 Cs | 56 137,34 Ba | 57-71 La-Lu | 72 178,49 Hf | 73 180,95 Ta | 74 183,84 W | 75 186,2 Re | 76 190,2 Os | 77 192,2 Ir | 78 195,09 Pt | 79 196,97 Au | 80 200,59 Hg | 81 204,38 Tl | 82 207,19 Pb | 83 208,98 Bi | 84 (~210) Po | 85 (~210) At | 86 (~222) Rn |
| 87 (223) Fr | 88 (226) Ra | 89-103 Ac-Lr | 104 (267) Rf | 105 (268) Db | 106 (271) Sg | 107 (272) Bh | 108 (270) Hs | 109 (276) Mt | 110 (281) Ds | 111 (280) Rg | 112 (285) Cn | 113 (284) Nh | 114 (261) Fl | 115 (288) Mc | 116 (293) Lv | 117 (294) Ts | 118 (294) Og |

| | | | | | | | | | | | | | | |
|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|--------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|---------------------------|
| 57 138,91 La | 58 140,12 Ce | 59 140,91 Pr | 60 144,24 Nd | 61 (145) Pm | 62 150,35 Sm | 63 151,96 Eu | 64 157,25 Gd | 65 158,93 Tb | 66 162,50 Dy | 67 164,93 Ho | 68 167,26 Er | 69 168,93 Tm | 70 173,04 Yb | 71 174,97 Lu |
| 89 (227) Ac | 90 232,04 Th | 91 (~231) Pa | 92 238,03 U | 93 (237) Np | 94 (244) Pu | 95 (243) Am | 96 (247) Cm | 97 (247) Bk | 98 (251) Cf | 99 (254) Es | 100 (257) Fm | 101 (256) Md | 102 (254) No | 103 (257) Lr |

Nazewnictwo grup układu okresowego

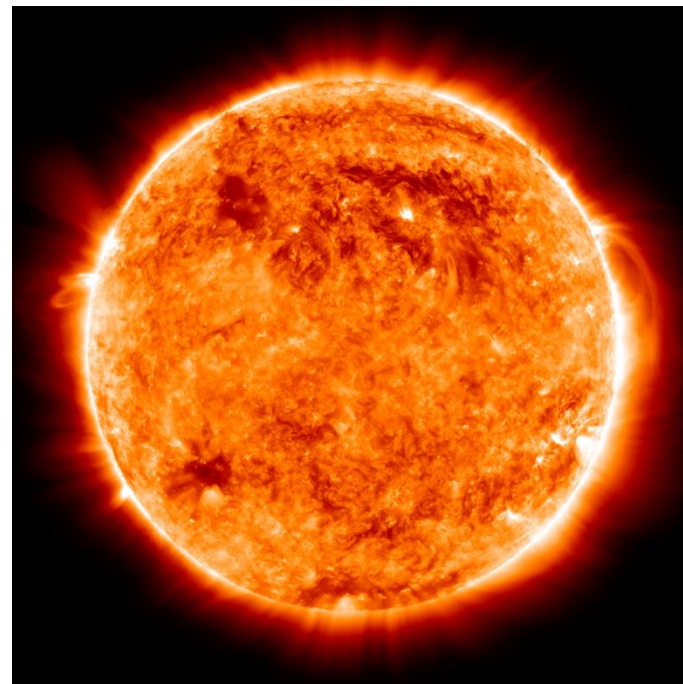
| grupa pierwiastków | nazwa systematyczna | nazwa zwyczajowa |
|-------------------------------|---------------------|---|
| 1 | litowce | metale alkaliczne |
| 2 | berylowce | metale ziem alkalicznych, wapniowce (oprócz Be) |
| 13 | borowce | glinowce (oprócz B) |
| 14 | węglowce | — |
| 15 | azotowce | — |
| 16 | tlenowce | — |
| 17 | fluorowce | chlorowce, halogenowce |
| 18 | helowce | gazy szlachetne |
| Fe, Co, Ni | - | żelazowce |
| pierwiastki o l. at. 58 – 71 | - | lantanowce |
| pierwiastki o l. at. 90 – 103 | - | aktynowce |
| pierwiastki za uranem | - | transuranowce |
| Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt | - | platynowce |

| Wielkość | Wartość |
|---|---------------------|
| Konfiguracja elektronowa atomu | $1s^1$ |
| Konfiguracja elektronowa jonu | $\text{H}^+ = 1s^0$ |
| Masa atomowa | 1,0079 |
| Temperatura topnienia [K] | 13,95 |
| Temperatura wrzenia [K] | 20,38 |
| Gęstość gazu [g/dm^3] (war. stand) | 0,08988 |
| Gęstość cieczy [g/dm^3] (temp. wrzenia) | 70 |
| Promień atomowy [10^{-12} m] | 37 |
| Energia jonizacji [kJ/mol] | 1311 |
| Elektroujemność | 2,20 |

Występowanie w przyrodzie:

Najpowszechniej występujący pierwiastek we Wszechświecie:

- pył gwiazdny (91% wszystkich atomów),
- reakcje termojądrowe wodoru do helu ($T > 10\,000\,000\text{K}$) są głównym źródłem energii gwiazd,



Występowanie w przyrodzie:

Na Ziemi 0,87% mas. (15,4% atomów):

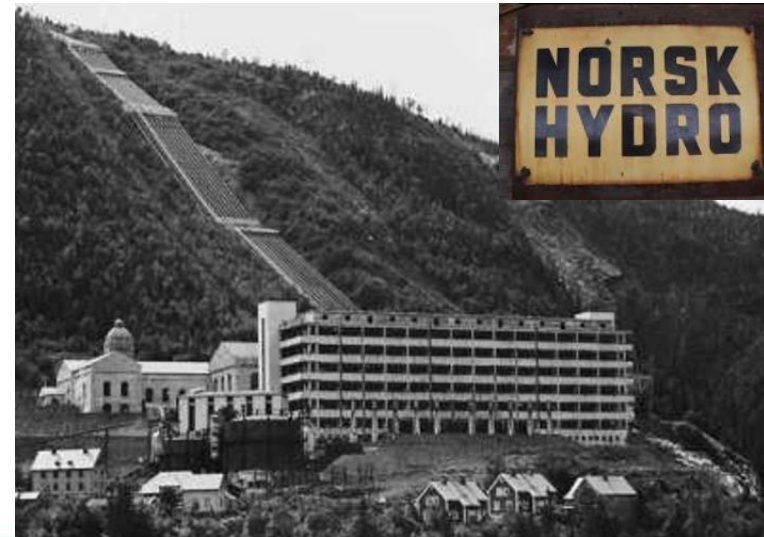
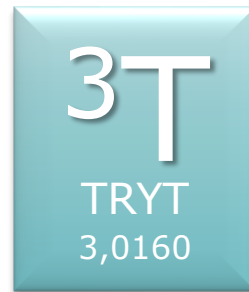
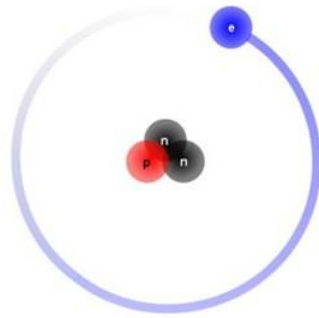
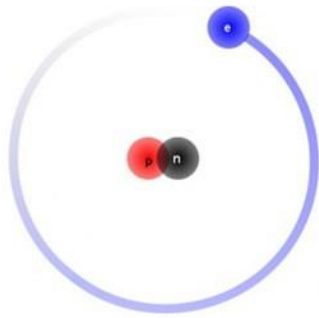
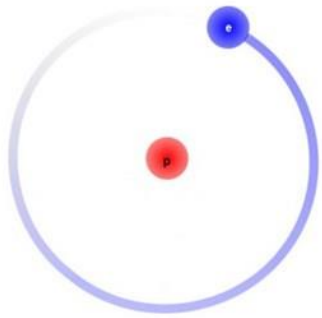
- w stanie związanym: woda, związki organiczne, kwasy, zasady,
- wolny wodór (dwuatomowe cząsteczki H_2): śladowe ilości w atmosferze ($5 \times 10^{-5}\%$ obj. w pobliżu powierzchni ziemi, 0,9%obj. w górnych warstwach atmosfery),
- izotopy: deuter stanowi 0,016% wodoru naturalnego (wolnego i związanego), tryt – nietrwały.



Izotopy wodoru

Wodór posiada trzy izotopy: prot, deuter i tryt.

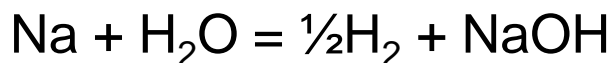
Deuter stanowi 0,016% wodoru naturalnego (wolnego i związanego).



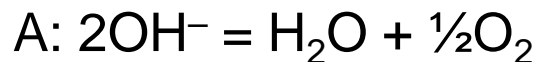
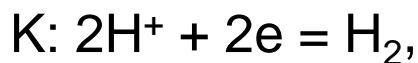
Otrzymywanie wodoru

W skali laboratoryjnej:

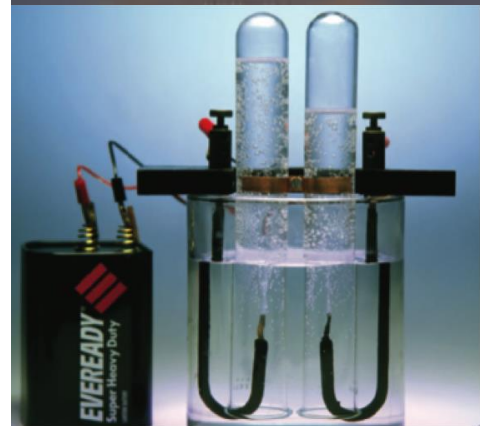
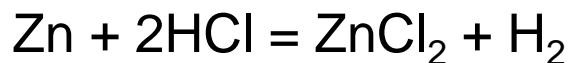
- w reakcji wody z aktywnymi metalami (o ujemnym potencjale normalnym):



- w procesie elektrolizy:



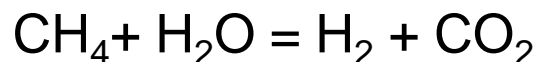
- w reakcji metali z kwasami:



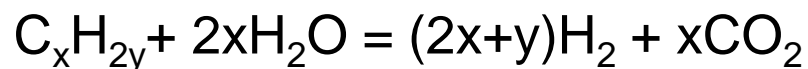
Otrzymywanie wodoru w skali przemysłowej

W skali przemysłowej

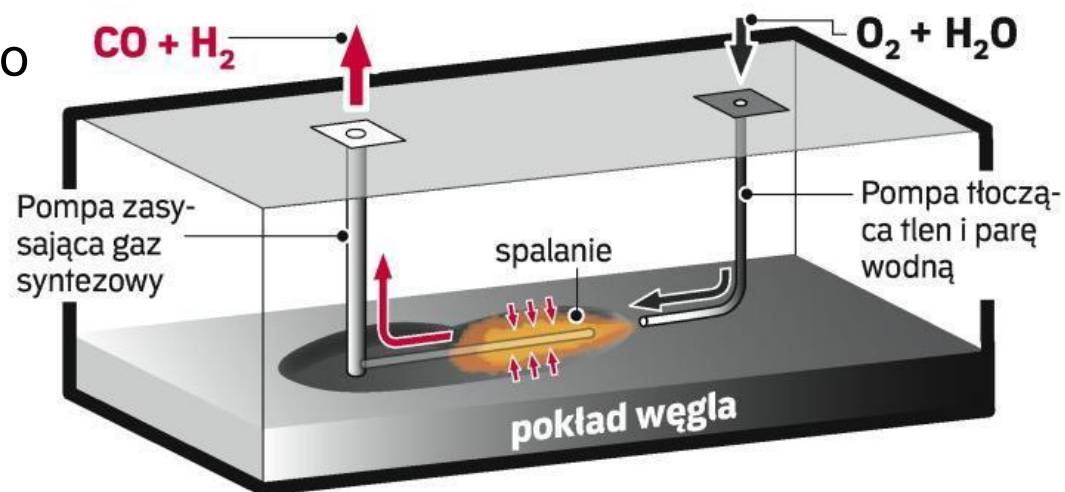
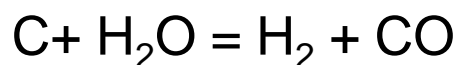
– konwersja metanu z parą wodną:



– konwersja węglowodorów z ropy naftowej z parą wodną:



– produkt uboczny elektrolitycznego otrzymywania NaOH z NaCl,
– dawniej działanie pary wodnej na rozżarzony koks:

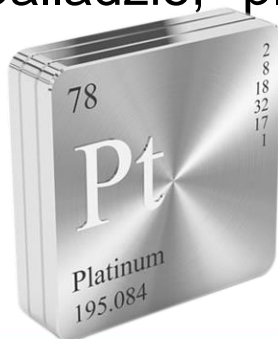


Własności fizyczne

Wodór został skroplony po raz pierwszy w 1883 roku przez profesorów Uniwersytetu Jagiellońskiego: chemika Karola Olszewskiego i fizyka Zygmunta Wróblewskiego.

Bezbarwny gaz bez zapachu i smaku, słabo rozpuszczalny w wodzie, ponad 14 razy lżejszy od powietrza.

Rozpuszcza się w metalach: palladzie, platynie, niklu, żelazie, powoduje korozję wodorową (pękanie).



Karol Olszewski
1846-1915



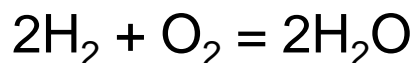
Zygmunt Wróblewski
1845-1888



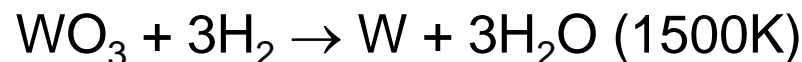
Własności chemiczne

W temp. pokojowej niezbyt aktywny (potencjał normalny $E^0 = 0 \text{ V}$).

– spala się w tlenie (w temp. powyżej 720K wybuchowo):



– w podwyższonych temperaturach silny reduktor:



Wodór atomowy *in statu nascendi* (czas półtrwania 0,3–0,5s) jest bardzo aktywny chemicznie.

Zastosowanie wodoru

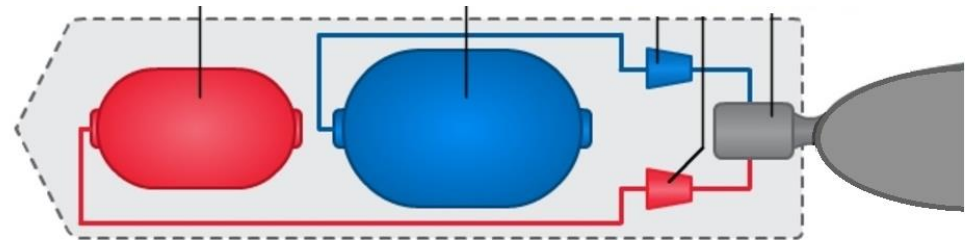
– dawniej do napełniania balonów i sterowców,



– ogniwa paliwowe,

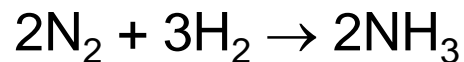


– paliwo w silnikach rakietowych.



Zastosowanie wodoru

- w przemyśle azotowym w syntezie amoniaku metodą Habera–Boscha:



- w przemyśle rafineryjnym w hydrokrakingu oraz hydroodsiarczaniu węglowodorów z ropy naftowej,
- w przemyśle spożywczym w procesie utwardzania tłuszczów (wysycanie wiązań podwójnych),



Monotlenek diwodoru (nazwa systematyczna wg IUPAC oksydan) -

bezbarwny, bez zapachu i smaku, główny składnik kwaśnych deszczy i ścieków, przyczynia się do efektu cieplarnianego, powoduje poważne poparzenia, przyczynia się do erozji gleby, znacznie przyspiesza korozję metali, może powodować uszkodzenia urządzeń elektrycznych, zmniejsza efektywność hamulców w samochodach, co jest przyczyną wielu

wypadków.



Najważniejsze związki

Stosowany w przemyśle jako rozpuszczalnik, chłodziwo w elektrowniach atomowych, w eksperymentach przeprowadzanych na zwierzętach, jako dodatek do tzw. żywności śmieciowej, wykorzystywany przez wojsko.

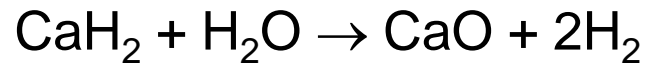
Pozbawienie tej substancji osoby uzależnionej od jej stosowania powoduje śmierć już po kilku dniach.



- monotlenek diwodoru
- monotlenek diwodoru cena
- monotlenek diwodoru w szczepionkach
- monotlenek diwodoru allegro
- monotlenek diwodoru gdzie kupić
- monotlenek diwodoru memy
- monotlenek diwodoru szczepionki
- monotlenek diwodoru sklep
- monotlenek diwodoru wzór

Wodorki X_mH_n

Wodorki typu soli – związki tworzące sieci jonowe (jon H^-), powstają w wyniku reakcji wodoru z litowcami i berylowcami (prócz berylu i magnezu) w podwyższonej temperaturze, w reakcji z wodą wydziela się wodór:

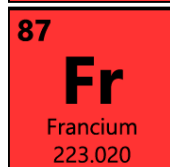
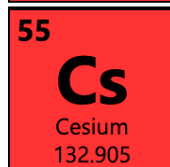
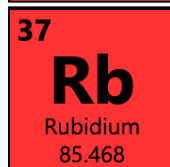
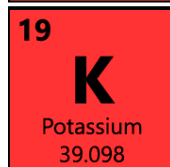
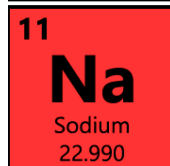
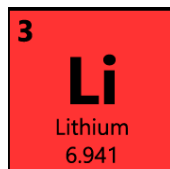


Wodorki kowalencyjne – produkty syntezy wodoru z niemetalami, wodorki kowalencyjne mogą mieć różny charakter. Przykłady: H_2O , H_2S , HF , HCl , CH_4 , SiH_4 , NH_3 , PH_3 .

Wodorki metaliczne (międzywęzłowe) – produkty syntezy wodoru z metalami bloków d i f, ciała stałe składające się z sieci krystalicznej z wbudowanymi w przestrzenie międzywęzłowe atomami wodoru.

Połączenia te są niestechiometryczne. Przykłady: $PdH_{0,6}$, $TiH_{1,73}$, $ZrH_{1,92}$.

Litowce



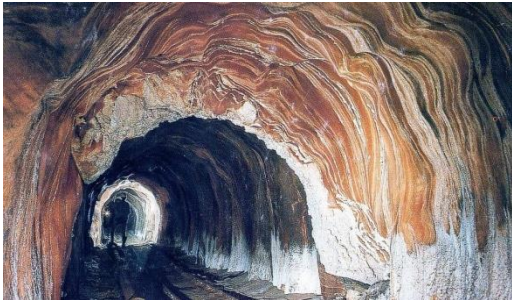
| Symbol | Li | Na | K | Rb | Cs | Fr |
|------------------------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|
| Nazwa | lit | sód | potas | rubid | cez | frans |
| Konfiguracja elektronowa | 2s ¹ | 3s ¹ | 4s ¹ | 5s ¹ | 6s ¹ | 7s ¹ |
| Masa atomowa | 6,94 | 22,99 | 39,09 | 85,47 | 132,9 | (223) |
| Temperatura topnienia [K] | 435 | 371 | 337 | 312 | 301 | 303 |
| Temperatura wrzenia [K] | 1620 | 1154 | 1027 | 961 | 978 | 950 |
| Gęstość [g/cm ³] | 0,534 | 0,97 | 0,86 | 1,53 | 1,90 | |
| Elektroujemność | 0,98 | 0,93 | 0,82 | 0,82 | 0,79 | 0,7 |
| Potencjał standardowy [V] | -3,04 | -2,71 | -2,93 | -2,93 | -2,92 | - |

Występowanie w przyrodzie:

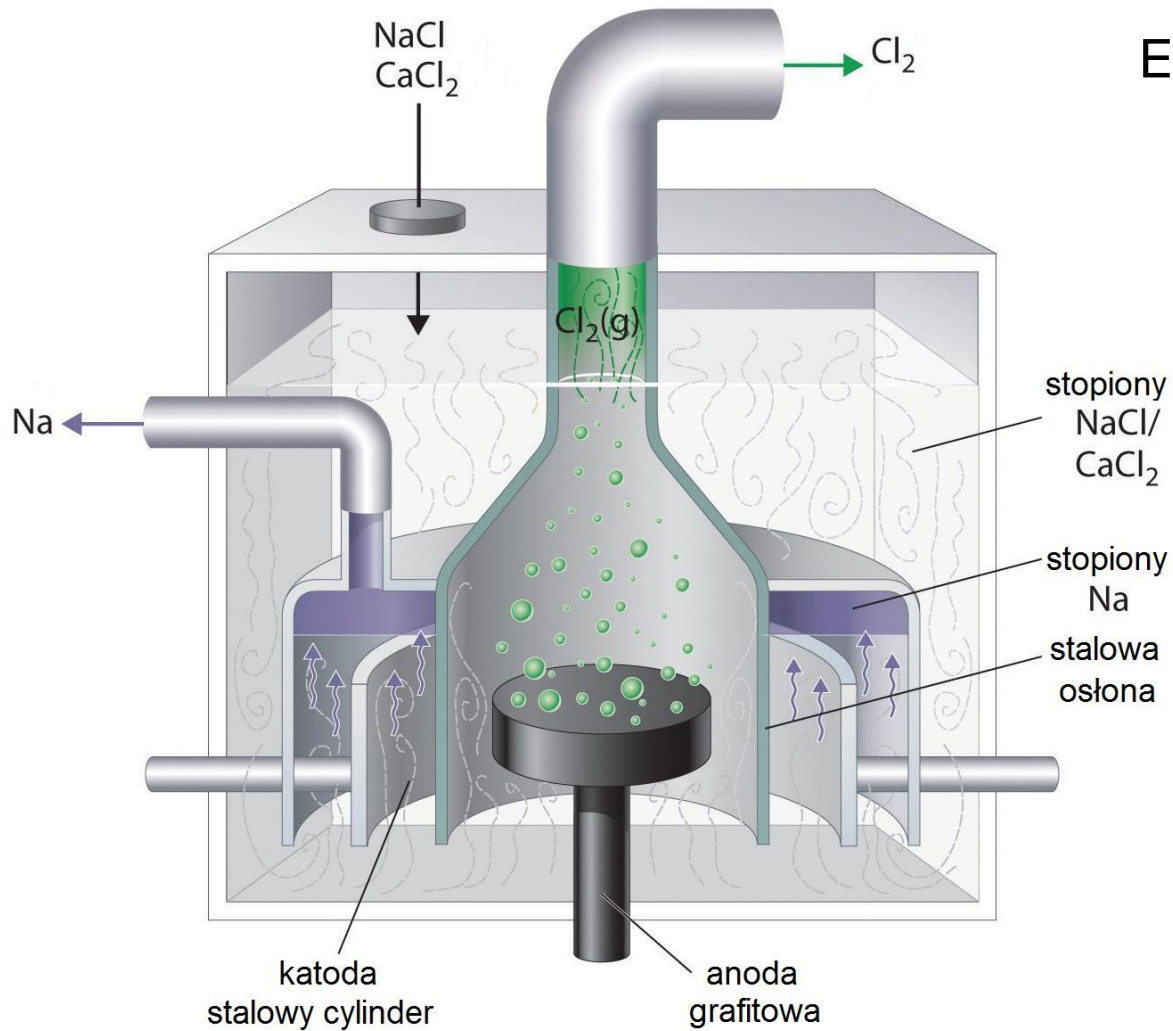
Litowce różnią się rozpowszechnieniem w przyrodzie: Na 2,6%; K 2,4%; Li $6,5 \times 10^{-3}\%$; Rb $2,08 \times 10^{-2}\%$; Cs $3,2 \times 10^{-4}\%$, Fr - nietrwały izotop promieniotwórczy.

Lit występuje w glinokrzemianach np. $\text{LiAl}[\text{Si}_2\text{O}_6]$ (spodumen), fosforanach np. $\text{LiAl}(\text{PO}_4)\text{F}$ (ambligonit).

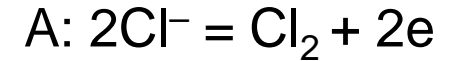
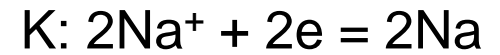
Na występuje w skaleniach $\text{Na}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$ (albit), NaCl - w złożach soli kamiennej, wodach morskich i oceanów, saetrze chilijskiej - NaNO_3 .



Otrzymywanie

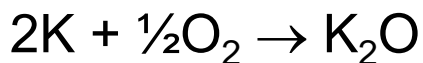


Elektroliza ze stopionych soli:

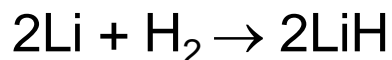


Własności chemiczne i fizyczne

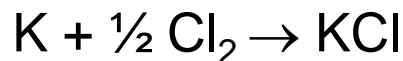
Miękkie metale o srebrzystobiałej barwie i połysku, o małej gęstości, bardzo aktywne chemicznie. Reagują z tlenem z powietrza:



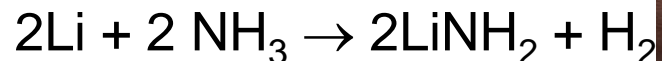
W podwyższonych temp. łączą się z wodorem:



Reagują gwałtownie z fluorowcami do halogenków:

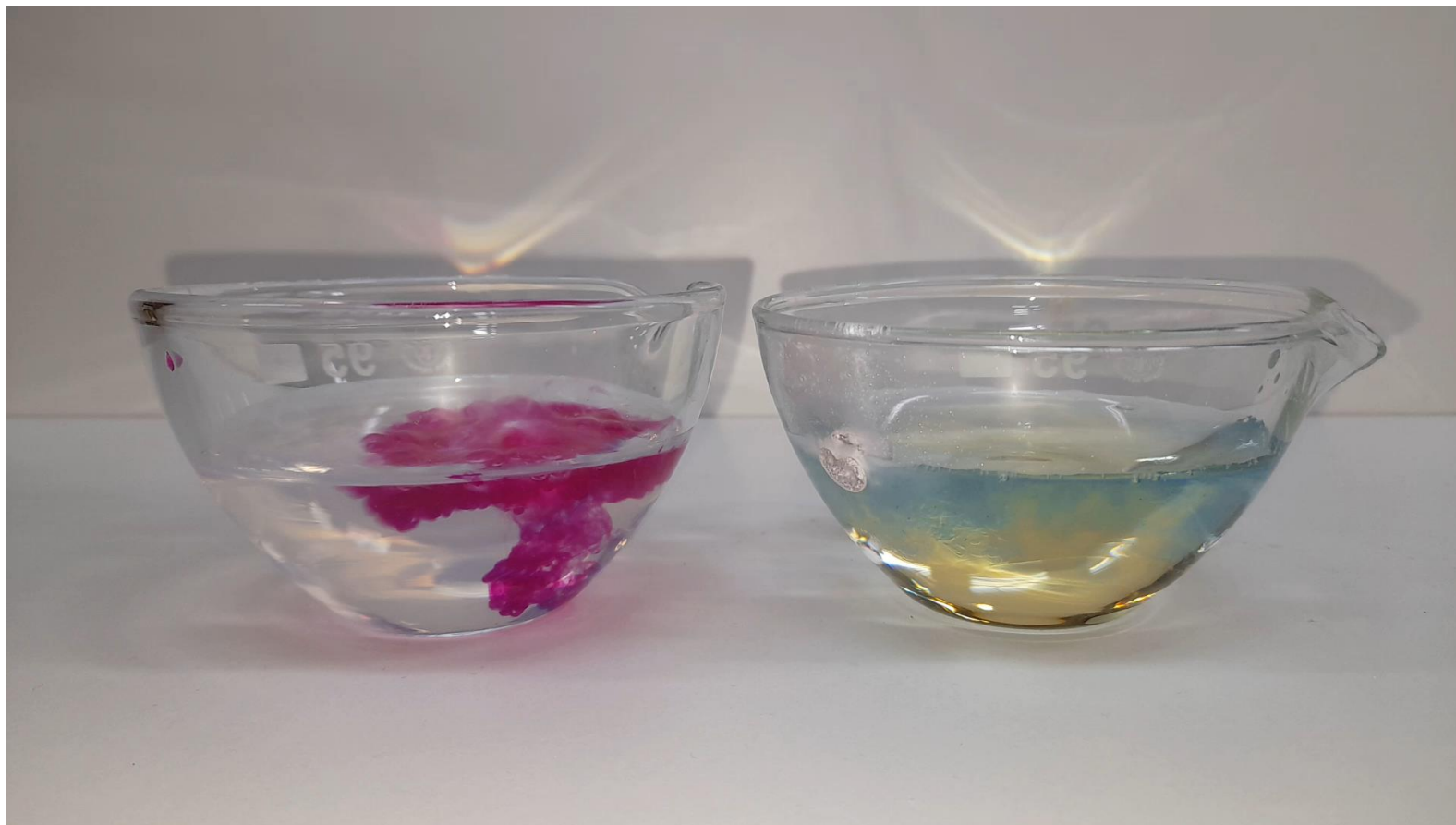
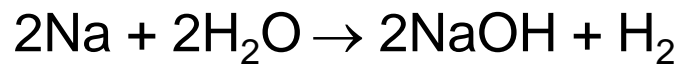


Ogrzewane z gazowym amoniakiem dają amidki:



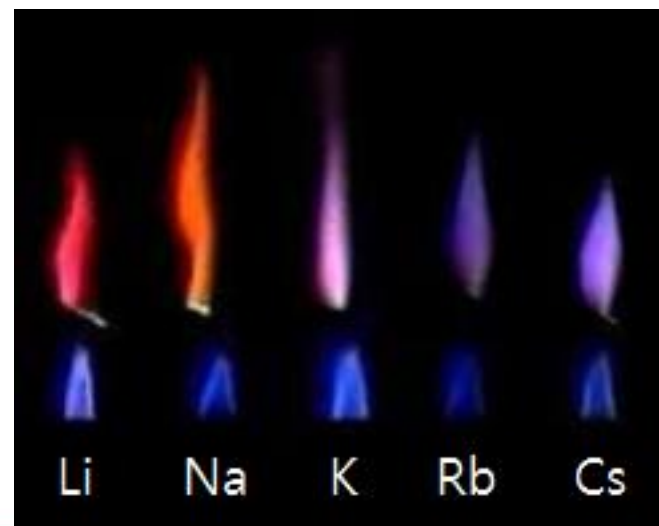
Własności chemiczne i fizyczne

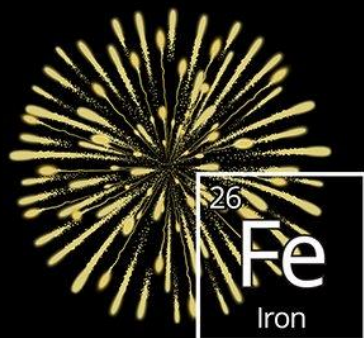
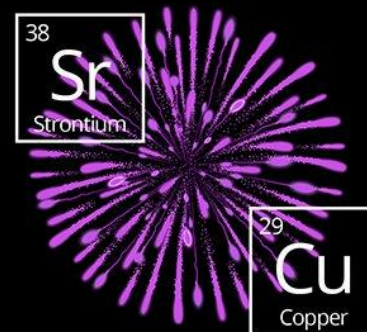
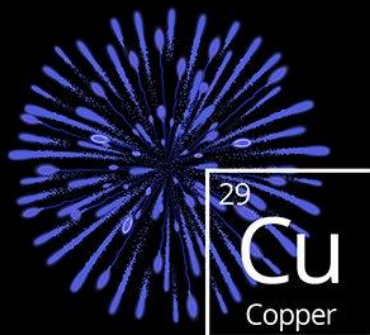
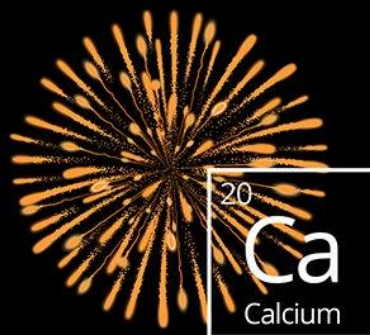
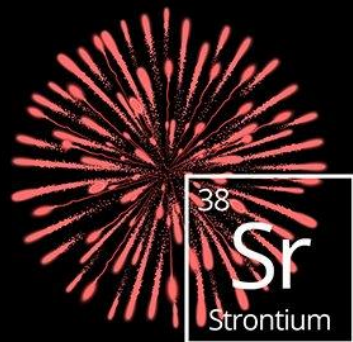
Gwałtownie reagują z wodą:



Barwienie płomienia

Niski potencjał jonizacyjny litowców umożliwia wzbudzenie elektronów na wyższe poziomy energetyczne. Wzbudzone elektrony wracając na niższe poziomy energetyczne wypromieniowują kwant energii o określonej długości światła, co obserwuje się jako zabarwienie płomienia palnika. Lit barwi płomień na kolor karminowy, sód - żółty, potas - fioletowy, rubid - fioletowo-czerwony, cez - niebieski.





Zastosowanie

Lit – dodatek do stopów Al, Zn i Mg, zwiększa ich twardość i wytrzymałość, środek odtleniający w metalurgii.

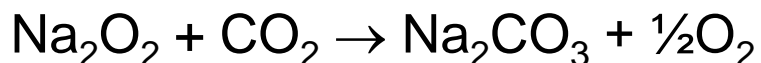
Sód – produkcja Na_2O_2 do wyrobu wybielaczy, redukcja związków organicznych, lampy sodowe, w stanie ciekłym chłodziwo w niektórych reaktorach.

Cez – w stopie z Al i Ba – fotokomórki cezowe.



Najważniejsze związki

Na₂O₂ nadtlenek sodu – silnie utleniający, stosowany do oczyszczania powietrza w okrętach podwodnych i aparatach tlenowych:

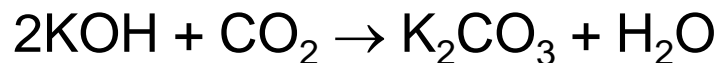


NaOH wodorotlenek sodu (soda kaustyczna) – biała krystaliczna substancja, żrący, silnie higroskopijny, stosowany do produkcji mydła, barwników organicznych, sztucznego jedwabiu, otrzymywania celulozy z drewna, środek neutralizujący.



Najważniejsze związki

KOH wodorotlenek potasu - silnie higroskopijny, stosowany do produkcji mydła w płynie, w syntezach organicznych, do otrzymywania dwuchromianu i nadmanganianu potasu, pochłaniania CO_2 z powietrza:



NaCl chlorek sodu (sól kuchenna) - materiał wyjściowy do przemysłowej produkcji sodu, środek spożywczy, roztwór 0,9% (sól fizjologiczna) stosowany w medycynie.

KCl chlorek potasu (sylwin) - nawóz mineralny.





Na_2CO_3 węglan sodu (soda) – służy do produkcji szkła, proszków do prania, zmiękczenia wody, stosowany w przemyśle papierniczym i farbiarskim, przez 100 lat produkowana w Krakowie metodą Solvay'a.



NaHCO₃ wodorowęglan sodu (soda oczyszczona) – proszek do pieczenia:

$$2 \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$$

NaNO₃ azotan (V) sodu (saletra chilijska), **KNO₃ azotan (V) potasu** (saletra indyjska) – nawozy mineralne, stosowane w produkcji prochu strzelniczego.



BERYLOWCE

| |
|---|
| 4 Be Beryllium 9.012 |
| 12 Mg Magnesium 24.305 |
| 20 Ca Calcium 40.078 |
| 38 Sr Strontium 87.62 |
| 56 Ba Barium 137.328 |
| 88 Ra Radium 226.025 |

| Symbol | Be | Mg | Ca | Sr | Ba | Ra |
|------------------------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|-----------------|
| Nazwa | beryl | magnez | wapń | stront | bar | rad |
| Konfiguracja elektronowa | 2s ² | 3s ² | 4s ² | 5s ² | 6s ² | 7s ² |
| Masa atomowa | 9,01 | 24,31 | 40,08 | 87,62 | 137,3 | 226 |
| Temperatura topnienia [K] | 1550 | 922 | 1112 | 1041 | 1000 | 970 |
| Temperatura wrzenia [K] | 3240 | 1378 | 1767 | 1654 | 2122 | 1973 |
| Gęstość [g/cm ³] | 1,86 | 1,74 | 1,54 | 2,60 | 3,74 | 5,0 |
| Energia jonizacji [kJ/mol] | 899,5 | 737,7 | 589,8 | 549,5 | 502,9 | 509,4 |
| druga en. jonizacji [kJ/mol] | 1757 | 1451 | 1145 | 1064 | 965,3 | 979,1 |
| Elektroujemność | 1,57 | 1,31 | 1,00 | 0,95 | 0,89 | 0,89 |
| Potencjał standardowy [V] | -1,85 | -2,36 | -2,86 | -2,99 | -2,90 | -2,91 |

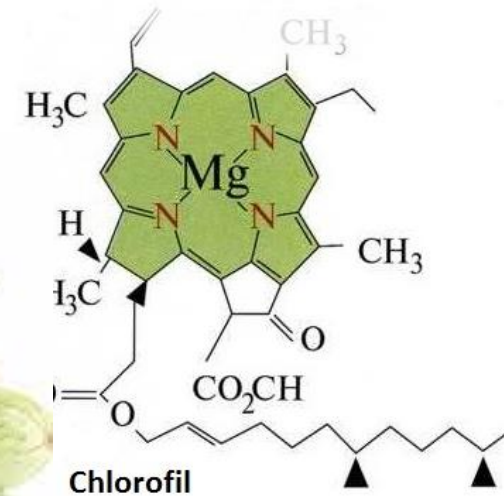
Występowanie w przyrodzie:

Berylowce różnią się rozpowszechnieniem w przyrodzie: Be 0,0006 %; Mg 2,09%; Ca 3,63%; Sr, Ba ok. 0,01%,

Be tworzy nieliczne i rzadkie minerały: glinokrzemiany np. $\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$ (beryl), zabarwiony śladową ilością chromu - szmaragdy.



Mg: minerały – $(\text{Mg}, \text{Fe})_2\text{SiO}_4$ (oliwin), $\text{Mg}_6(\text{OH})_8(\text{Si}_4\text{O}_{10})$ (serpentyń), $\text{Mg}_3(\text{OH})_2(\text{Si}_4\text{O}_{10})$ (talk), MgCO_3 (magnezyt), $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ (dolomit), $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ (kainit), $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (karnalit), $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (kizeryt), MgSO_4 , MgCl – wody mineralne (twarde), chlorofil – zielony barwnik roślin (mieszanka 3:1 chlorofilu a i b)



Ca: krzemiany i glinokrzemiany, CaCO_3 (kalcyt) - wapień, marmur i kreda, CaSO_4 (anhydryt), $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (gips, odmiana drobnokrystaliczna – alabaster), $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (fosforyt) jest ważnym składnikiem kości, zębów i muszli morskich, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{Ca}(\text{Cl}, \text{F})_2$ (apatyt) – składnik skał magmowych, CaF_2 (fluoryt).



Sr: SrSO_4 (celestyn), SrCO_3 (stroncjanit),

Ba: BaSO_4 (baryt), BaCO_3 (witeryt),

Ra: otrzymany w 1898 roku przez Marię Skłodowską-Curie, składnik blendy smolistej - rudy uranu.



Maria Skłodowska-Curie
1867-1937

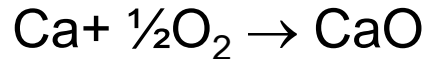


Pierwiastki aktywne chemicznie.

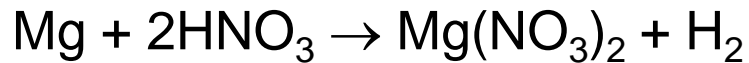
Mg spala się w powietrzu:



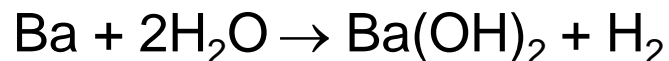
Pozostałe reagują z tlenem z powietrza w temp. pokojowej:



Reagują z kwasami:



Ca reaguje z wodą niezbyt szybko, Ba równie gwałtownie, jak litowce:



Własności chemiczne i fizyczne

Beryl – twardy, kruchy metal, w powietrzu pokrywa się warstwą tlenku.

Związki berylu są silnie trujące.

Pozostałe berylowce – miękkie, lekkie metale o srebrzystym połysku.

Aktywne chemicznie.

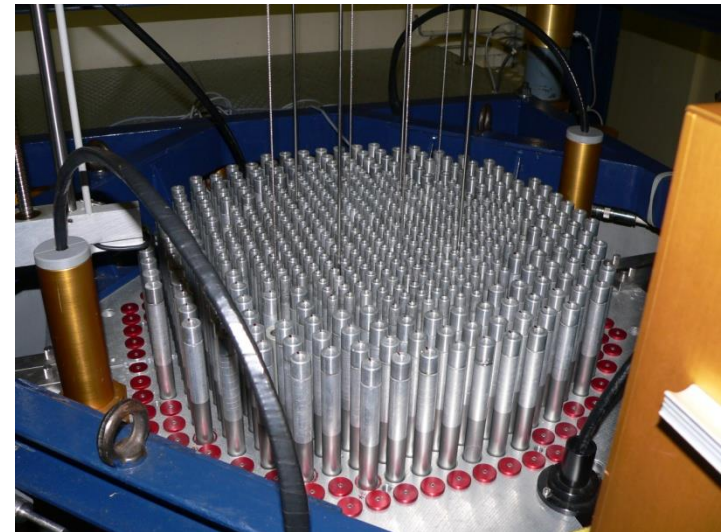


Podobnie, jak litowce po wzbudzeniu w płomieniu palnika barwią płomień: wapń – na kolor ceglasto czerwony, stront – karminowo czerwony, bar – zielony.



Zastosowanie

Beryl - ze względu na dobrą wytrzymałość i małą gęstość stosowany przy konstrukcji pojazdów kosmicznych, stosowany jako moderator w reaktorach jądrowych oraz do budowy osłon na pręty paliwowe (pochłania silnie neutrony).

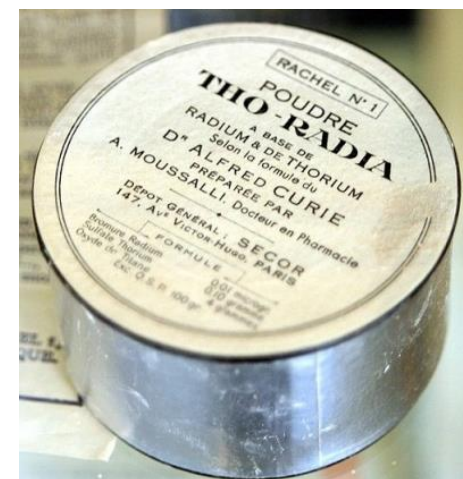


Zastosowanie

Magnez - składnik lekkich stopów (np. Elektron - 90% Mg z dodatkiem Al, Zn, Mn, Cu i Si), dawniej lampy błyskowe.

Wapń, stront, bar w stanie wolnym nie mają większego zastosowania.

Rad - dawniej stosowany w radioterapii.



Najważniejsze związki

BeO tlenek berylu – (temp. top. 2585°C) wchodzi w skład cermetów (cermetale - spieki metaloceramiczne) stosowanych do budowy silników odrzutowych, gdyż nie zmieniając swych właściwości mogą pracować w temperaturze do 2000°C.

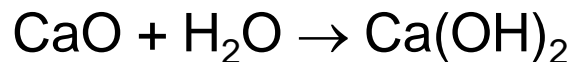
MgO tlenek magnezu – stosowany do wyrobu cementów, lek na nadkwasotę, zmieszany ze stężonym roztworem $MgCl_2$ stanowi cement Sorela.



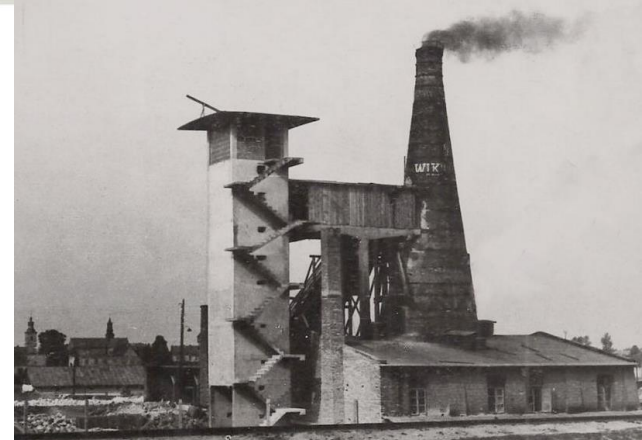
CaO tlenek wapnia (wapno palone) – otrzymywany w procesie prażenia węglańu wapnia (kamienia wapiennego):



w reakcji z wodą (gaszenie wapna) przechodzi w wodorotlenek.



Ca(OH)₂ wodorotlenek wapnia (wapno gaszone) – składnik zapraw murarskich i cementów, służy do zmiękczenia wody kotłowej, jako mleko wapienne (zawiesina w wodzie) stosowany jako biała farba.

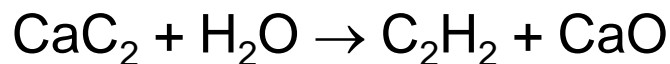


CaCO_3 węglan wapnia – krystaliczna substancja służy m.in. do wyrobu kredy do pisania i pasty do zębów, surowiec do otrzymywania wapna palonego.

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ wodorowęglan wapnia – nadaje wodom mineralnym dobry smak, powoduje przemijającą twardość wody.



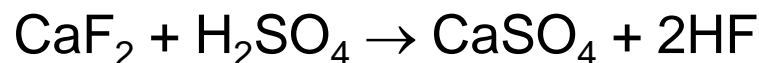
CaC₂ węgiel wapnia (karbid) – reaguje z wodą dając etyn (acetylen):



środek redukujący w hutnictwie metali ciężkich, służy do produkcji acetylenu dla potrzeb spawalnictwa, dawniej jako źródło światła w przenośnych lampach karbidówkach oraz w latarniach morskich.



CaF₂ fluorek wapnia – surowiec do produkcji fluorowodoru:



topnik w metalurgii (produkcja aluminium), dodatek do emalii.

CaSO₄ siarczan (VI) wapnia – gips stosowany w budownictwie i medycynie,
BaSO₄ siarczan (VI) baru – wypełniacz masy papierowej, kontrast
do wypełniania żołądka i jelit w badaniach rentgenowskich.

Pozostałe związki baru są silnie trujące.



Dziękuję za uwagę

Pierre Curie do żony: Mario, jesteś dziś taka rozpromieniona i u**R**adowana!