



AKADEMIA GÓRNICZO-HUTNICZA
IM. STANISŁAWA STASZICA W KRAKOWIE



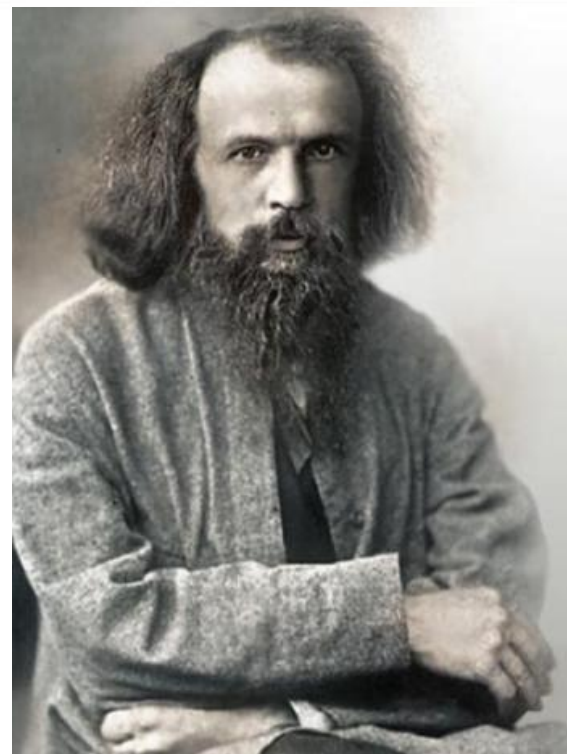
WYDZIAŁ
ODLEWNICTWA

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW

blok s

Dr Urszula Lelek-Borkowska

Право окресowości 1869 rok



**Дмитрий Иванович
Менделеев**

(Dmitri Ivanovich Mendeleev)

1834-1907

Tablica Mendejewa

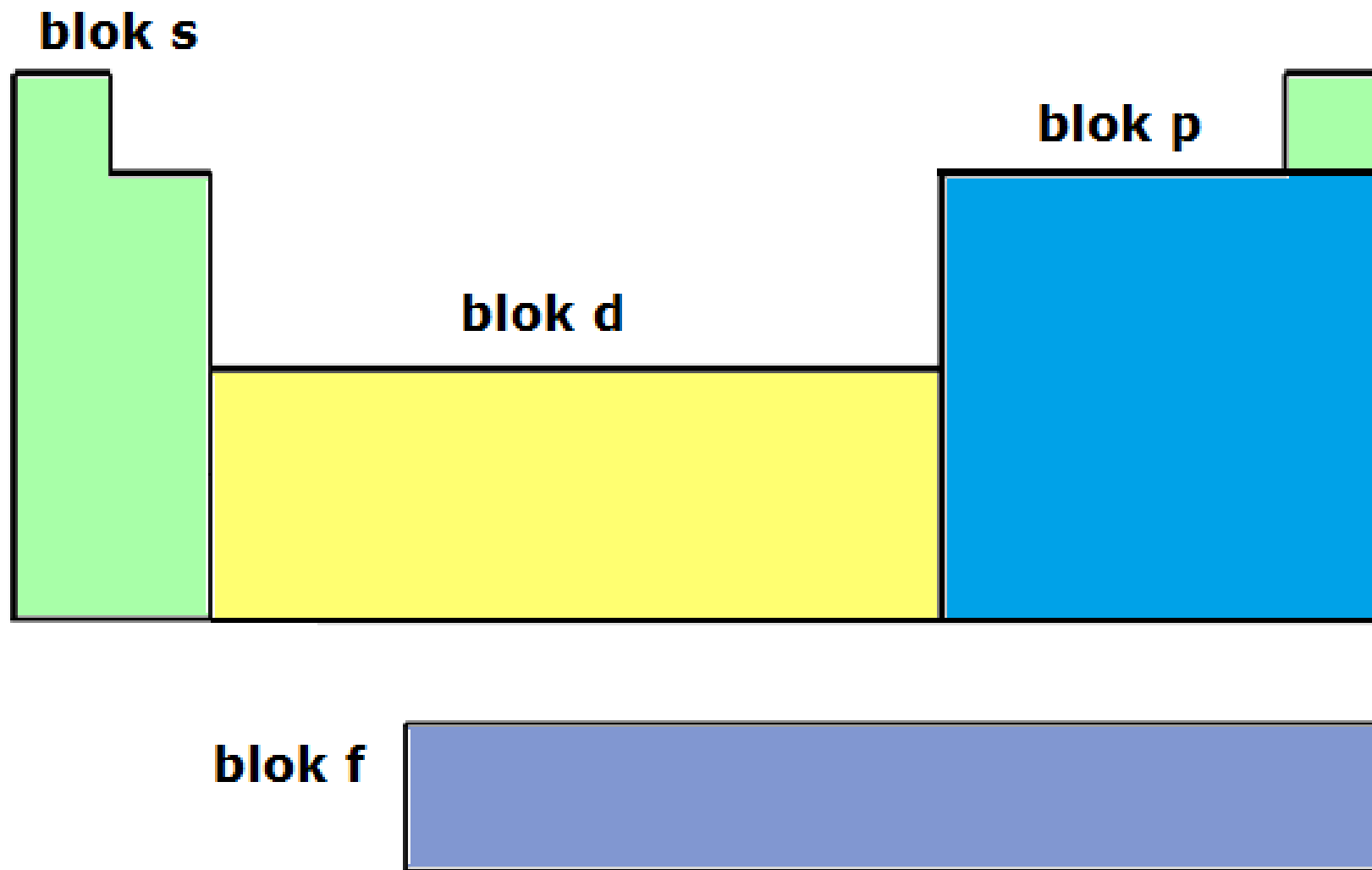
	Группа I. Высший окисель, образующий соли: Ряд 1	Группа II. R ²⁺ O или RO	Группа III. R ²⁺ O ³	Группа IV. R ²⁺ O ⁴ или RO ²	Группа V. R ²⁺ O ⁵	Группа VI. R ²⁺ O ⁶ или RO ³	Группа VII. R ²⁺ O ⁷	Группа VIII (переход к I). R ²⁺ O ⁸ или RO ⁴
	H=1 H ²⁺ O, NH ₃ , HCl, H ²⁺ N, H ²⁺ C, R ²⁺ OH.			RH ⁴	RH ⁵	RH ⁶	RH ⁷	H=1 HX
Ряд 2	Li=7 (Типический) LiCl, LiOH, Li ²⁺ O, LiX, Li ²⁺ CO ₃	Be=9, ⁴ BeCl ₂ , BeO, Be ²⁺ Al ²⁺ Si ²⁺ O ₄ ²⁺	B=11 BCl ₃ , B ²⁺ O ₃ , BN, B ²⁺ Na ²⁺ O ₃ ; BF ₃	C=12 CH ₄ , C ²⁺ H ²⁺ O ²⁺ , CO, CO ₂ , CO ²⁺ M ²⁺	N=14 NH ₃ , NH ₄ ⁺ , Cl ²⁺ N ²⁺ O, NO, NO ²⁺ M, CNM.	O=16 OH ²⁺ O ²⁺ C, O ²⁺ O ²⁺ , OM ²⁺ O ²⁺ R, HOR.	F=19 FH, BF ₃ , SiF ₄ , CaF ₂ , KF, KHF ₂ .	
Ряд 3	Na=23 NaCl, NaOH, Na ²⁺ O, Na ²⁺ SO ₃ ; Na ²⁺ CO ₃	Mg=24 MgCl ₂ , MgO, MgCO ₃ , MgSO ₄ ; MgNH ⁴⁺ PO ₄	Al=27, ³ Al ²⁺ Cl ₃ , Al ²⁺ O ₃ , KAIS ²⁺ O ²⁺ 12H ²⁺ O.	Si=28 SiH ₄ , SiCl ₄ , SiH ²⁺ F ²⁺ , KAIS ²⁺ O ²⁺ SiO ₂	P=31 PH ₃ , PCl ₃ , PCl ₅ , P ²⁺ O ₃ ; P ²⁺ O ₅ , Ca ²⁺ P ²⁺ O ₅	S=32 SH ₂ , SM ²⁺ S ²⁺ M ²⁺ , SO ₂ , SO ₃ ; X ²⁺ Ba ²⁺ SO ₄	Cl=35, ⁵ ClH, ClM, ClCl, ClOH, ClO ²⁺ H, AgCl.	
Ряд 4	K=39 KCl, KOH, K ²⁺ O, KNO ₃ ; K ²⁺ PtCl ₆ ; K ²⁺ SiF ₆	Ca=40 CaSO ₄ ; CaOnSiO ₂ , CaCl ₂ ; CaO, CaCO ₃	44=Eb?	Ti=48(50) ² TiCl ₄ ; TiO ₂ ; Ti ²⁺ O ₃ , FeTiO ₃ ; TiOSO ₄	V=51 VOCl ₃ ; V ²⁺ O ₃ ; VO ₂ , Pb ²⁺ V ²⁺ O ₃ ; VO ₂	Cr=52 CrCl ₃ ; CrCl ₂ ; Cr ²⁺ O ₃ , CrO ₃ ; K ²⁺ CrO ₄ ; Cr ²⁺ O ₃ Cl ₂	Mn=55 MnK ²⁺ O; MnK ²⁺ O ² , MnCl ₂ ; MnO, MnO ₂	Fe=56 FeK ²⁺ O; FeS ₂ , FeO ₂ ; Fe ²⁺ O ₃ , FeK ²⁺ Cy ²⁺
Ряд 5	Cu=63 CuX, CuX ²⁺	Zn=65 ZnCl ₂ ; ZnO, ZnCO ₃ , ZnSO ₄ ; ZnEt ₂ ²⁺	68=El?	72=Es? 71, EsO ²⁺ ?	As=75 AsH ₃ ; AsCl ₃ ; As ²⁺ O ₃ , As ²⁺ O ₅ ; As ²⁺ S ₅	Se=78 SeH ₂ ; SeO ²⁺ ; SeO ₂ , SeM ²⁺ ; SeM ²⁺ O ²⁺	Br=80 BrH, BrM, BrO ²⁺ M, BrAg	Co=59 CoX ²⁺ ; CoX ²⁺ , CoX ²⁺ 5NH ²⁺ , CoK ²⁺ Cy ²⁺
Ряд 6	Rb=85 RbCl, RbOH, Rb ²⁺ PtCl ₆	Sr=87 SrCl ₂ ; SrO, SrH ²⁺ O ²⁺ , SrSO ₄ ; SrCO ₃	Yt=88? ?Yt ²⁺ O ₃ ; YtX ²⁺ ?	Zr=90 ZrCl ₄ ; ZrO ₂ ; ZrX ²⁺ .	Nb=94 NbCl ₅ ; Nb ²⁺ O ₃ , Nb ²⁺ O ₅ ; NbOK ²⁺ F ²⁺	Mo=96 MoCl ₅ ; MoS ₃ ; MoO ₃ , M ²⁺ MoO ²⁺ nMoO ²⁺	100	Cu=63 CuX, CuX ²⁺ ; CuH, Cu ²⁺ O, Cu ²⁺ O ₂ , CuKCy ²⁺
Ряд 7	Ag=108 AgX, AgCl ₂	Cd=112 CdCl ₂ ; CdO, CdS, CdSO ₄	In=113 InCl ₃ ; In ²⁺ O ₃	Sn=118 SnCl ₄ ; SnCl ₂ ; SnO, SnX ²⁺ ; SnNa ²⁺ O ²⁺	Sb=122 SbH ₃ ; SbCl ₃ ; Sb ²⁺ O ₃ , Sb ²⁺ O ₅ ; Sb ²⁺ S ₅ ; SbOX	Te=125(128?) TeH ₂ ; TeCl ₄ ; TeO ₂ , TeO ²⁺ M; TeM ₂	J=127 JH, JAg, JHO, JHO; H ₂ J ₂ KJ	Ni=59 NiX ²⁺ ; NiO ₂ , NiSO ²⁺ 6H ²⁺ O, NiK ²⁺ Cy ²⁺
Ряд 8	Cs=133 CsCl, CsOH, Cs ²⁺ PtCl ₆	Ba=137 BaCl ₂ ; BaH ²⁺ O ²⁺ ; BaO, BaSO ₄ ; BaSiF ₆	Di=138? ?Di ²⁺ O ₃ ; DiX ²⁺ ?	Ce=140(138?) CeCl ₃ ; Ce ²⁺ O ₃ ; CeO ₂ , CeX ²⁺ ; CeX ²⁺ ; CeK ²⁺ X ²⁺	142	146	148	Pd=106 PdH ₂ ; PdO ₂ , PdJ ₂ ; PdCl ₂ , PdK ²⁺ Cy ²⁺
Ряд 9	153	158	160	162	164	166	168	Ag=108 AgNO ²⁺ ; AgX, AgCl ₂ ; Ag ²⁺ O ₂ , AgKCy ²⁺
Ряд 10	175	177	Er=178? ?Er ²⁺ O ₃ ; ErX ²⁺ ?	La=180? ?LaO ₂ ; LaX ²⁺ ?	Ta=182 TaCl ₅ ; Ta ²⁺ O ₃ , TaK ²⁺ F ₇	W=184 WCl ₆ ; WCl ₅ ; WO ₃ , K ²⁺ W ²⁺ O ²⁺ nWO ²⁺	190	Os=193 OsO ₄ ; OsH ²⁺ O ²⁺ , OsCl ₂ ; OsCl ₃ , OsK ²⁺ Cy ²⁺
Ряд 11	Au=197 AuX, AuX ²⁺	Hg=200 HgCl ₂ ; HgCl ₂ Hg ²⁺ O ₂ , HgO ₂ ; HgX ²⁺ nHgO	Tl=204 TlCl ₃ ; Tl ²⁺ O, Tl ²⁺ O ₂ , Tl ²⁺ SO ₄ ; TlCl ₃	Pb=207 PbCl ₂ ; PbO, PbO ₂ , PbEt ₄ ; PbSO ₄ ; PbK ²⁺ O ²⁺	Bi=208 BiCl ₃ ; Bi ²⁺ O ₃ ; Bi ²⁺ O ²⁺ H ₂ , BiX ²⁺ ; BiOX, BiNO ²⁺ (HO) ₂	210	212	Ir=195 K ²⁺ IrCl ₆ ; IrCl ₃ , IrCl ₂ ; Ir ²⁺ O ₃ , IrK ²⁺ Cy ²⁺
Ряд 12	220	225	227	Th=231 ThCl ₄ ; ThO ₂ , ThX ²⁺ ; Th(SO ²⁺) ₄	235	U=240 UCl ₄ ; UO ₂ ; UO ²⁺ X ²⁺ , UO ₂ M ²⁺ U ²⁺ O ₂	245	Pt=197 PtCl ₂ ; PtO ₂ , PtCl ₄ ; PtK ²⁺ X ²⁺ , PtK ²⁺ Cy ²⁺
								Au=197 AuCl ₃ ; AuCl, Au ²⁺ O ₂ ; Au ²⁺ O ₂ , AuKCy ²⁺

* Тяло твердое, мало-растворимое в водѣ.
 ^ Тяло газообразное или летучее.
 M=K, Ag, ... M²⁺=Ca, Pb, ...
 X=Cl, ONO, OH, OM, ... X²⁺=SO²⁺, CO²⁺, O₂S, ...

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			

Bloki elektronowe w układzie okresowym



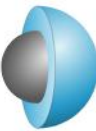
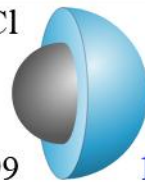
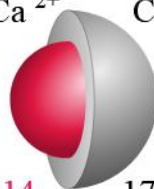
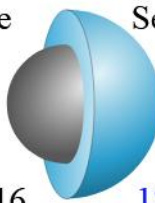
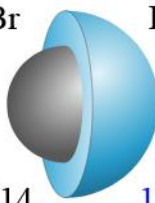
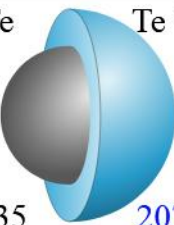
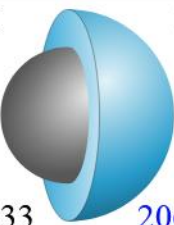
Zmiany właściwości w układzie okresowym

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



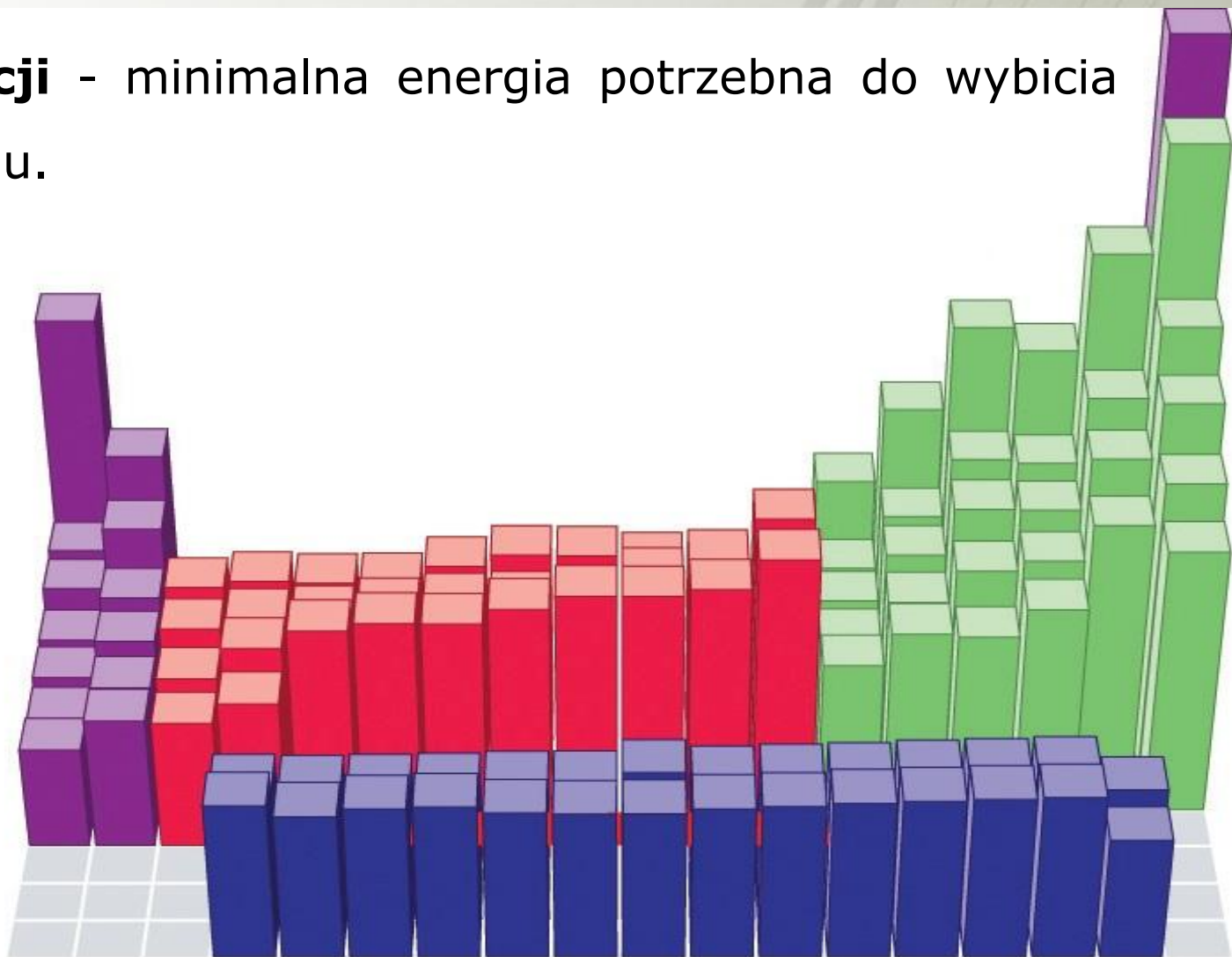
Promień jonowy

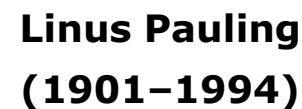
Promień jonowy – promień jonu, atomu po oderwaniu lub przyłączeniu elektronu.

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

Pierwsza energia jonizacji

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





Linus Pauling: elektroujemność to zdolność pierwiastka do przyciągania elektronów.

Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.9	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.7	Ba 0.9	La-Lu 1.0-1.2	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.4	U 1.4	Np-No 1.4-1.3										

Charakter metaliczny

Charakter metaliczny - zdolność do oddawania elektronów.

Charakter metaliczny -zdolność do oddawania elektronów.																	18
1 1,01 H																	2 4,00 He
3 6,94 Li	4 9,01 Be											13 10,81 B	14 12,01 C	15 14,01 N	16 16,00 O	17 19,00 F	18 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

Nazewnictwo grup układu okresowego

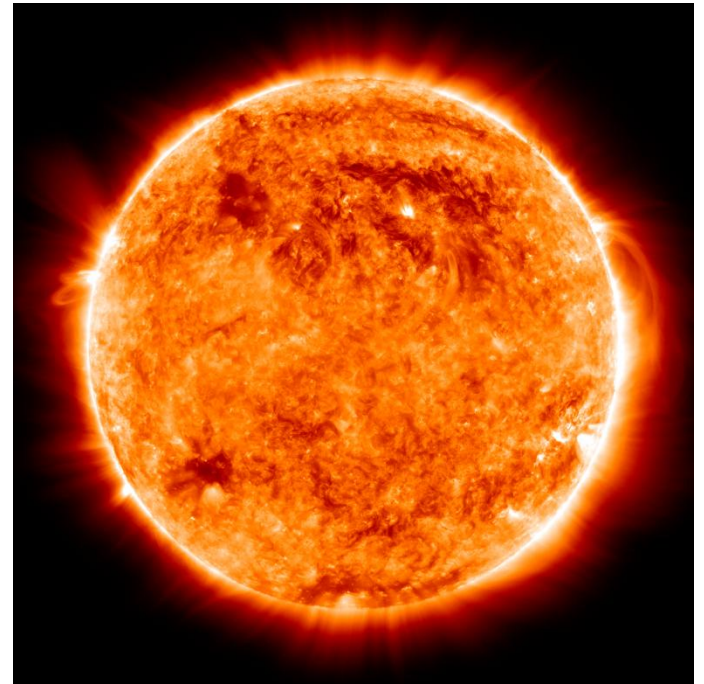
grupa pierwiastków	nazwa systematyczna	nazwa zwyczajowa
1	litowce	metale alkaliczne
2	berylowce	metale ziem alkalicznych, wapniowce (oprócz Be)
13	borowce	glinowce (oprócz B)
14	węglowce	—
15	azotowce	—
16	tlenowce	—
17	fluorowce	chlorowce, halogenowce
18	helowce	gazy szlachetne
Fe, Co, Ni	-	żelazowce
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	$H^+ = 1s^0$
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:

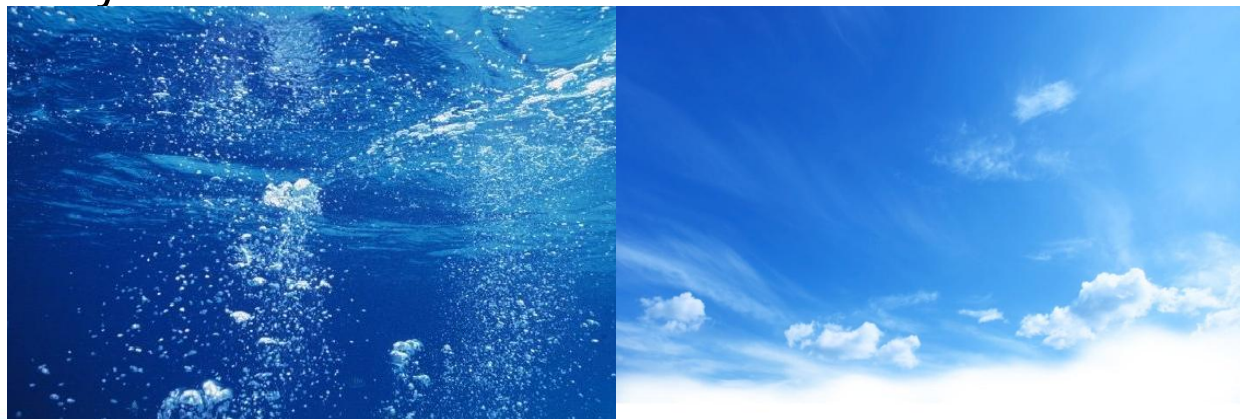
- pył gwiazdny (91% wszystkich atomów),
- reakcje termojądrowe wodoru do helu ($T > 10\,000\,000\text{K}$) są głównym źródłem energii gwiazd,



Występowanie w przyrodzie:

Na Ziemi 0,87% mas. (15,4% atomów):

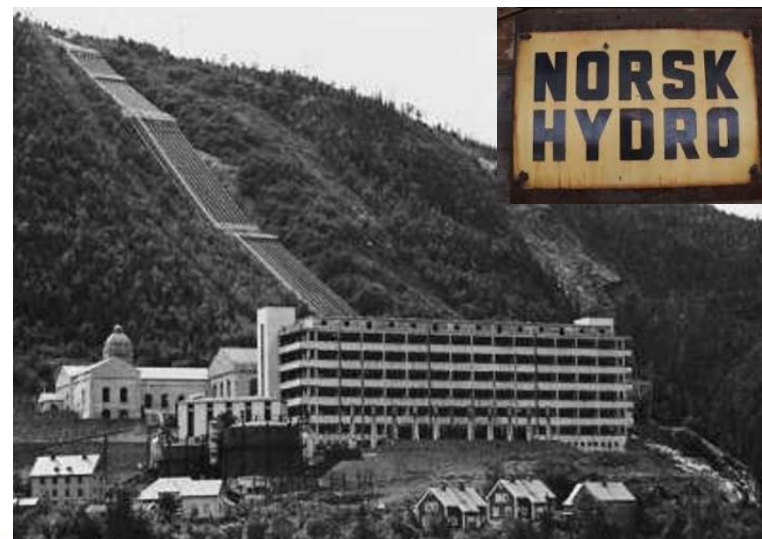
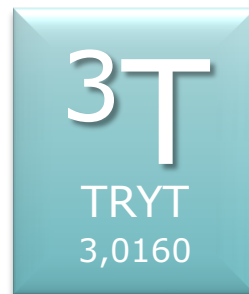
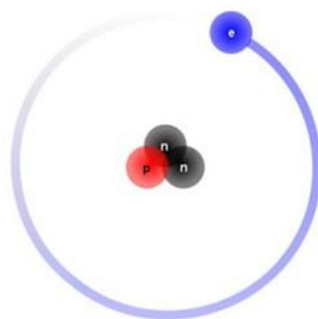
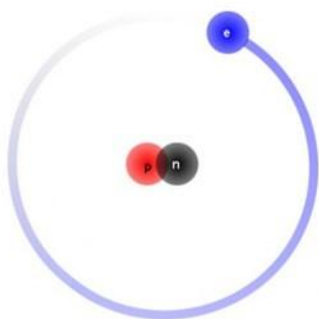
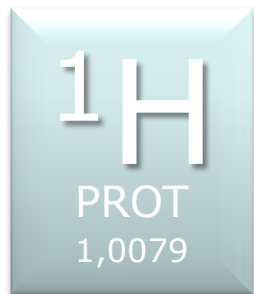
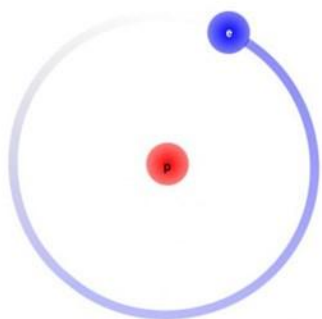
- w stanie związanym: woda, związki organiczne, kwasy, zasady,
- wolny wodór (dwuatomowe cząsteczki H_2): śladowe ilości w atmosferze ($5 \times 10^{-5}\%$ obj. w pobliżu powierzchni ziemi, 0,9%obj. w górnych warstwach atmosfery),
- izotopy: deuter stanowi 0,016% wodoru naturalnego (wolnego i związanego),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



Izotopy wodoru

Wodór posiada trzy izotopy: prot, deuter i tryt.

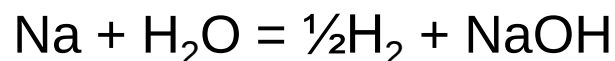
Deuter stanowi 0,016% wodoru naturalnego (wolnego i związanego).



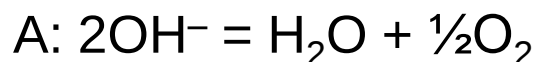
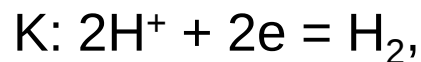
Otrzymywanie wodoru

W skali laboratoryjnej:

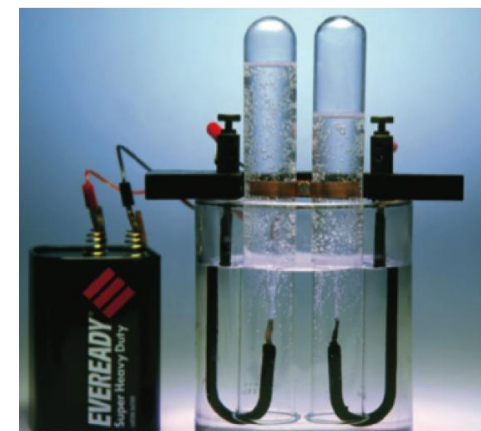
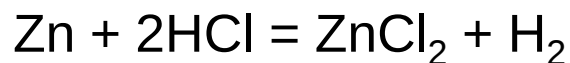
- w reakcji wody z aktywnymi metalami (o ujemnym potencjale normalnym):



- w procesie elektrolizy:



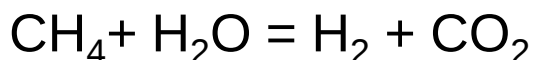
- reakcji metali z kwasami:



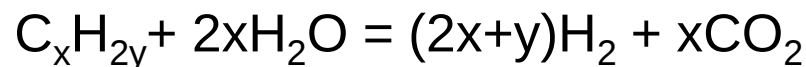
Otrzymywanie wodoru w skali przemysłowej

W skali przemysłowej

– konwersja metanu z parą wodną:



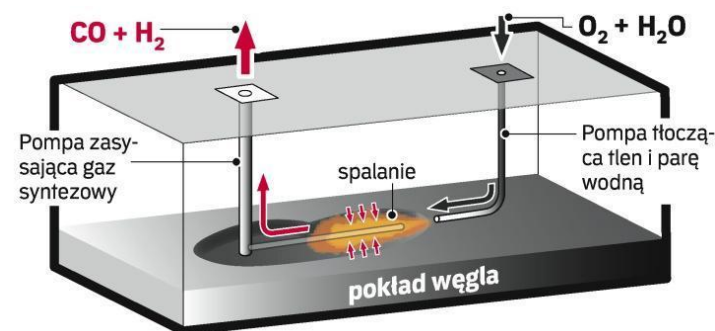
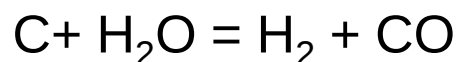
– konwersja węglowodorów z ropy naftowej z parą wodną:



– produkt uboczny elektrolitycznego

otrzymywania NaOH z NaCl,

– dawniej z gazu wodnego otrzymywanego przez 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.



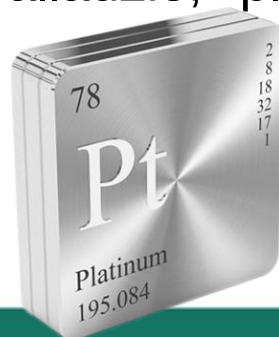
Karol Olszewski
1846-1915



Zygmunt Wróblewski
1845-1888

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).



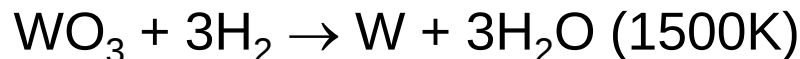
Własności chemiczne

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

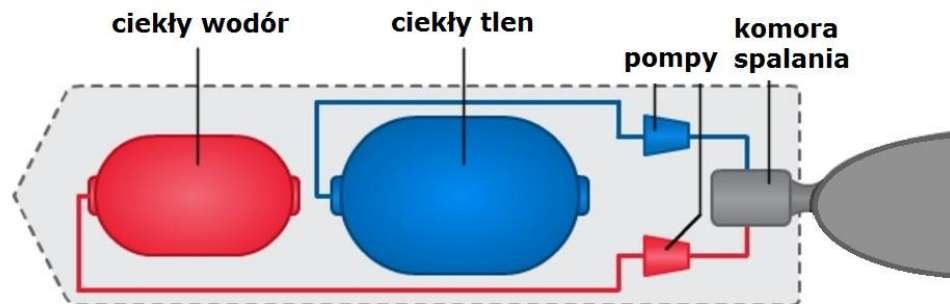
– dawniej do napełniania balonów i sterowców,



– ogniwa paliwowe,

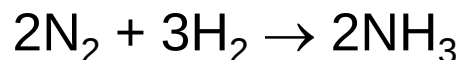


– paliwo w silnikach rakietowych.



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),



Najważniejsze związki



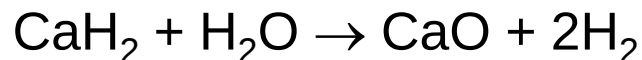
Monotlenek diwodoru - bezbarwny, bez zapachu i smaku, główny składnik kwaśnych deszczy i ścieków, przyczynia się do efektu cieplarnianego, powoduje poważne poparzenia, przyczynia się do erozji gleby, znacznie przyspiesza korozję metali, może powodować uszkodzenia urządzeń elektrycznych, zmniejsza efektywność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

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.

Wodorki X_mH_n

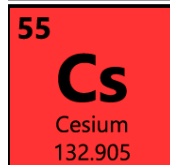
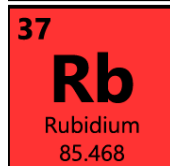
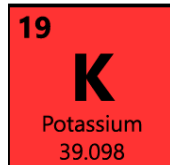
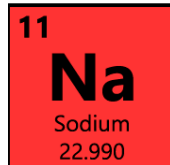
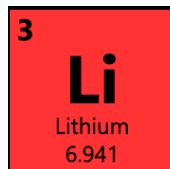
Wodorki typu soli – związki tworzące sieci jonowe (jon H^-), powstają w wyniku reakcji wodoru z litowcami i berylowcami (prócz berylu i magnezu) w podwyższonej temperaturze, w reakcji z wodą wydziela się wodór:



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



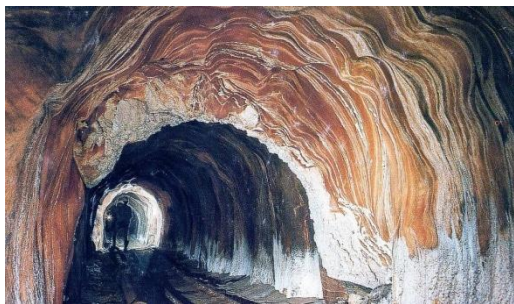
Symbol	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Nazwa	lit	sód	potas	rubid	cez	frans
Konfiguracja elektronowa	2s ¹	3s ¹	4s ¹	5s ¹	6s ¹	7s ¹
Masa atomowa	6,94	22,99	39,09	85,47	132,9	(223)
Temperatura topnienia [K]	435	371	337	312	301	303
Temperatura wrzenia [K]	1620	1154	1027	961	978	950
Gęstość [g/cm ³]	0,534	0,97	0,86	1,53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

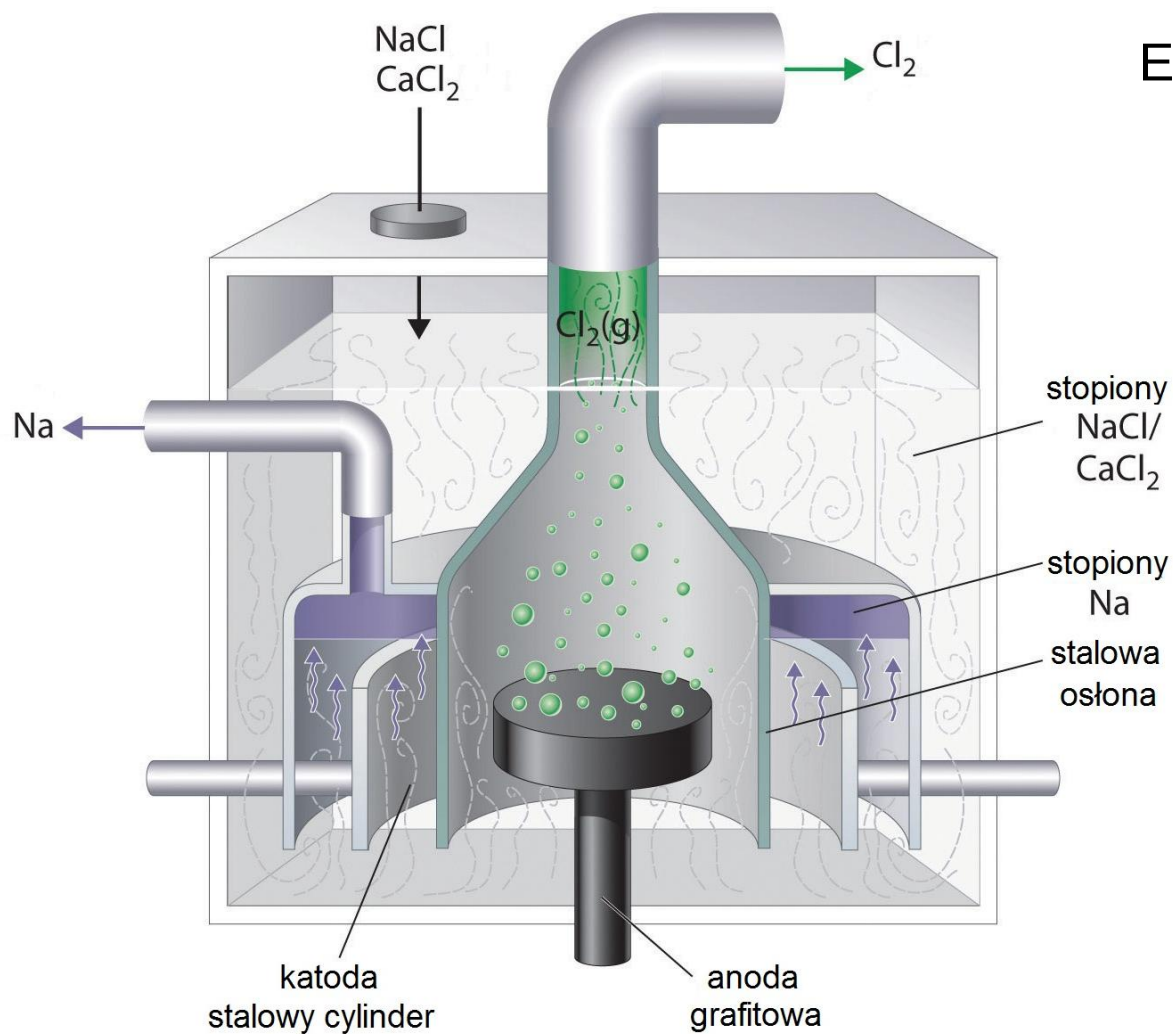
Litowce różnią się rozpowszechnieniem w przyrodzie: Na 2,6%; K 2,4%; Li $6,5 \times 10^{-3}\%$; Rb $2,08 \times 10^{-2}\%$; Cs $3,2 \times 10^{-4}\%$, Fr - nietrwały izotop promieniotwórczy.

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

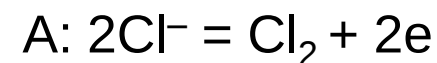
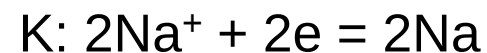
Na w skaleniach $\text{Na}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$ (albit), NaCl - w złożach soli kamiennej, wodach morskich i oceanów, saetrze chilijskiej - NaNO_3 .



Otrzymywanie

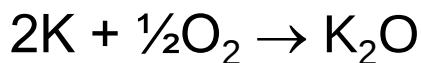


Elektroliza ze stopionych soli:

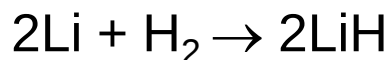


Własności chemiczne i fizyczne

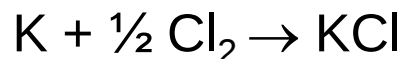
Miękkie metale o srebrzystobiałej barwie i połysku, o małej gęstości, bardzo aktywne chemicznie. Reagują z tlenem z powietrza:



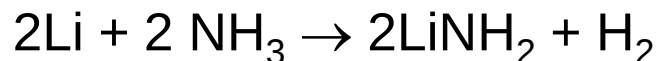
W podwyższonych temp. łączą się z wodorem:



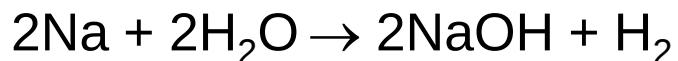
Reagują gwałtownie z fluorowcami do halogenków:



Ogrzewane z gazowym amoniakiem dają amidki:

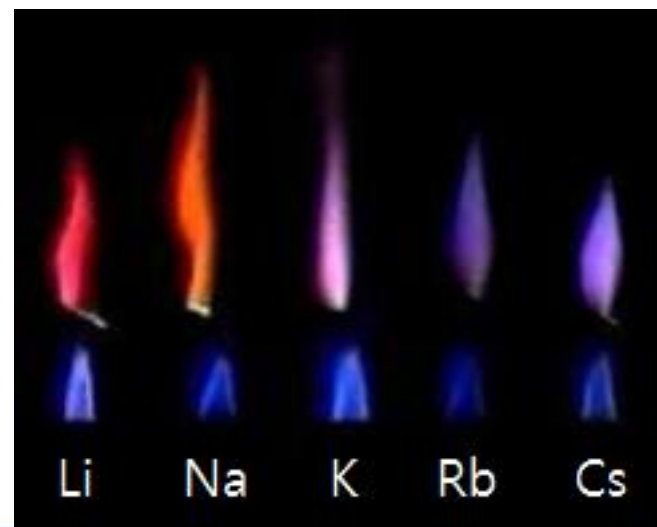


Gwałtownie reagują z wodą:



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.

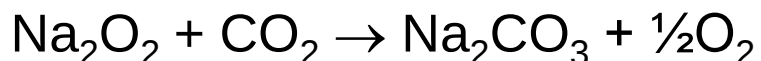
Sód – produkcja Na_2O_2 do wyrobu wybielaczy, redukcja związków organicznych, lampy sodowe, w stanie ciekłym chłodziwo w niektórych reaktorach.

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:

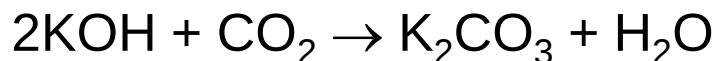


NaOH wodorotlenek sodu (soda kaustyczna) – biała krystaliczna substancja, żrący, silnie higroskopijny, stosowany do produkcji mydła, barwników organicznych, sztucznego jedwabiu, otrzymywania celulozy z drewna, środek neutralizujący.



Najważniejsze związki

KOH wodorotlenek potasu - silnie higroskopijny, stosowany do produkcji mydła w płynie, w syntezach organicznych, do otrzymywania dwuchromianu i nadmanganianu potasu, pochłaniania CO₂ 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.

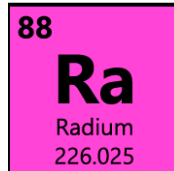
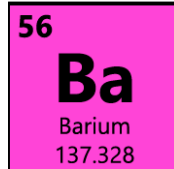
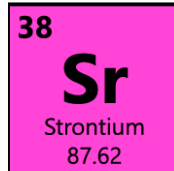
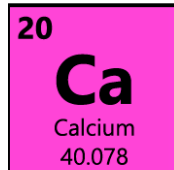
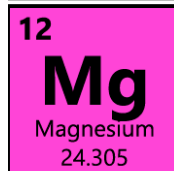
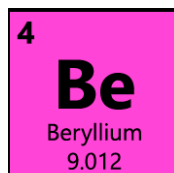


NaHCO_3 wodorowęglan sodu (soda oczyszczona) – proszek do pieczenia:

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

NaNO_3 azotan (V) sodu (saletra chilijska), **KNO_3 azotan (V) potasu** (saletra indyjska) – nawozy mineralne, stosowane w produkcji prochu strzelniczego.





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] druga en. jonizacji [kJ/mol]	899,5 1757	737,7 1451	589,8 1145	549,5 1064	502,9 965,3	509,4 979,1
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

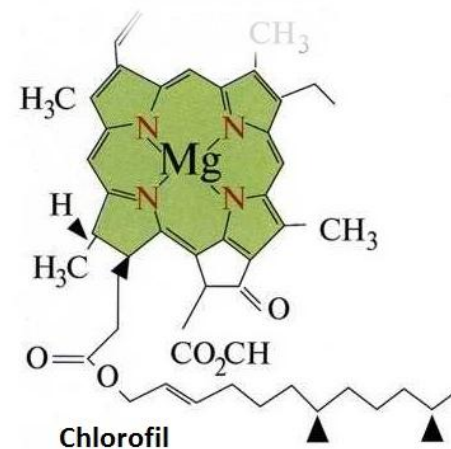
Występowanie w przyrodzie:

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

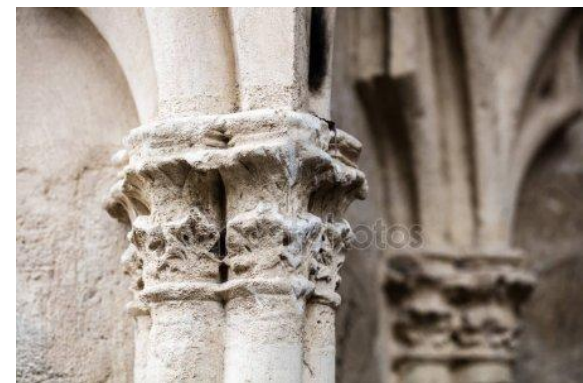
Be tworzy nieliczne i rzadkie minerały: glinokrzemiany np. $\text{Be}_3\text{Al}_2[\text{Si}_6\text{O}_{18}]$ (beryl), zabarwiony śladową ilością chromu - szmaragdy.



Mg: minerały – $(\text{Mg}, \text{Fe})_2\text{SiO}_4$ (oliwin), $\text{Mg}_6(\text{OH})_8(\text{Si}_4\text{O}_{10})$ (serpentyt), $\text{Mg}_3(\text{OH})_2(\text{Si}_4\text{O}_{10})$ (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 (mieszanina 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),

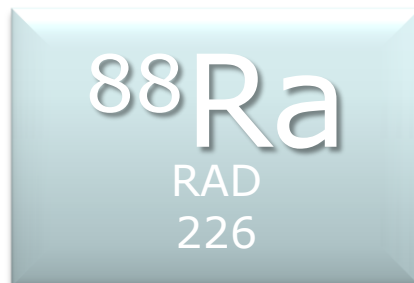
Ba: BaSO_4 (baryt), BaCO_3 (witeryt),

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



Maria Skłodowska-Curie

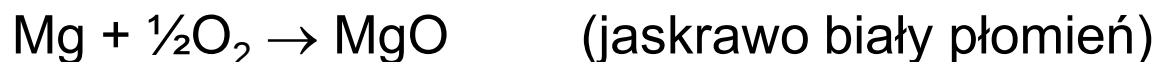
1867-1937



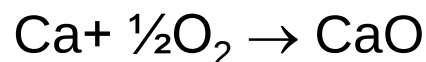
Własności chemiczne i fizyczne

Pierwiastki aktywne chemicznie.

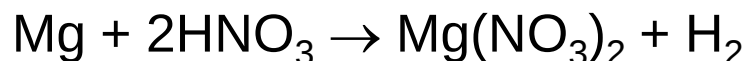
Mg spala się w powietrzu:



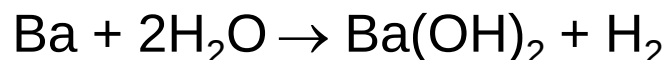
Pozostałe reagują z tlenem z powietrza w temp. pokojowej:



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.

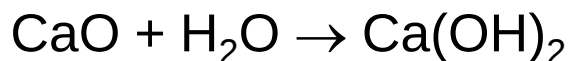
MgO tlenek magnezu – stosowany do wyrobu cementów, lek na nadkwasotę, zmieszany ze stężonym roztworem $MgCl_2$ stanowi cement Sorela.



CaO tlenek wapnia (wapno palone) – otrzymywany w procesie prażenia węglanu 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.

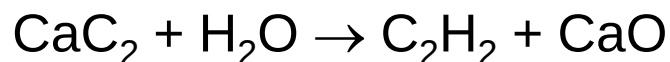


CaCO_3 węglan wapnia – krystaliczna substancja służy m.in. do wyrobu kredy do pisania i pasty do zębów, surowiec do otrzymywania wapna palonego.

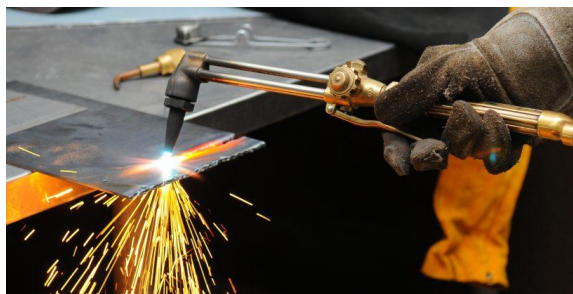
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ wodorowęglan wapnia – nadaje wodom mineralnym dobry smak, powoduje przemijającą twardość wody.



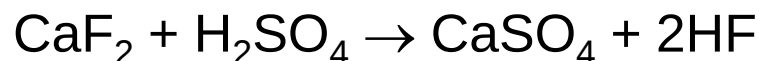
CaC₂ węgiel wapnia (karbid) – reaguje z wodą dając etyn (acetylen):



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.

CaSO_4 siarczan (VI) wapnia – gips stosowany w budownictwie i medycynie,
 BaSO_4 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 uradowana!