



**Konsultacje Atom i cząsteczka
16 lutego 2023**

dr Anna Tokarzewicz

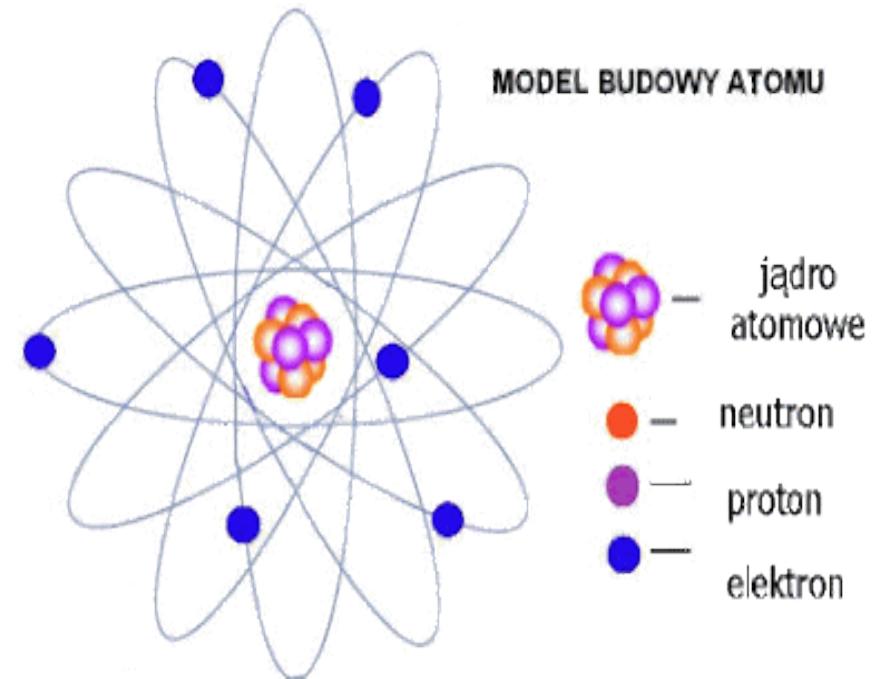
ZAKŁAD BIOCHEMII LEKARSKIEJ

PUBLIKACJA DOFINANSOWANA ZE ŚRODKÓW BUDŻETU PAŃSTWA
W RAMACH PROGRAMU MINISTRA EDUKACJI I NAUKI
POD NAZWĄ BIOLOGIA I CHEMIA PO AKADEMICKU 2
NR PROJEKTU SONP/SP/548089/2022
KWOTA DOFINANSOWANIA
33 100 zł
CAŁKOWITA WARTOŚĆ PROJEKTU
37 100 zł



Budowa atomu

- ✓ Atom to „cegiełka” tworząca pierwiastki i związki chemiczne
- ✓ W środku każdego atomu znajduje się jądro atomowe (protony ($q+$) i neutrony ($q 0$) - nukleony).
- ✓ Na zewnątrz atomu poruszają się w różnych kierunkach ujemnie naładowane elektrony ($q-$), tworząc chmurę elektronową.
- ✓ Protony, elektrony i neutrony nazywamy cząsteczkami subatomowymi
- ✓ Atom jest elektrycznie obojętny (nie jest obdarzony żadnym ładunkiem) - dodatni ładunek protonów jest neutralizowany ujemnym ładunkiem elektronów
- ✓ średnica atomu jest około 100 000 razy większa od średnicy jądra, tzn. gdyby jądro powiększyć do rozmiarów małej monety o średnicy kilku milimetrów, wówczas cały atom byłby kulą wielkości stadionu sportowego.



Rys. 1. Budowa atomu; (źródło: <https://chemia-na-6tke.blogspot.com/2016/10/atomy-sa-wsrod-nas.html>)

Opis składu jąder atomowych

- ✓ atomy o określonej liczbie protonów i neutronów w jądrze nazywamy nuklidami
- ✓ opisujemy je za pomocą liczb jądrowych:
 - liczby atomowej Z (liczba protonów = liczba elektronów)
 - Liczby masowej A (liczba protonów + liczba neutronów)

Liczba masowa
(protony + neutrony)

A

Liczba atomowa
(protony)

Z

X

Rys. 2. Opis składu atomu; (źródło: <https://chemia-na-6tke.blogspot.com/2016/11/izotopy-i-srednia-wazona-mas-atomowych.html>)

Izotopy

- Pierwiastek to zbiór atomów o takiej samej liczbie protonów w jądrze
- Izotopy są to odmiany danego pierwiastka, różniące się liczbą neutronów w jądrze
- Pierwiastki cechują się bardzo różną liczbą izotopów

Np. Izotopy wodoru:

- ^1H - prot (H), wodór lekki;
- ^2H - deuter (D), wodór ciężki;
- ^3H - tryt (T), wodór promieniotwórczy;
- W przyrodzie mamy do czynienia z mieszaninami izotopów -> średnia masa atomowa

$$M = \frac{M_1 \cdot p_1\% + M_2 \cdot p_2\% + \dots + M_n \cdot p_n\%}{100\%}$$

Gdzie: M_1, M_2, M_n to masy poszczególnych izotopów,

$p_1\%, p_2\%, p_n\%$ to ich zawartości procentowe w składzie pierwiastka, które są niezmiennie.

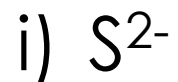
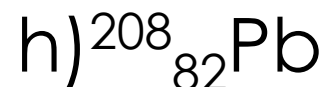
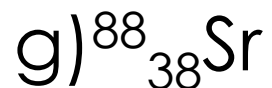
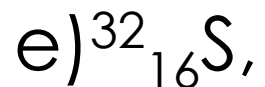
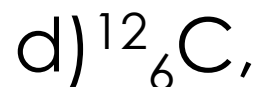
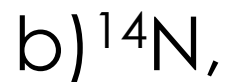
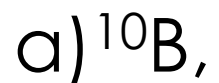
Zadanie

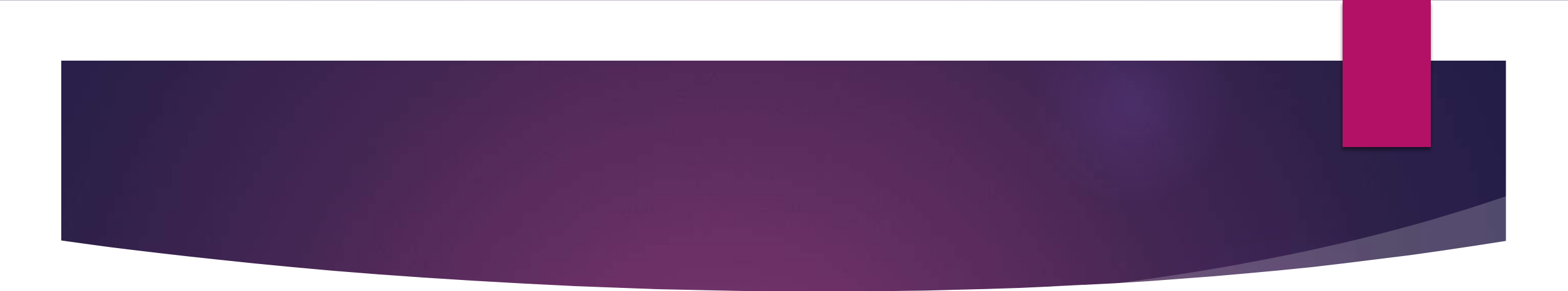
Posługując się układem okresowym, określ, jakie to pierwiastki: $^{12}_6\text{X}$, $^{23}_{11}\text{X}$, $^{35}_{17}\text{X}$,

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW																	
1																	18
1 H Wodór 1,01																	2 He Hel 4,00
3 Li Lit 6,94	4 Be Beryl 9,01											5 B Bor 10,81	6 C Węgiel 12,01	7 N Azot 14,01	8 O Tlen 16,00	9 F Fluor 19,00	10 Ne Neon 20,18
11 Na Sód 23,00	12 Mg Magnez 24,31											13 Al Glin 26,98	14 Si Krzem 28,08	15 P Fosfor 30,97	16 S Siarka 32,07	17 Cl Chlor 35,45	18 Ar Argon 39,95
19 K Potas 39,10	20 Ca Wapń 40,08	21 Sc Skand 44,96	22 Ti Tytan 47,88	23 V Wanad 50,94	24 Cr Chrom 52,00	25 Mn Mangan 54,94	26 Fe Żelazo 55,85	27 Co Kobalt 58,93	28 Ni Nikiel 58,69	29 Cu Miedź 63,55	30 Zn Cynk 65,39	31 Ga Gal 69,72	32 Ge German 72,61	33 As Arsen 74,92	34 Se Selen 78,96	35 Br Brom 79,90	36 Kr Krypton 83,80
37 Rb Rubid 85,47	38 Sr Stront 87,62	39 Y Itr 88,91	40 Zr Cykon 91,22	41 Nb Niob 92,91	42 Mo Molibden 95,94	43 Tc Technet 97,91	44 Ru Ruten 101,07	45 Rh Rod 102,91	46 Pd Pallad 106,42	47 Ag Srebro 107,87	48 Cd Kadm 112,41	49 In Ind 114,82	50 Sn Cyna 118,71	51 Sb Antymon 121,76	52 Te Tellur 127,60	53 I Jod 126,90	54 Xe Ksenon 131,29
55 Cs Cez 132,91	56 Ba Bar 137,33	57 La Lantan	72 Hf Hafn 178,49	73 Ta Tantal 180,95	74 W Wolfram 183,84	75 Re Ren 186,21	76 Os Osm 190,23	77 Ir Iryd 192,22	78 Pt Platyna 195,08	79 Au Złoto 196,97	80 Hg Rtęć 200,59	81 Tl Tal 204,38	82 Pb Ołów 207,20	83 Bi Bizmut 208,98	84 Po Polon 208,98	85 At Astat 209,99	86 Rn Radon 222,02
87 Fr Frans 223,02	88 Ra Rad 226,03	89 Ac Aktyn	104 Rf Ruterford 261,11	105 Db Dubn 263,11	106 Sg Seaborg 265,12	107 Bh Bohr 264,10	108 Hs Has 269,10	109 Mt Meitner 268,10	110 Ds Darmstadt 281,10	111 Rg Roentgen 280	112 Cn Kopernik 285	113 Uut Ununtri 284	114 Fl Flerow 289	115 Uup Ununpent 289	116 Lv Liwermor 293	117 Uus Ununsept 294	118 Uuo Ununokt 294
LANTANOWCE		58 Ce Cer 140,12	59 Pr Prazeodym 140,91	60 Nd Neodym 144,24	61 Pm Promet 144,91	62 Sm Samar 150,36	63 Eu Europ 151,96	64 Gd Gadolin 157,25	65 Tb Terb 158,93	66 Dy Dysproz 162,50	67 Ho Holm 164,93	68 Er Erb 167,26	69 Tm Tul 168,93	70 Yb Iterb 173,04	71 Lu Lutet 174,97		
AKTYNOWCE		90 Th Tor 232,04	91 Pa Protaktyn 231,04	92 U Uran 238,03	93 Np Neptun 237,05	94 Pu Pluton 244,06	95 Am Ameryk 243,06	96 Cm Kiur 247,07	97 Bk Berkel 247,07	98 Cf Kaliforn 251,08	99 Es Einstein 252,09	100 Fm Ferm 257,10	101 Md Mendelew 258,10	102 No Nobel 259,10	103 Lr Lawrans 262,11		

Zadanie

Oblicz ile cząsteczek subatomowych każdego rodzaju znajduje się w atomach bądź jonach następujących pierwiastków:





Odpowiedź:

a) $5p^+$, $5e^-$, $5n$,

b) $7p^+$, $7e^-$, $7n$,

c) $20p^+$, $20e^-$, $20n$

d) $6p^+$, $6e^-$, $6n$

e) $16p^+$, $18e^-$, $16n$,

f) $19p^+$, $19e^-$, $21n$

g) $38p^+$, $38e^-$, $50n$

h) $82p^+$, $82e^-$, $126n$

i) $16p^+$, $18e^-$, $16n$,

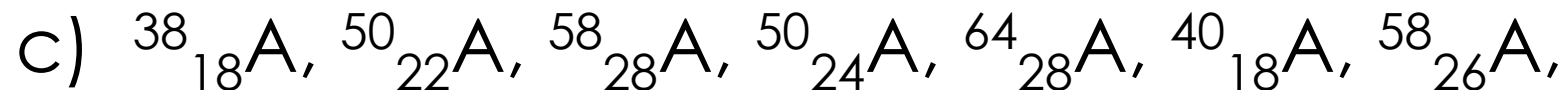
j) $17p^+$, $18e^-$, $18n$

k) $11p^+$, $10e^-$, $12n$

l) $12p^+$, $10e^-$, $12n$

Zadanie

Wskaż symbole, będące w danym szeregu izotopami:

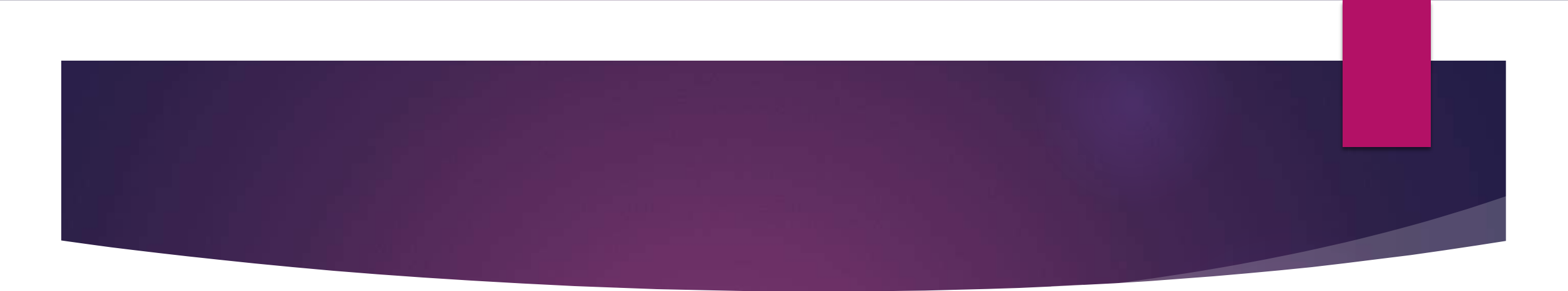


Odpowiedź:



Zadanie

- Bor występuje w postaci 2 izotopów o masach atomowych 10u i 11u przy czym procentowa zawartość ^{10}B w naturalnym pierwiastku wynosi 19,6%, a zawartość ^{11}B wynosi 80,4%. Oblicz masę atomową boru:

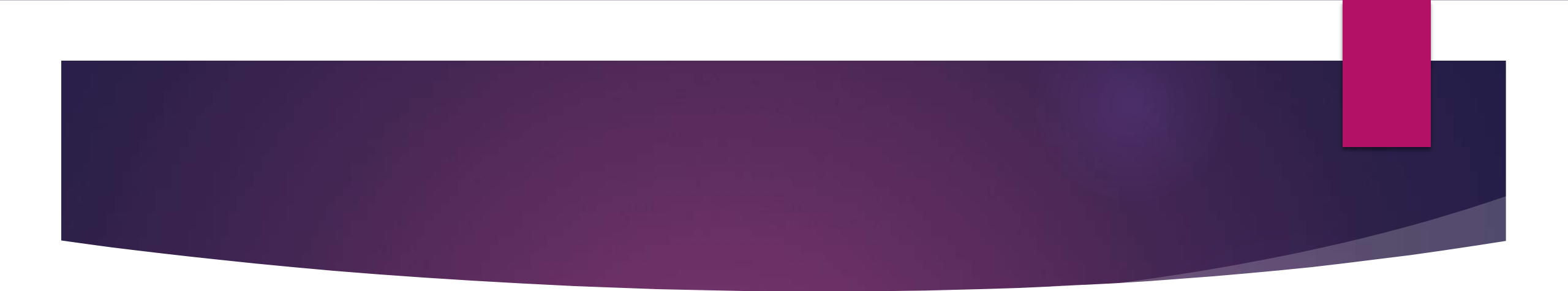


Odpowiedź:

$$M_{at} = \frac{19,6\% \cdot 10u + 80,4\% \cdot 11u}{100\%} = 10,8u$$

Zadanie

- Oblicz średnią masę atomową chloru, skoro wiesz, że składa się on w 75% z izotopu ^{35}Cl i izotopu ^{37}Cl .



Odpowiedź:

$$Mat = \frac{75\%*35u+25\%*37u}{100\%} = 35,5u$$

Budowa atomu – powłoki elektronowe

- ▶ Orbitalem (funkcja falowa) – opisuje on prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w danym miejscu w atomie i nie ma ostrej granicy odcinającej go od otoczenia; orbital jest obszar atomu w którym prawdopodobieństwa znalezienia elektronu jest największe; orbitale w atomie przenikają się
- ▶ Każdy elektron w atomie ma swój „adres” czyli komplet liczb kwantowych, które pozwalają dokładnie zdefiniować jego orbital

Numer powłoki (n)	Oznaczenie literowe	Maksymalna liczba elektronów na powłoce ($2n^2$)
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32
5	O	(50)
6	P	(72)
7	Q	(98)

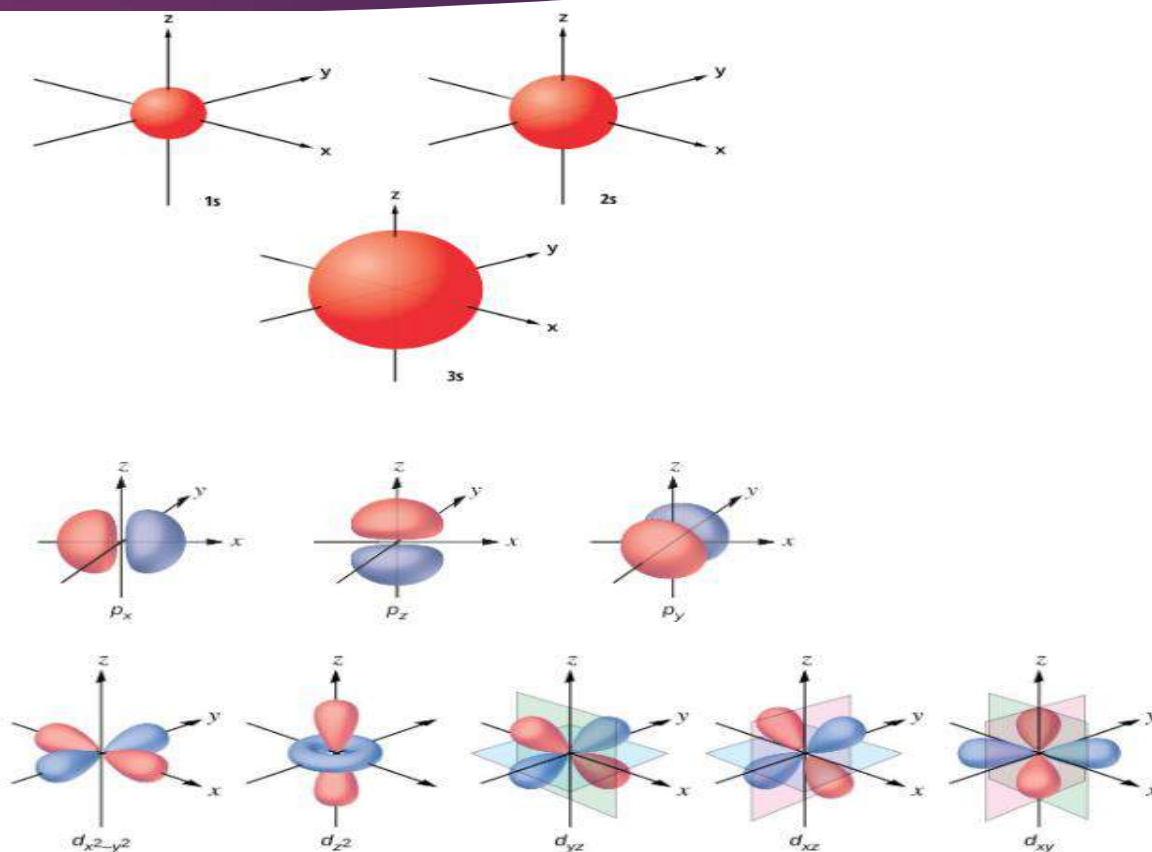
Rys. 3. Oznaczenie powłok w atomie; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)

Budowa atomu – powłoki elektronowe

Wartość l	0	1	2	3	4
Typ orbitalu	s	p	d	f	(g)
Maksymalna liczba elektronów	2	6	10	14	(18)

Rys. 4. Zestawienie pobocznej liczby kwantowej z typem orbitalu;
(źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska,
Ryszard Marcinkowski)

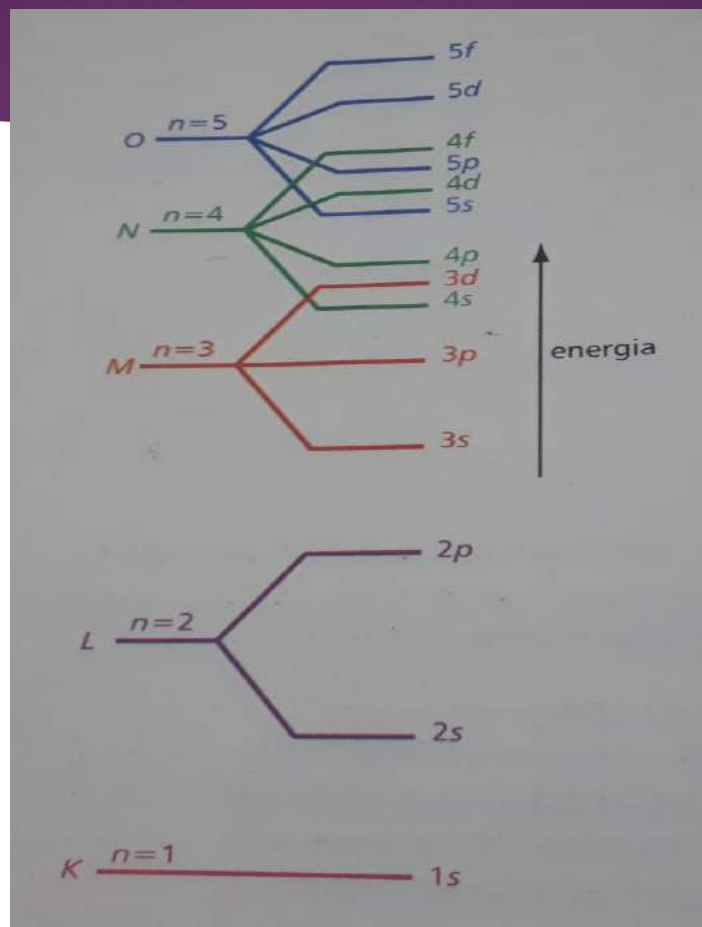
- ▶ n - główna liczba kwantowa – oznacza numer powłoki, na której znajduje się elektron; znając ją możemy oszacować średnią odległość elektronu od jądra
- ▶ l - poboczna liczba kwantowa – charakteryzuje kształt orbitali i może przyjmować wartości $0, 1, 2, 3, \dots (n-1)$;
- ▶ m - magnetyczna liczba kwantowa – przybiera wartości z przedziału $-l \dots 0 \dots +l$; określa w jakiś sposób chmura elektronowa zachowuje się w polu magnetycznym (układa się w przestrzeni)
- ▶ m_s - magnetyczna spinowa liczba kwantowa – upraszczając określa kierunek obrotu elektronu wokół własnej osi; przyjmuje dwie wartości: $+1/2$ i $-1/2$



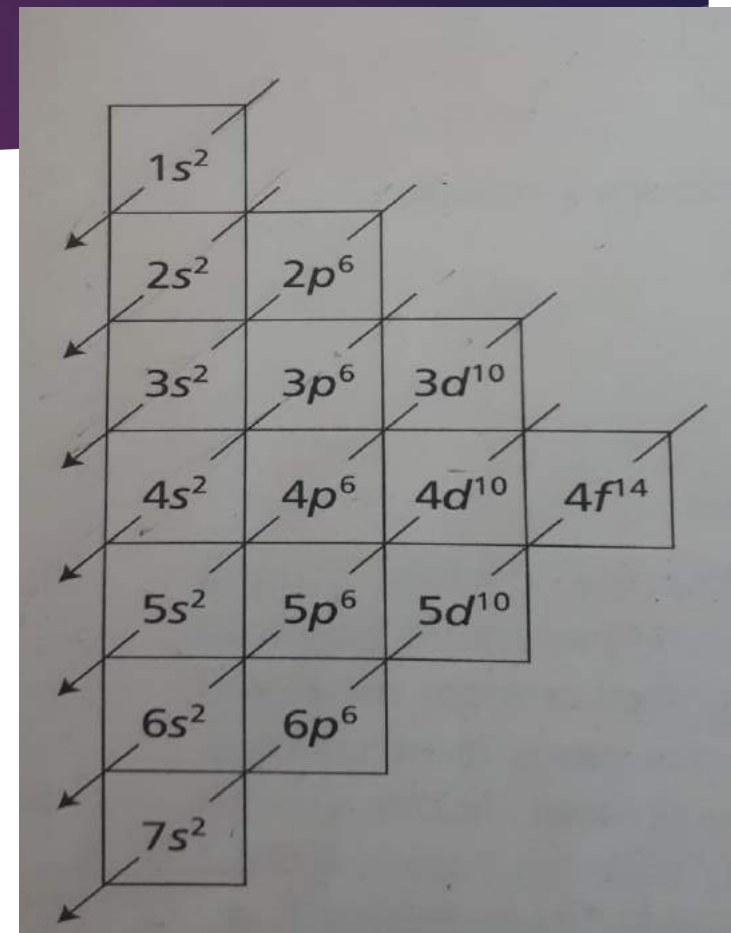
Rys. 5. Kształty orbitali elektronowych; źródło: <https://zpe.gov.pl/b/co-to-jest-hybrydyzacja/PBkt4WhRA>

Budowa atomu – powłoki elektronowe

- ▶ Zakaz Pauliego- liczby kwantowe w sposób precyzyjny opisują stan każdego elektronu w atomie – nie może być w atomie dwóch elektronów mających identyczne wszystkie liczby kwantowe; elektrony muszą się różnić co najmniej spinem (m_s)
- ▶ Reguła Hunda- liczba niesparowanych elektronów ($\uparrow$) na orbitalach jednego typu i o jednakowej energii powinna być jak największa, a pary elektronów ($\uparrow\downarrow$) tworzą się dopiero wtedy, gdy każda forma przestrzenna orbitalu jest wypełniona pojedynczymi elektronami



Rys. 6. Diagram poziomów energetycznych orbitali; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)



Rys. 7. Schemat kolejności orbitali; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)

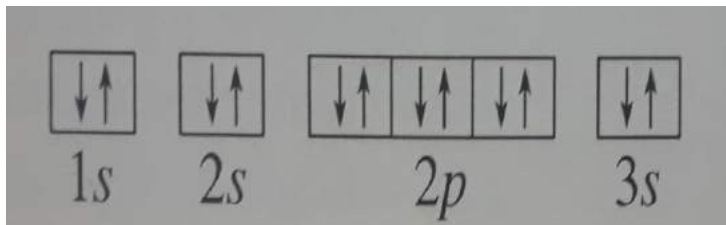
Konfiguracje elektronowe atomów – przykłady

Orbital można pokazać za pomocą kratki!!!

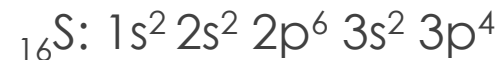
- ▶ Pełna konfiguracja elektronowa atomu magnezu:



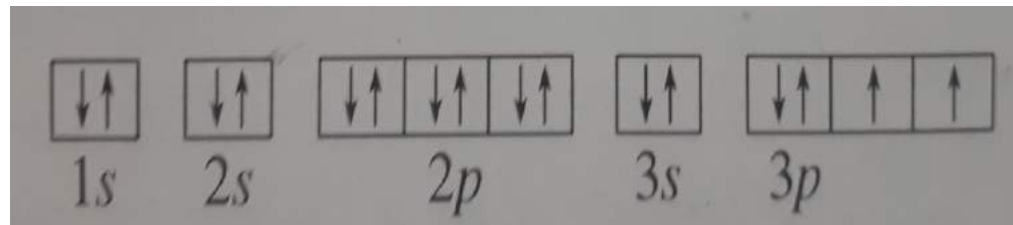
- ▶ Klatkowa konfiguracja elektronowa atomu magnezu



- ▶ Pełna konfiguracja elektronowa atomu siarki:



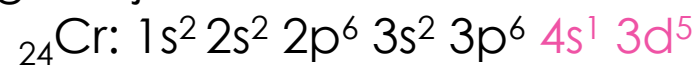
- ▶ Klatkowa konfiguracja elektronowa atomu siarki



Promocja elektronowa

- ▶ Promocja elektronowa- nieregularność w konfiguracji elektronowej, występująca m.in. w chromie, molibdenie, srebrze i miedzi; jest korzystniejsza energetycznie.
- ▶ Zjawisko to pojawia się wtedy, gdy różnica energii między wypełnianymi poziomami jest niewielka, a zyski energetyczne wynikające z większej symetrii orbitali są duże.
- ▶ W przypadku chromu korzystniejsze energetycznie jest wypełnienie elektronami orbitali 3d kosztem elektronu 4s. Orbitale d zyskują wtedy maksymalną liczbę elektronów niesparowanych i dużą symetrię przestrzenną.

Pełna konfiguracja elektronowa atomu chromu:



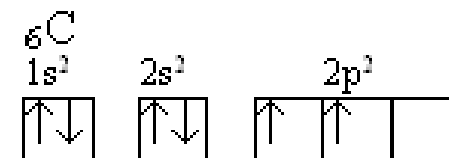
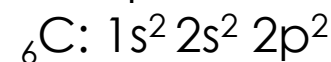
~~Pełna konfiguracja elektronowa atomu chromu:~~



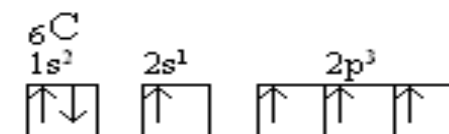
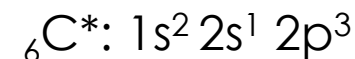
Wzbudzenie atomu

- ▶ **Wzbudzenie atomu** to przejście elektronu z orbitalu o niższej energii na orbital o wyższej energii w obrębie tej samej powłoki, czego celem jest uzyskanie możliwie największej liczby orbitali zawierających po jednym elektronie; następuje po dostarczeniu odpowiedniej ilości energii
- ▶ **Atom** znajdujący się w stanie wzbudzonym oznacza się poprzez dopisanie „*”
- ▶ Nie jest o stanem trwałym i atomu szybko powracają do stanu podstawowego (o najniższej energii),
- ▶ Np. Węgiel

Konfiguracja elektronowa atomu węgla w stanie podstawowym:



Konfiguracja elektronowa atomu węgla w stanie wzbudzonym:



Powłoki walencyjne

- ▶ Powłoka walencyjna atomu – najbardziej zewnętrzne podpowłoki elektronowe atomu; tworzą ją najczęściej podpowłoki o zbliżonej energii:
 - s (pierwiastki bloku s)
 - s i p (pierwiastki bloku p)
 - s i d (pierwiastki bloku d)
- ▶ Elektrony położone na powłoce walencyjnej nazywamy elektronami walencyjnymi (tworzą one wiązania chemiczne)
- ▶ Opisując konfigurację elektronów walencyjnych atomów często posługujemy się wzorem Lewisa (elektronowy wzór strukturalny): pary elektronowe oznaczamy jako „|” a niesparowane elektrony jako „•”
- ▶ Czasami konfigurację elektronową atomu podaje się w sposób skrócony, bazując na konfiguracji najbliższego gazu szlachetnego

Przykład: ${}_7\text{N}: 1s^2 \underline{2s^2} \underline{2p^3}$

${}_7\text{N}: [\text{He}] \underline{2s^2} \underline{2p^3}$

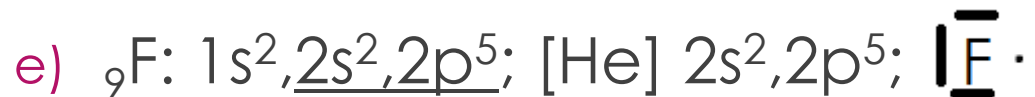
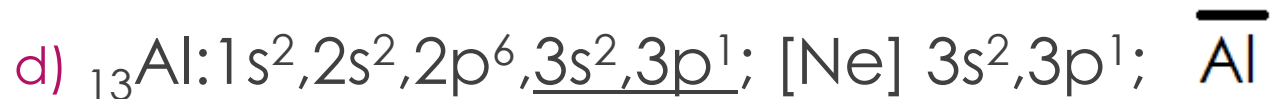


Zadanie:

Napisz konfigurację elektronową w systemie pełnym, skróconym, podkreśl powłokę walencyjną oraz zapisz elektrony walencyjne w postaci wzoru Lewisa następujących pierwiastków:

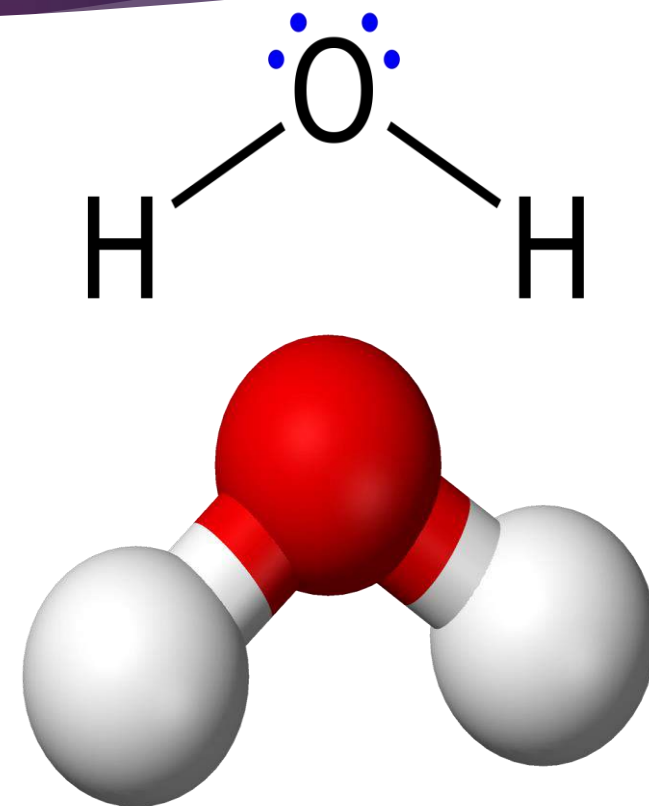
- a) Sodiu
- b) Arsenu
- c) Manganu (bez wzoru Lewisa)
- d) Glinu
- e) Fluoru

Odpowiedź:



Cząsteczka:

- ▶ **cząsteczka, molekula, drobina** - najmniejsza trwała część substancji zachowująca właściwości chemiczne tej substancji;
- ▶ cząsteczka to układ jąder atomowych i elektronów utrzymywanych w stanie dynamicznie stabilnym za pomocą wiązań chemicznych;
- ▶ Najprostsze cząsteczki, np. gazów szlachetnych, są jednoatomowe; cząsteczki innych pierwiastków gazowych, jak: tlen, azot, wodór, są dwuatomowe: O_2 , N_2 , H_2 ; cząsteczka wody H_2O jest trójatomowa i składa się z 2 rodzajów atomów;
- ▶ Cząsteczki zbudowane z atomów tego samego pierwiastka nazywa się cząsteczkami **homojądrowymi**, z atomów różnych pierwiastków — **heterojądrowymi**.



Rys. 7. cząsteczka wody; (źródło: wikipedia;
<https://pl.wikipedia.org/wiki/Cz%C4%85steczka>)

Wiązania chemiczne

- ▶ Atomy dążą do uzyskania konfiguracji elektronowej najbliższego gazu szlachetnego, czyli uzyskania 2 bądź 8 elektronów walencyjnych (**reguła dubletu i oktetu elektronowego**) poprzez:
 - przyjęcie lub oddanie elektronu (elektronów) z wytworzeniem stałych jonów
 - współlnianie odpowiedniej liczby elektronów – tworzą się wówczas wiązania kowalencyjne (atomowe) o różnym stopniu polaryzacji
 - przyjęcie do swojej sfery elektronowej pary elektronów od innego atomu lub grupy atomów – wytworzenie wiązań koordynacyjnych
- ▶ **Elektroujemność (E)** – miara tendencji do przyciągania elektronów przez atomy danego pierwiastka, gdy tworzy on związek chemiczny z atomami innego pierwiastka. Bardziej elektroujemny pierwiastek „przyciąga” do siebie elektrony tworzące wiązanie z atomem mniej elektroujemnym, co prowadzi do polaryzacji wiązania; określa ją skala Paulinga

Wiązanie jonowe

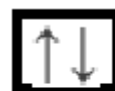
$$E_{\text{Na}} = 0,9, E_{\text{Cl}} = 3,0,$$

$$\Delta E = 2,1$$

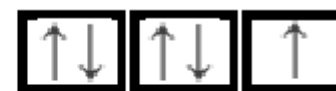
- ▶ istotą tego typu wiązania jest elektrostatyczne oddziaływanie między jonami przeciwnych znaków.
- ▶ wiązanie to powstaje najczęściej między metalem a niemetalem.
- ▶ przyjmuje się, że wiązania jonowe występują między atomami, których różnica elektroujemności wynosi co najmniej 1,7 w skali Paulinga ($\Delta E > 1,7$) .
- ▶ Np. NaCl



3s¹



3s²

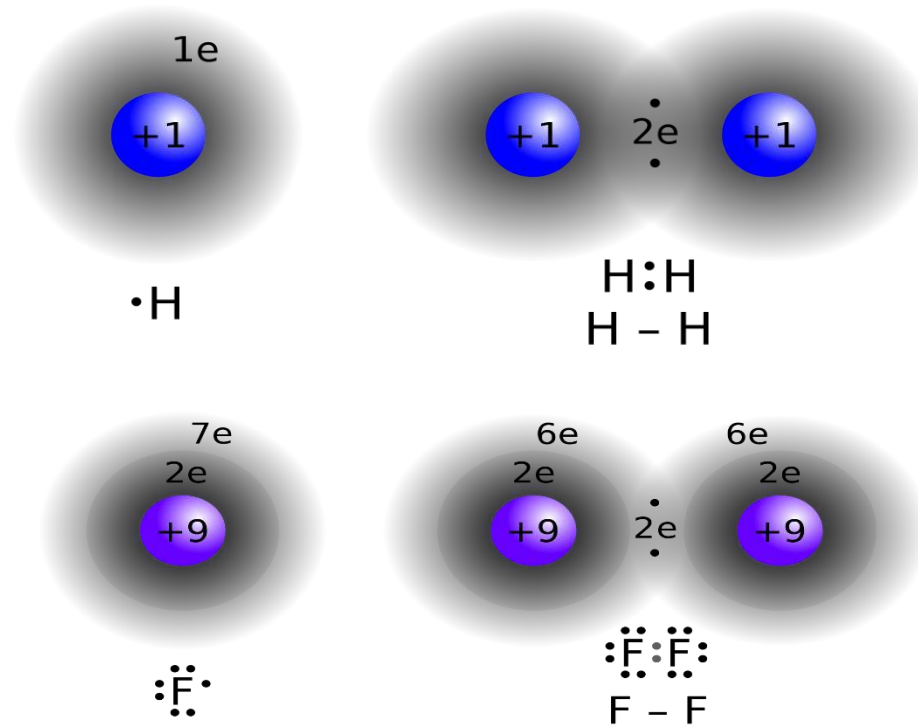


3p⁵



Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane

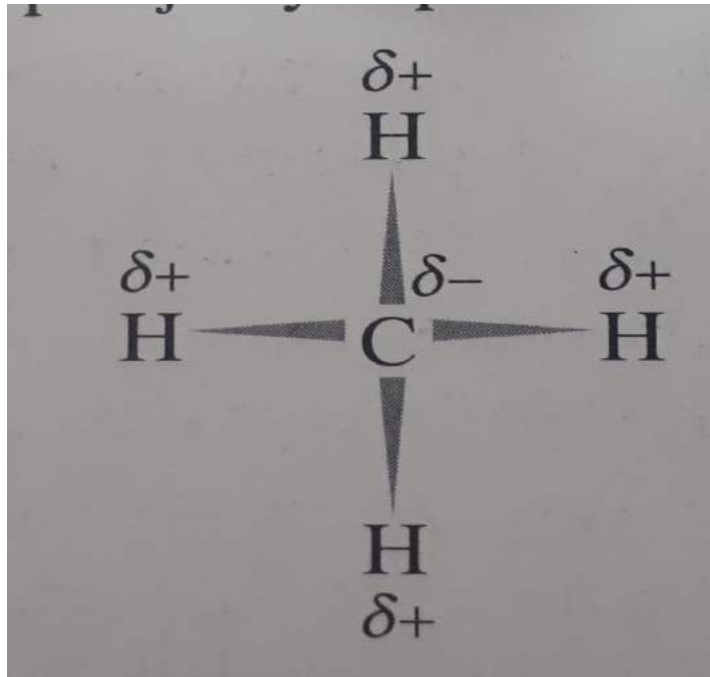
- Istotą wiązania kowalencyjnego jest istnienie pary elektronów, które są współdzielone w porównywalnym stopniu przez oba atomy tworzące to wiązanie (uwspólnienie niesparowanych elektronów).
- Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane ($\Delta E < 0,4$)



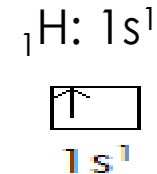
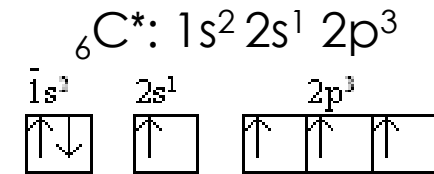
Rys. 7. Schemat tworzenia cząsteczek H_2 i F_2 ;
(źródło: https://pl.wikipedia.org/wiki/Wi%C4%85zanie_kowalencyjne)

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

- wiązanie kowalencyjne spolaryzowane (ΔE od 0,4 do 1,7), wiązanie te zaznacza się „klinkiem”, którego szersza część wskazuje atom o większej elektroujemności



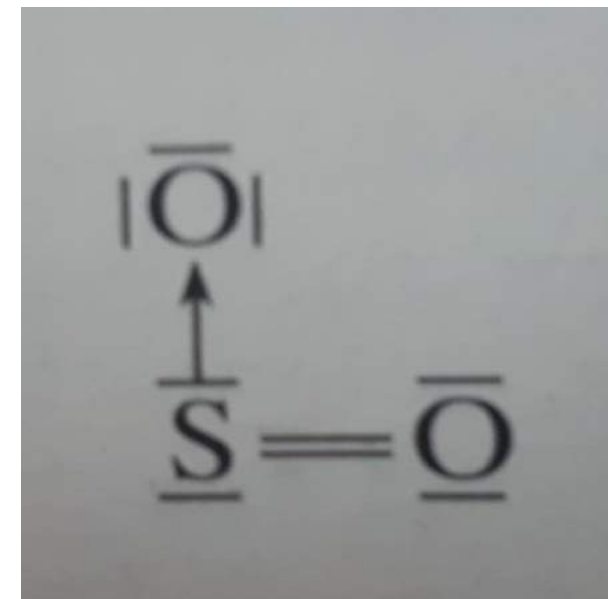
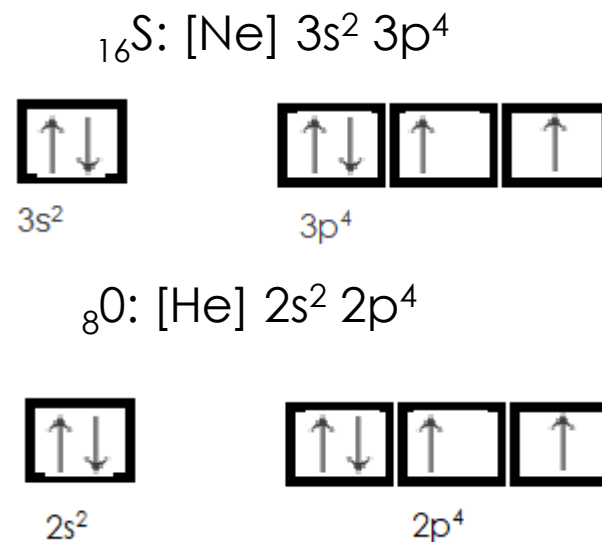
$$E_H = 2,1, E_C = 2,5$$
$$\Delta E = 0,4$$



Rys. 8. Tworzenie cząsteczki metanu; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)

Wiązanie koordynacyjne

- ▶ Powstaje przez „przesunięcie” pary elektronów od donora (dawcy) do akceptora (biorcy); wiążącą parą elektronową pochodzi w całości od jednego atomu
- ▶ Zaznacza się je strzałką, która wskazuje w którą stronę przesuwa się wiążąca para elektronowa
- ▶ Np. SO_2



Rys. 9. Tworzenie cząsteczki SO_2 ; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)

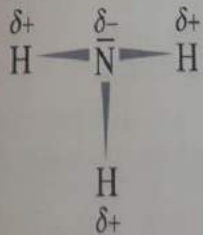
Zadanie:

Posługując się wartościami elektroujemności i regułą oktetu, zaproponuj wzory sumaryczne i elektronowe cząsteczek zbudowanych z:

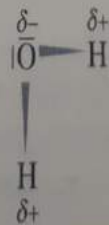
- a) Azotu i wodoru
- b) Tlenu i wodoru
- c) Potasu i fluoru

odpowiedź

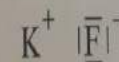
a) Atom azotu ma 5 elektronów walencyjnych, więc do oktetu brakuje mu 3 elektronów, które może zdobyć, tworząc 3 wiązania z 3 atomami wodoru. Prowadzi to do powstania cząsteczki o wzorze NH_3 . W cząsteczce tej każdy z atomów wodoru uzyskuje, wskutek utworzenia wiązania z atomem azotu, konfigurację dubletu elektronowego. Ponieważ pomiędzy atomem azotu i wodoru istnieje różnica elektroujemności $3,0 - 2,1 = 0,9$, wiązania w cząsteczce NH_3 są wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi, a na atomach azotu i wodoru gromadzą się ładunki cząstkowe. Strukturę cząsteczki NH_3 przedstawia następujący wzór elektronowy:



b) Atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych, zatem do konfiguracji oktetu brakuje mu 2 elektronów, które zyskuje poprzez stworzenie wiązań z 2 atomami wodoru. W ten sposób powstaje cząsteczka o wzorze H_2O . W cząsteczce tej każdy z atomów wodoru ma konfigurację dubletu elektronowego, którą uzyskuje poprzez utworzenie wiązania z atomem tlenu. Ponieważ pomiędzy atomami tlenu i wodoru istnieje różnica elektroujemności $3,5 - 2,1 = 1,4$, wiązania w cząsteczce H_2O są wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi, a na atomach tlenu i wodoru gromadzą się ładunki cząstkowe. Struktura cząsteczki H_2O jest opisana następującym wzorem elektronowym:

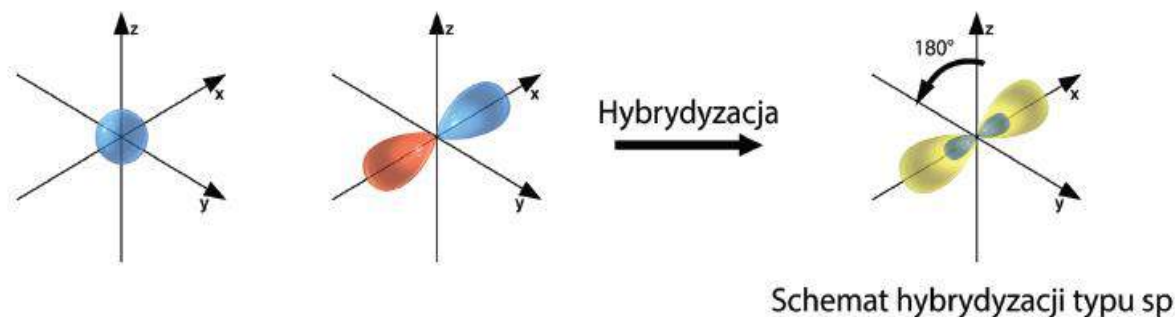
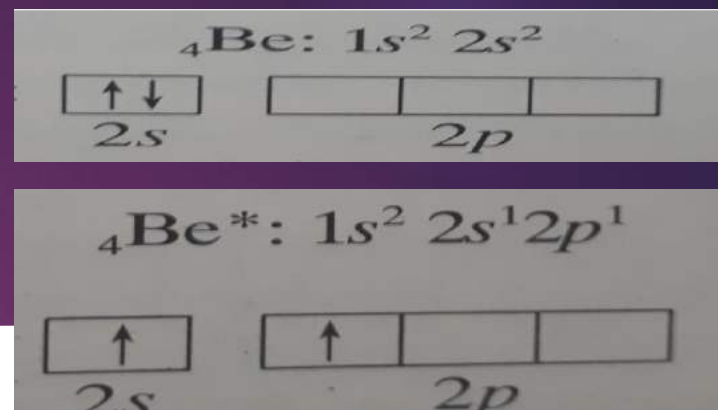


c) Ponieważ pomiędzy atomem potasu i fluoru istnieje różnica elektroujemności $4,0 - 0,9 = 3,1$, tworzy się wiązanie jonowe. Atom fluoru ma 7 elektronów walencyjnych, więc konfigurację oktetu uzyskuje poprzez przyjęcie elektronu i przekształcenie się tym samym w jon F^- . Elektron dodatkowy pochodzi od atomu potasu, który oddaje swój jedyny elektron walencyjny i przekształca się w jon K^+ o konfiguracji oktetu. Cząsteczkę KF opisuje następujący wzór elektronowy (należy jednak pamiętać, że nie istnieją pojedyncze cząsteczki fluorku potasu, lecz związek ten tworzy strukturę krystalicznej sieci jonowej):

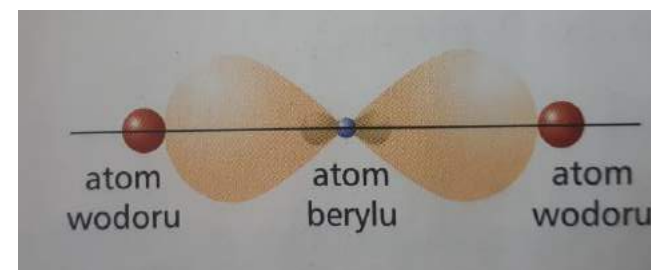


Hybrydyzacja orbitali

- ▶ Orbitale mieszają się (orbitale przenikają się) i powstają z nich nowe – orbitale hybrydyzowane, które posiadają jednakowy kształt i energię; suma energii powstałych orbitali zhybrydyzowanych jest równa sumie energii orbitali pierwotnych; biorą one udział w tworzeniu wiązań pomiędzy atomami
- **Hybrydyzacja sp**- zmieszanie się jednego orbitalu s z jednym orbitalem p; powstają dwa nowe orbitale sp,
- Np. BeH_2 , CO_2

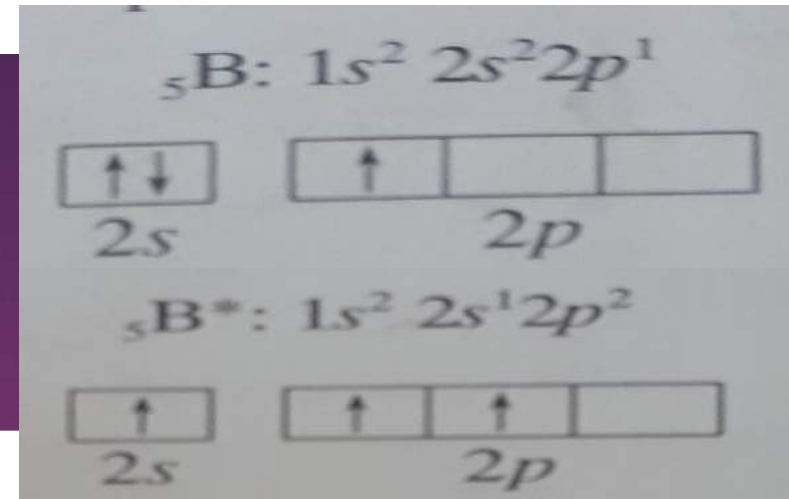


Rys. 10. Powstawanie orbitali zhybrydyzowanych sp; źródło: <https://zpe.gov.pl/b/co-to-jest-hybrydyzacja/PBkt4WhRA>

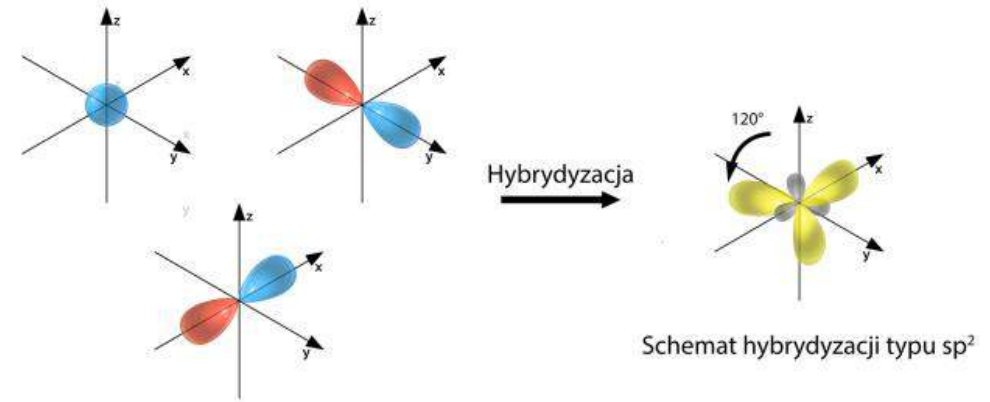


Rys. 11. Model cząsteczki BeH_2 ; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)

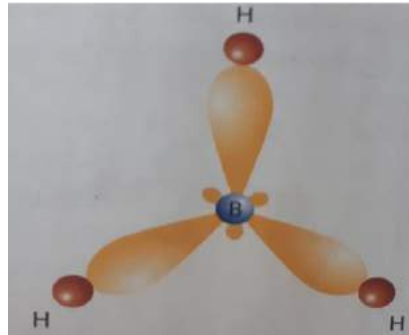
Hybrydyzacja orbitali



- Hybrydyzacja sp^2 -
zmieszanie się jednego
orbitalu s z dwoma
orbitalami p; powstają
trzy nowe orbitale sp^2 ,
- Np. BH_3 , SO_2 , NO_2



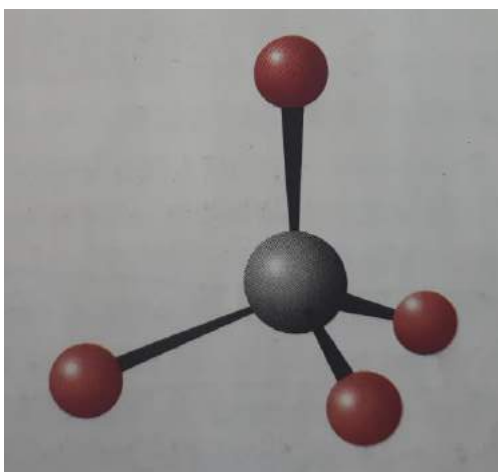
Rys. 12. Powstawanie orbitali zhybrydowanych sp^2 ; źródło: <https://zpe.gov.pl/b/co-to-jest-hybrydyzacja/PBkt4WhRA>



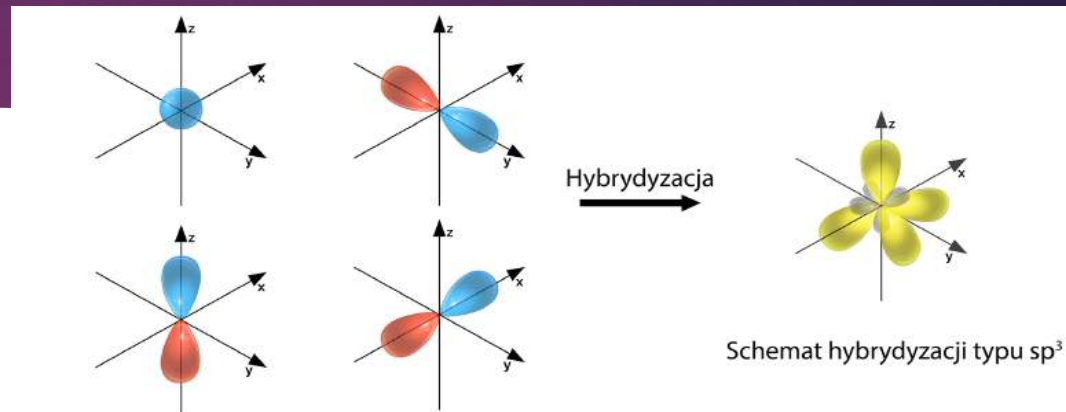
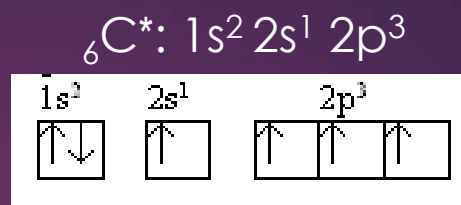
Rys. 13. Model cząsteczki BH_3 ; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)

Hybrydyzacja orbitali

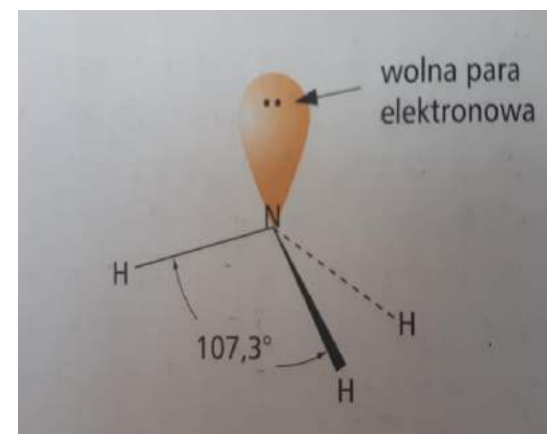
- **Hybrydyzacja sp^3** - zmieszanie się jednego orbitalu s z trzema orbitalami p; powstają cztery nowe orbitale sp^3 ,
- Np. NH_3 , CH_4 , H_2O , H_2S



Rys. 15. Model cząsteczki CH_4 ; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)



Rys. 14. Powstawanie orbitali zhybrydowanych sp^3 ; źródło: <https://zpe.gov.pl/b/co-to-jest-hybrydyzacja/PBkt4WhRA>



Rys. 16. Model cząsteczki NH_3 ; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)



HYBRYDYZACJA	ORBITALE ATOMU CENTRALNEGO	PARAMETRY	KSZTAŁT CZĄSTECZKI
sp^3		KSZTAŁT : TETRAEDRYCZNY KĄTY : 109° 2d/3d : PRZESTRZENNA PRZYKŁAD : CH_4 , NH_4^+ WYPEŁNIENIE ORBITALI PO HYBRYDYZACJI 	
sp^2		KSZTAŁT : TRYGONALNY KĄTY : 120° 2d/3d : PŁASKA PRZYKŁAD : BH_3 , $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ WYPEŁNIENIE ORBITALI PO HYBRYDYZACJI 	
sp		KSZTAŁT : LINIOWY KĄTY : 180° 2d/3d : PŁASKA PRZYKŁAD : BeH_2 , CO_2 WYPEŁNIENIE ORBITALI PO HYBRYDYZACJI 	
sp^3 1 wolna para elektr.		KSZTAŁT : PIRAMIDA TRYG. KĄTY : $<109^\circ$ 2d/3d : PRZESTRZENNA PRZYKŁAD : NH_3 , H_3O^+ WYPEŁNIENIE ORBITALI PO HYBRYDYZACJI 	
sp^3 2 wolne pary elektr.		KSZTAŁT : KĄTOWY KĄTY : $<109^\circ$ 2d/3d : PŁASKA PRZYKŁAD : H_2O , H_2S WYPEŁNIENIE ORBITALI PO HYBRYDYZACJI 	
sp^2 1 wolna para elektr.		KSZTAŁT : KĄTOWY KĄTY : $<120^\circ$ 2d/3d : PŁASKA PRZYKŁAD : SO_2 , NO_2 WYPEŁNIENIE ORBITALI PO HYBRYDYZACJI 	

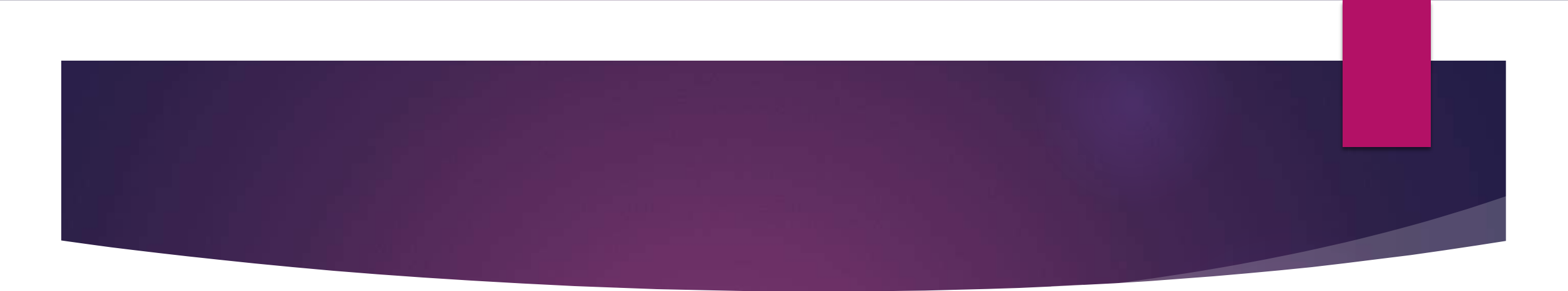
- wolna para elektronowa odpowiedzialna za wiązanie koordynacyjne

- wolna para elektronowa niebiorąca udziału w tworzeniu wiązań

Uwaga: Możliwe są również inne rozmieszczenia elektronów na orbitalach w danych hybrydyzacjach

Elektrony sdehybrydyzowane pochodzące z orbitali "s" łączą "s" Na sześcioch orbitali nie uwzględniono orbitali typu "t".

Rys. 16. Hybrydyzacja a kształt cząsteczki; (źródło: <https://akademiachemii.pl/artykuly/hybrydyzacja-okreslanie-ksztaltu/>)



Dziękuję za uwagę.

H 2.20																He 3.89		
Li 0.98	Be 1.57												B 2.04	C 2.55	N 3.04	O 3.44	F 3.98	Ne 3.67
Na 0.93	Mg 1.31												Al 1.61	Si 1.90	P 2.19	S 2.58	Cl 3.16	Ar 3.3
K 0.82	Ca 1.00	Sc 1.36	Ti 1.54	V 1.63	Cr 1.66	Mn 1.55	Fe 1.83	Co 1.88	Ni 1.91	Cu 1.90	Zn 1.65	Ga 1.81	Ge 2.01	As 2.18	Se 2.55	Br 2.96	Kr 3.00	
Rb 0.82	Sr 0.95	Y 1.22	Zr 1.33	Nb 1.6	Mo 2.16	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.28	Pd 2.20	Ag 1.93	Cd 1.69	In 1.78	Sn 1.96	Sb 2.05	Te 2.1	I 2.66	Xe 2.67	
Cs 0.79	Ba 0.89	*	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.36	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.20	Pt 2.28	Au 2.54	Hg 2.00	Tl 1.62	Pb 2.33	Bi 2.02	Po 2.0	At 2.2	Rn 2.2	
Fr 0.7	Ra 0.9	**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	Uuo	
*	La 1.1	Ce 1.12	Pr 1.13	Nd 1.14	Pm 1.13	Sm 1.17	Eu 1.2	Gd 1.2	Tb 1.1	Dy 1.22	Ho 1.23	Er 1.24	Tm 1.25	Yb 1.1	Lu 1.27			
**	Ac 1.1	Th 1.3	Pa 1.5	U 1.38	Np 1.36	Pu 1.28	Am 1.13	Cm 1.28	Bk 1.3	Cf 1.3	Es 1.3	Fm 1.3	Md 1.3	No 1.3	Lr 1.291			

źródło: <https://www.malecki.chemia.us.edu.pl/pojecia-chemii-nieorganicznej/elektroujemnosc/>

Literatura

- ▶ <https://zpe.gov.pl/a/atom-i-jego-budowa/D18V9SJLg>
- ▶ <https://chemia-na-6tke.blogspot.com/2016/11/izotopy-i-srednia-wazona-mas-atomowych.html>
- ▶ „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski
- ▶ <http://chemistry-is-simple.blogspot.com/2014/02/promocja-elektronow-stan-wzbudzony.html>
- ▶ <https://eszkola.pl/chemia/stan-wzbudzony-atomu-10062.html>
- ▶ źródło: <https://zpe.gov.pl/b/co-to-jest-hybrydyzacja/PBkt4WhRA>
- ▶ <https://akademiachemii.pl/artykuly/hybrydyzacja-okreslanie-ksztaltu/>