



**Konsultacje Budowa materii
13 lutego 2024**

dr Anna Tokarzewicz

ZAKŁAD BIOCHEMII LEKARSKIEJ

PROJEKT FINANSOWANY ZE ŚRODKÓW BUDŻETU PAŃSTWA PRZYZNANYCH PRZEZ MINISTRA EDUKACJI I NAUKI
W RAMACH PROGRAMU SPOŁECZNA ODPOWIEDZIALNOŚĆ NAUKI II

Biologia i Chemia po akademicku 3

DOFINANSOWANIE

40 500 zł

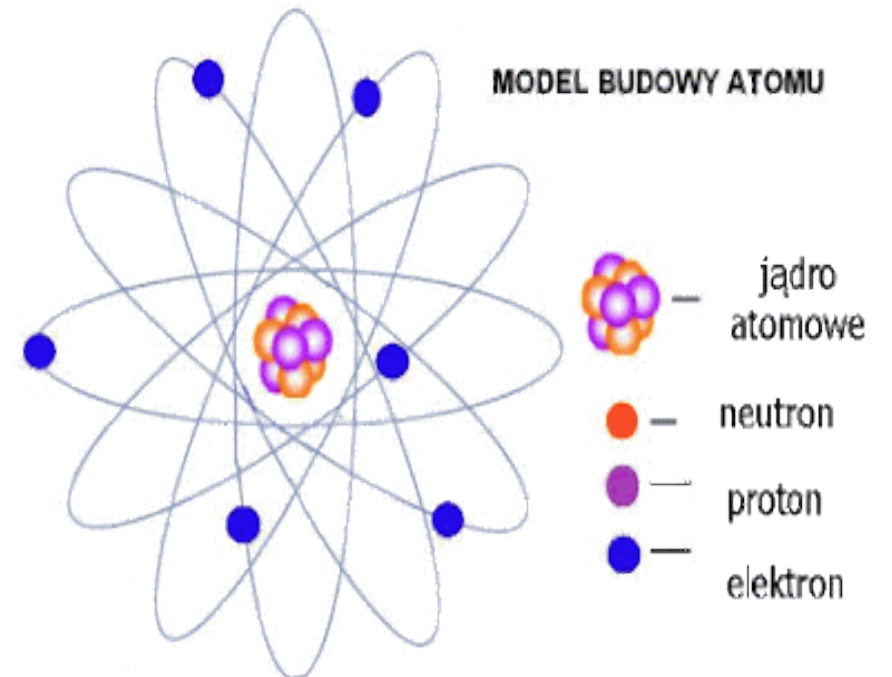
CAŁKOWITA WARTOŚĆ

45 000 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 atomów

- ✓ 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 X

Liczba atomowa
(protony)

Z

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

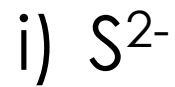
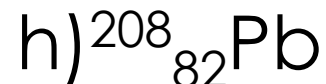
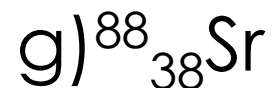
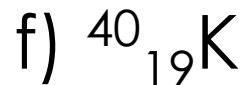
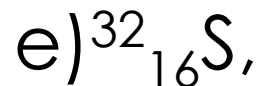
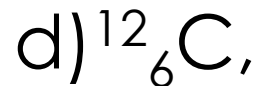
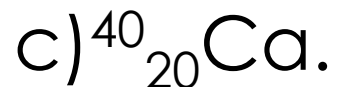
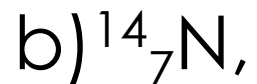
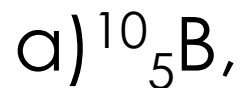
$$M = \frac{M_1 \cdot p_1\% + M_2 \cdot p_2\% + \dots + M_n \cdot p_n\%}{100\%}$$

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

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



Odpowiedź:

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

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

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

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

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

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

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

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

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

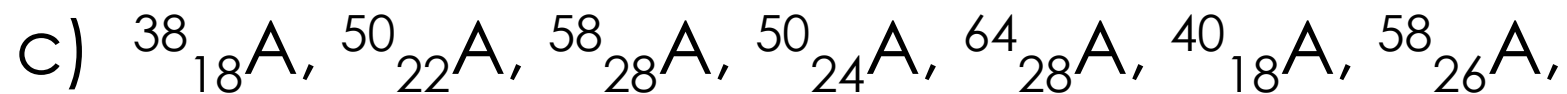
j) $17p^+$, $18e^-$, $18n$

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:

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

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 i orbitale

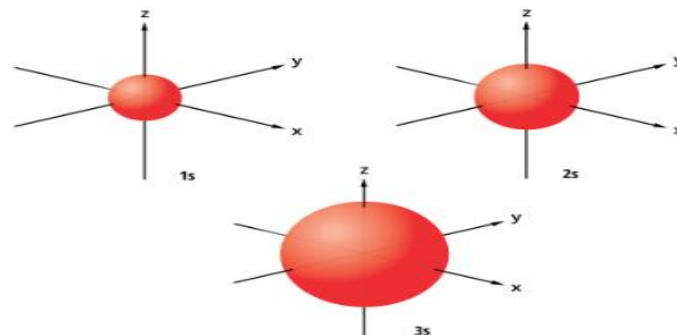
- ▶ Orbitalem (funkcja falowa)- jest to obszar atomu w którym prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest największe; nie ma ostrej granicy odcinającej go od otoczenia; orbitale w atomie przenikają się i mieszają się (hybrydyzacja)
- ▶ Każdy elektron w atomie ma swój „adres” czyli komplet liczb kwantowych,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

Budowa atomu – liczby kwantowe

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)

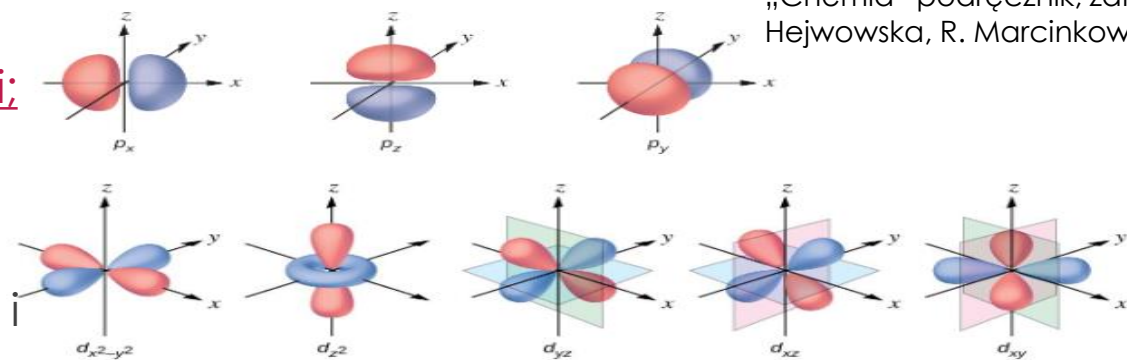
Rys. 3. Oznaczenie powłok w atomie; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)

- ▶ 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,... (n-1); **wskazuje typ powłoki (s, p, d lub f)**
- ▶ m - magnetyczna liczba kwantowa – określa w jakiś sposób chmura elektronowa zachowuje się w polu magnetycznym - **układa się w przestrzeni**; przyjmuje wartości z przedziału $-L \dots 0 \dots +L$;
- ▶ m_s - magnetyczna spinowa liczba kwantowa – **upraszczając określa kierunek obrotu elektronu wokół własnej osi**; przyjmuje dwie wartości: $+1/2$ i $-1/2$ (zgodnie lub przeciwnie do kierunku ruchu wskazówek zegara)



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

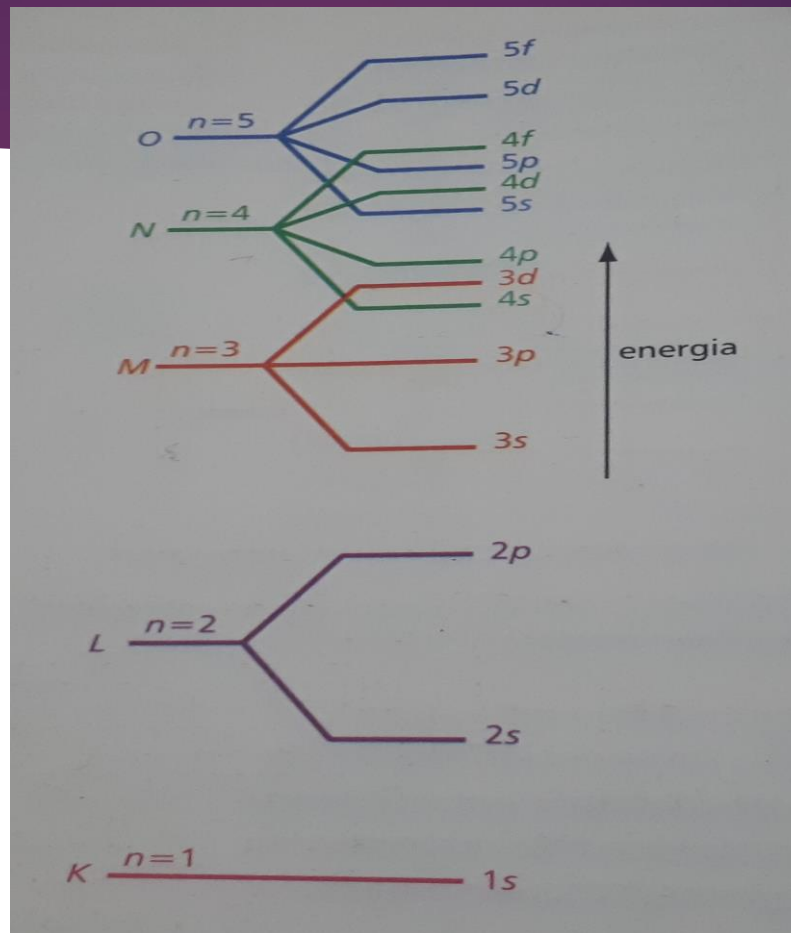
Rys. 4. Zestawienie pobocznej liczby kwantowej z typem orbitalu; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, S. Hejwowska, R. Marcinkowski)



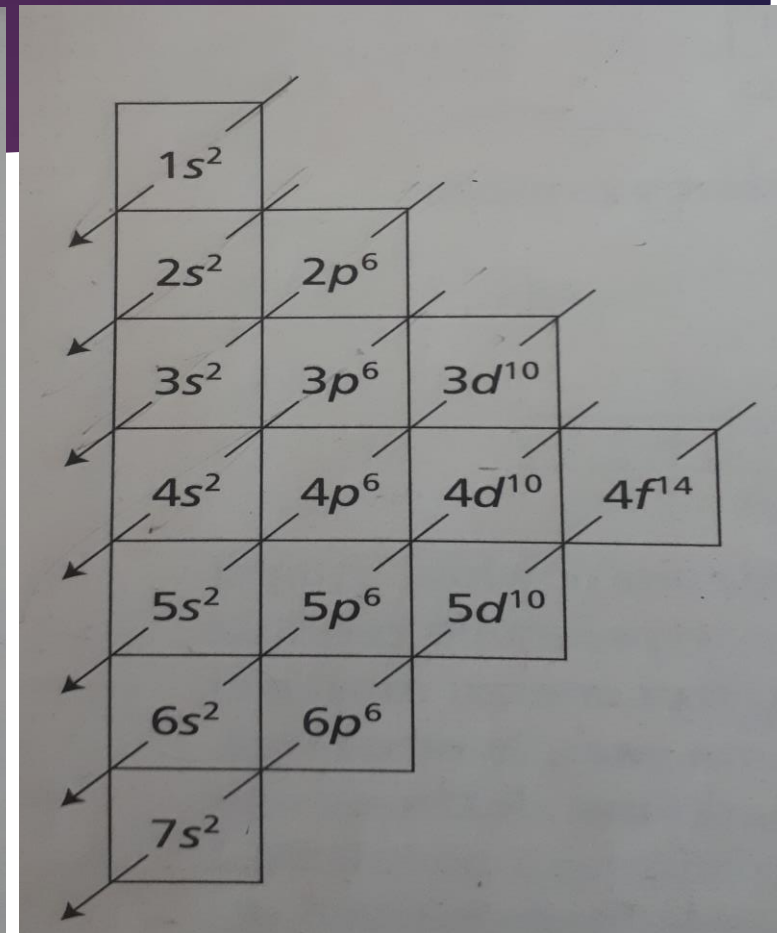
Rys. 5. Kształty orbitali elektronowych; źródło: <https://zpe.gov.pl/b/co-to-jest-hybrydyzacja/PBkt4WhRA>

Budowa atomu – powłoki elektronowe

- ▶ 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
- ▶ 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)



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)

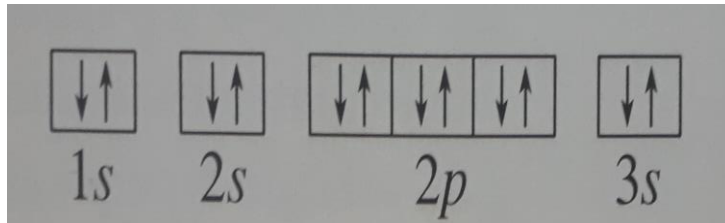
Konfiguracje elektronowe atomów – przykłady

Orbital można pokazać za pomocą kratki!!!

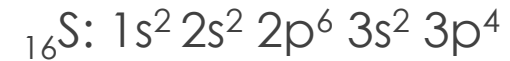
- ▶ Pełna konfiguracja elektronowa atomu magnezu:



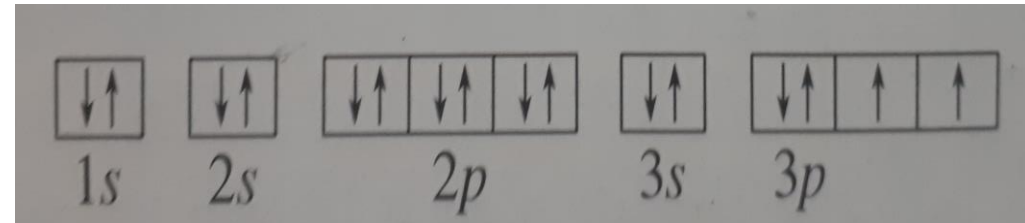
- ▶ Klatkowa konfiguracja elektronowa atomu magnezu



- ▶ Pełna konfiguracja elektronowa atomu siarki:



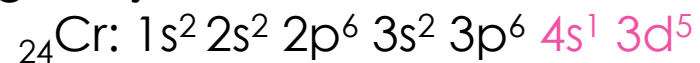
- ▶ Klatkowa konfiguracja elektronowa atomu siarki



Promocja elektronowa

- ▶ Promocja elektronowa- nieregularność w konfiguracji elektronowej, występująca m.in. w chromie, molibdenie, srebrze i miedzi; jest korzystniejsza energetycznie; zachodzi w obrębi różnych powłok.
- ▶ 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:



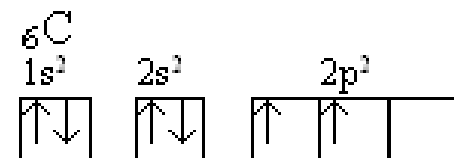
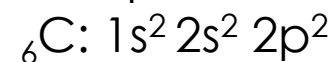
~~Pełna konfiguracja elektronowa atomu chromu:~~



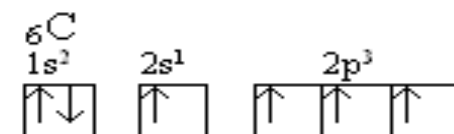
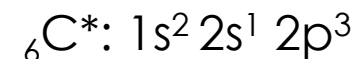
Wzbudzenie atomu

- ▶ **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 stanem trwałym atomu, elektrony szybko powracają do stanu podstawowego (o najniższej energii),**
- ▶ Np. Węgiel

Konfiguracja elektronowa atomu węgla w stanie podstawowym:



Konfiguracja elektronowa atomu węgla w stanie wzbudzonym:

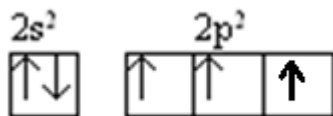


Powłoki walencyjne

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

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

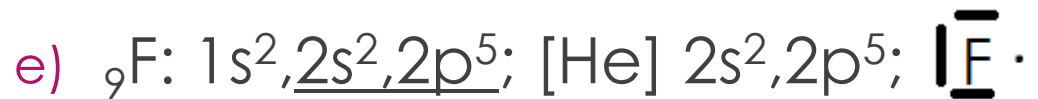
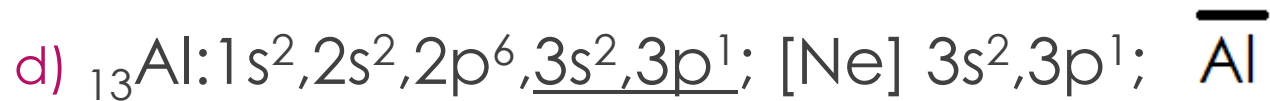


Zadanie:

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:



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
 - uwspólnianie 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

- ▶ 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

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

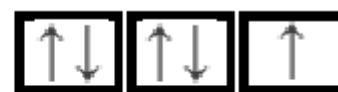
$$\Delta E = 2,1$$



3s¹



3s²

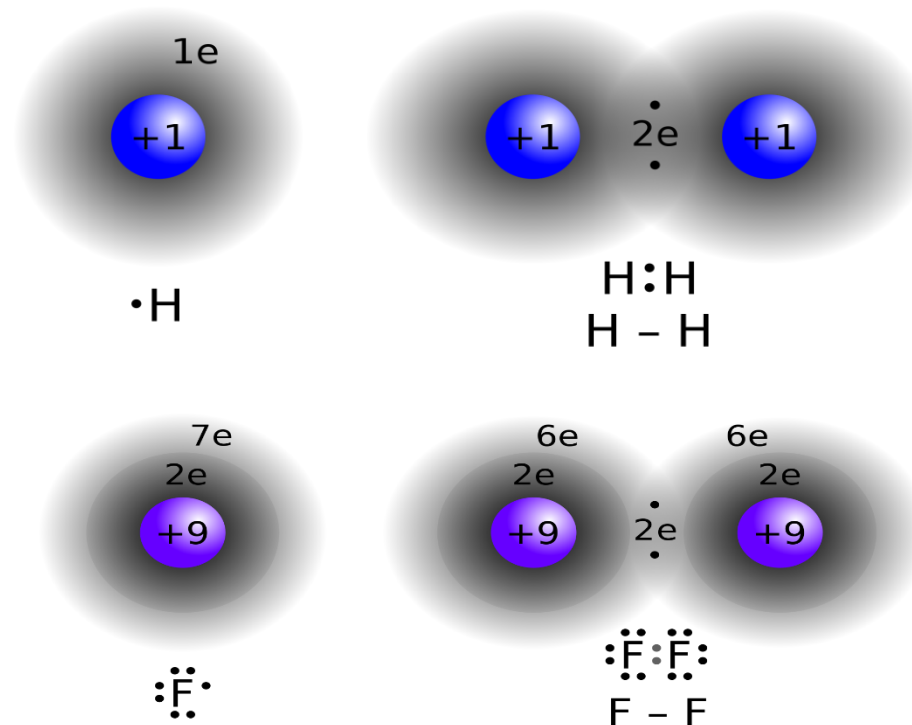


3p⁵



Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane

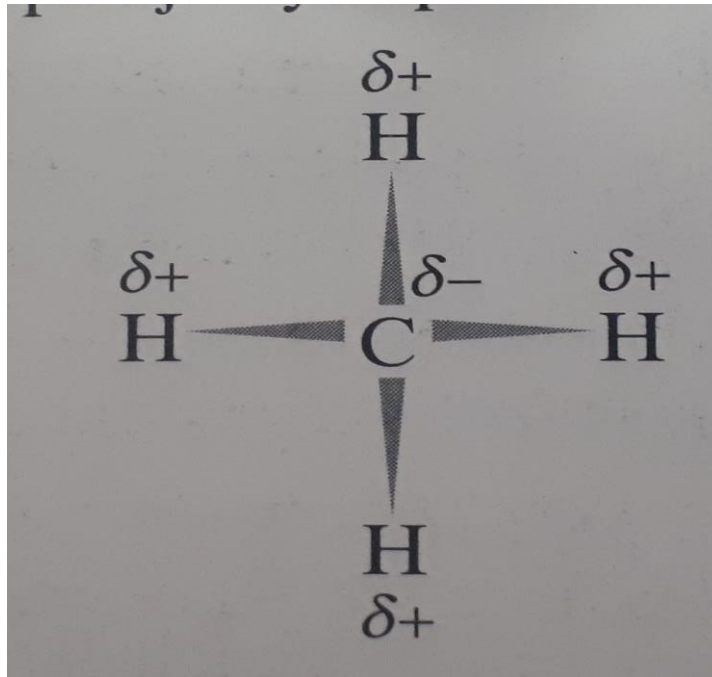
- ▶ Istotą wiązania kowalencyjnego jest istnienie pary elektronów, które są współdzielone w porównywalnym stopniu przez oba atomy tworzące to wiązanie (uwspólnienie niesparowanych elektronów).
- Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane ($\Delta E < 0,4$)



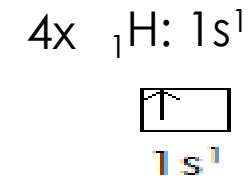
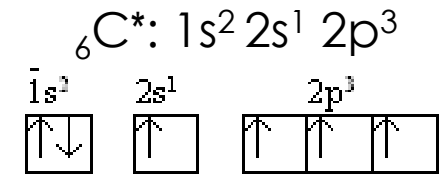
Rys. 7. Schemat tworzenia cząsteczek H_2 i F_2 ;
(źródło: https://pl.wikipedia.org/wiki/Wi%C4%85zanie_kowalencyjne)

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



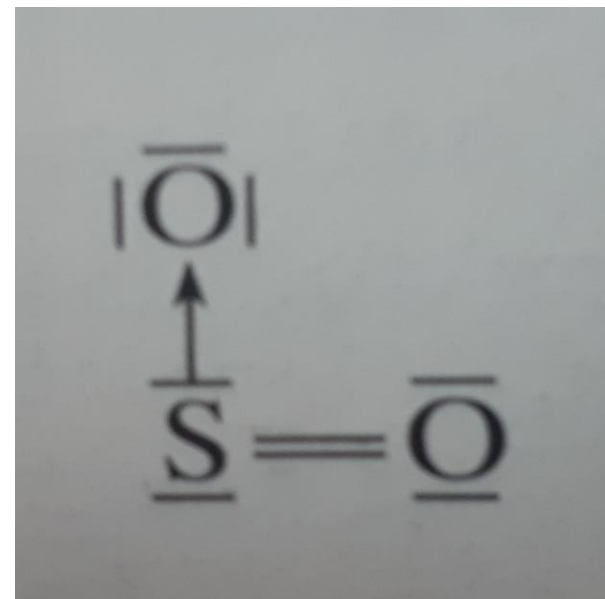
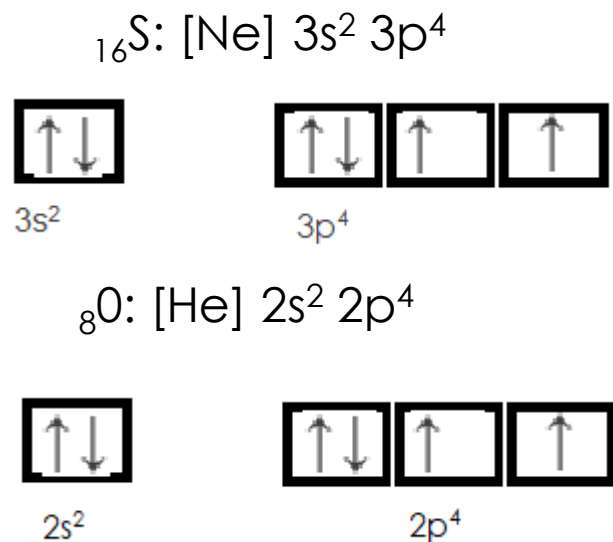
$$E_H = 2,1, E_C = 2,5$$
$$\Delta E = 0,4$$



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)

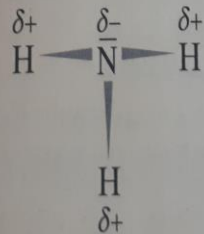
Zadanie:

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

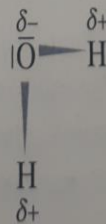
- a) Azotu i wodoru
- b) Tlenu i wodoru
- c) Potasu i fluoru

odpowiedź

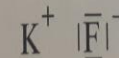
a) Atom azotu ma 5 elektronów walencyjnych, więc do oktetu brakuje mu 3 elektronów, które może zdobyć, tworząc 3 wiązania z 3 atomami wodoru. Prowadzi to do powstania cząsteczki o wzorze NH_3 . W cząsteczce tej każdy z atomów wodoru uzyskuje, wskutek utworzenia wiązania z atomem azotu, konfigurację dubletu 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:

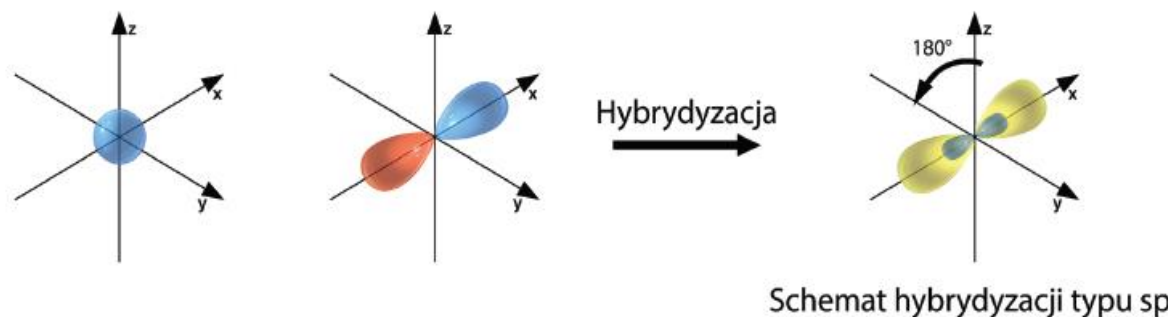
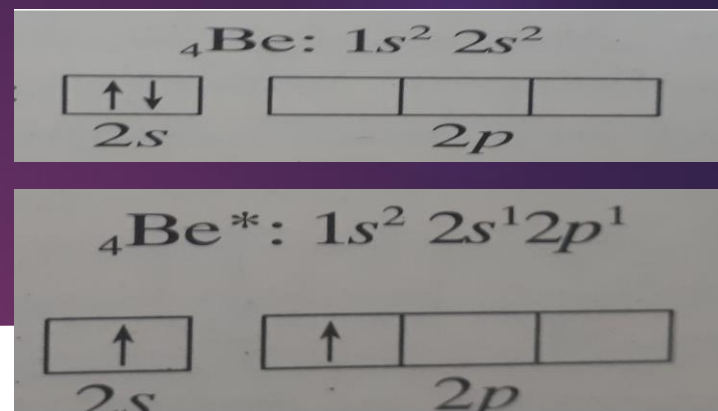


c) Ponieważ pomiędzy atomem potasu i fluoru istnieje różnica elektroujemności $4,0 - 0,9 = 3,1$, tworzy się wiązanie jonowe. Atom fluoru ma 7 elektronów walencyjnych, więc konfigurację oktetu uzyskuje poprzez przyjęcie elektronu i przekształcenie się tym samym w jon F^- . Elektron dodatkowy pochodzi 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):

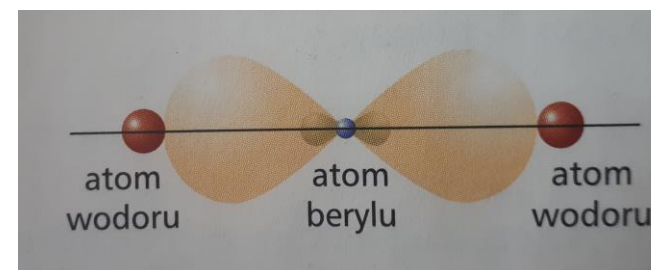


Hybrydyzacja orbitali

- ▶ 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

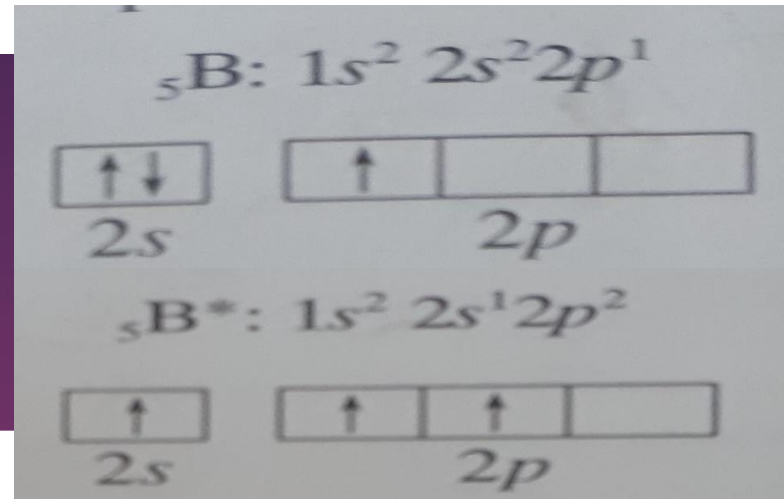


Rys. 10. Powstawanie orbitali zhybrydyzowanych sp; źródło: <https://zpe.gov.pl/b/co-to-jest-hybrydyzacja/PBkt4WhRA>

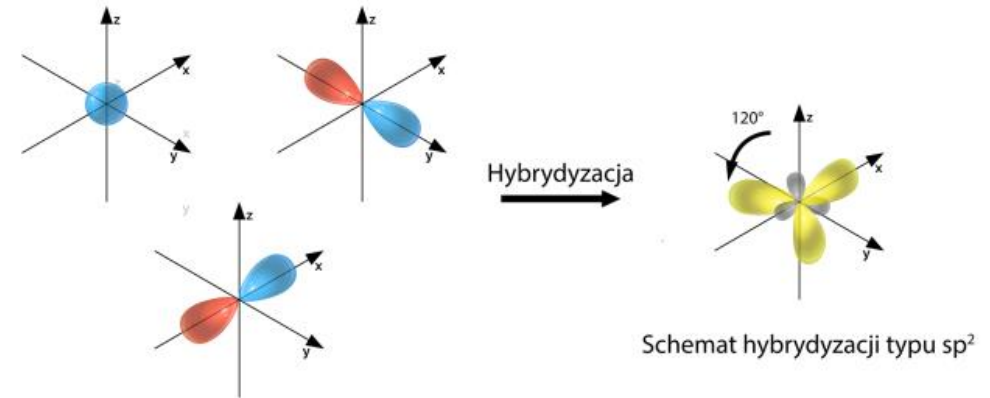


Rys. 11. Model cząsteczki BeH_2 ; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)

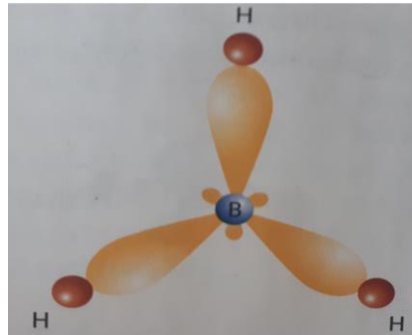
Hybrydyzacja orbitali



- 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

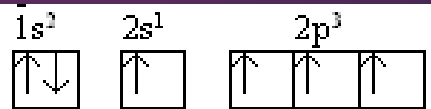
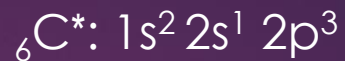


Rys. 12. Powstawanie orbitali zhybrydyzowanych sp^2 ; źródło: <https://zpe.gov.pl/b/co-to-jest-hybrydyzacja/PBkt4WhRA>

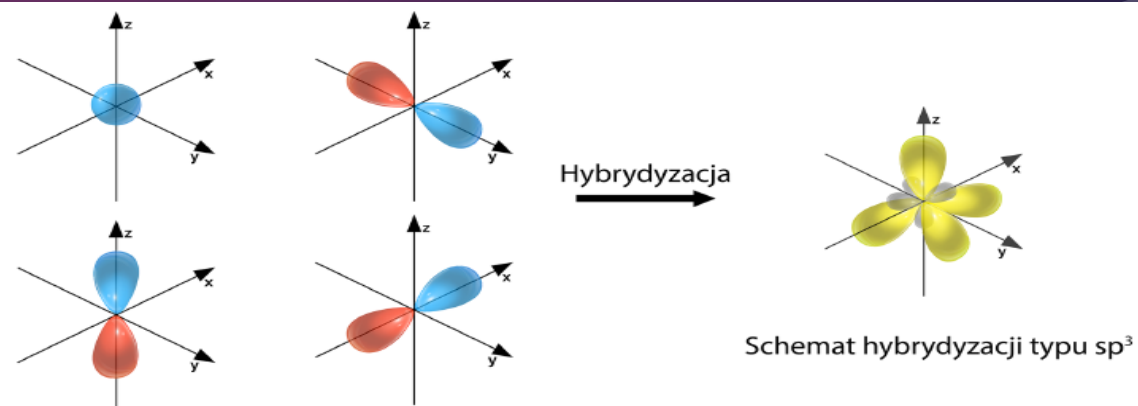


Rys. 13. Model cząsteczki BH_3 ; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)

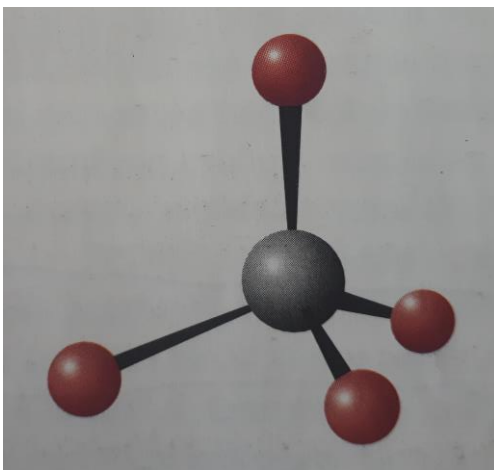
Hybrydyzacja orbitali



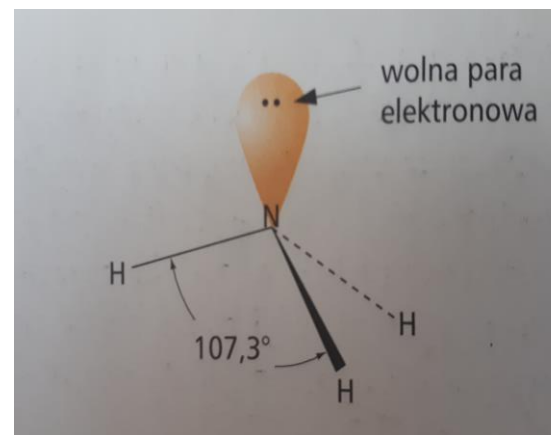
- **Hybrydyzacja sp^3** - zmieszanie się jednego orbitalu s z trzema orbitalami p; powstają cztery nowe orbitale sp^3 ,
- Np. NH_3 , CH_4 , H_2O , H_2S



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



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



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



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

$\uparrow\downarrow$ Wolna para elektronowa odpowiedzialna za wiązanie koordynacyjne
 $\uparrow\downarrow$ Wolna para elektronowa niebiorąca udziału w tworzeniu wiązań

Uwaga: Możliwe są również inne rozmieszczenia elektronów na orbitalach w danych hybrydyzacjach
 Elektrony niehybrydyzowane pochłaniają z wiązaniem "π" bądź "π*" Na skróconych orbitalach nie uwzględniono orbitali typu π.

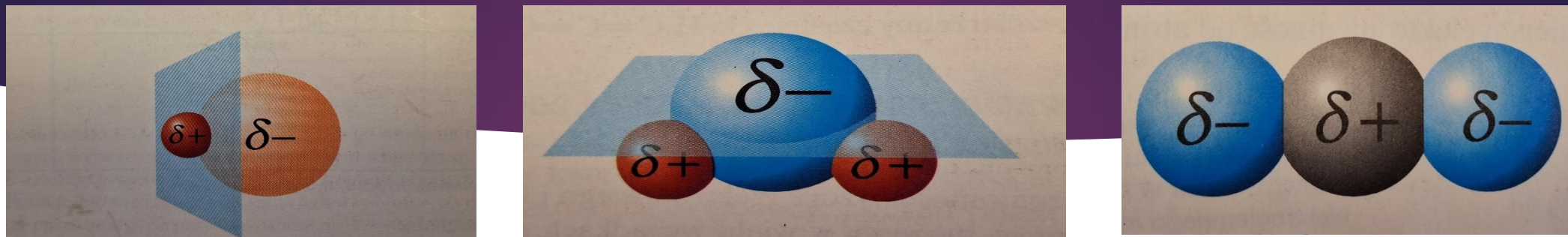
Rys. 17. Hybrydyzacja a kształt cząsteczki; (źródło: <https://akademiachemii.pl/artykuly/hybrydyzacja-okreslanie-ksztaltu/>)

Polaryzacja cząsteczki

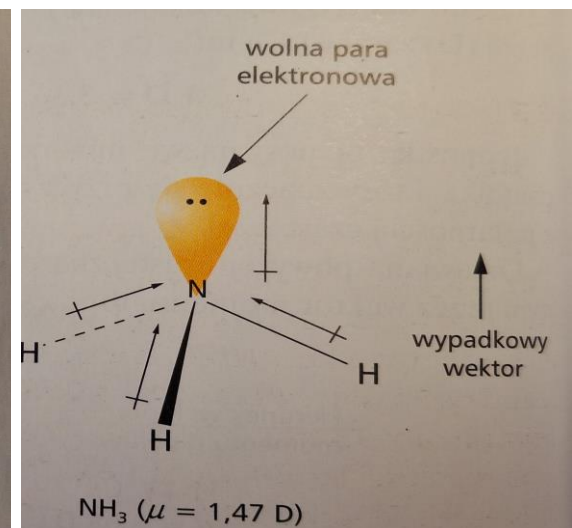
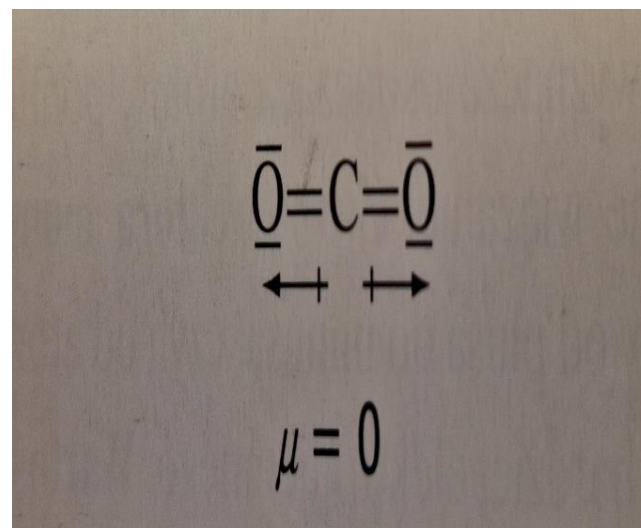
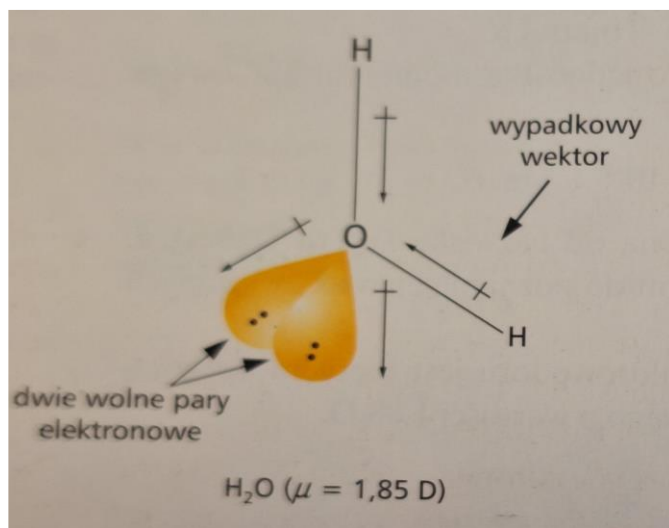
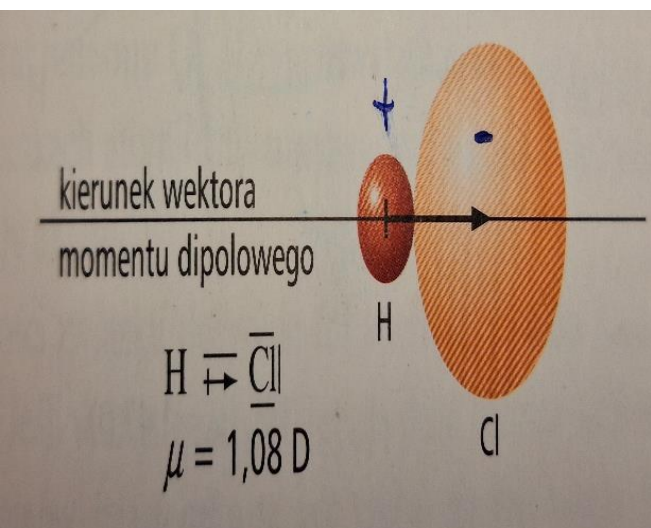
- ▶ Kształt cząsteczki rozstrzyga o tym, jak ładunki są rozłożone w przestrzeni;
- ▶ jeżeli w cząsteczce biegun ujemny można oddzielić od dodatniego jedną płaszczyzną to mówimy, że cząsteczka **jest polarna- jest dipolem**
- ▶ Miarą polarności cząsteczki jest wartość jej momentu dipolowego – kierunek momentu dipolowego wyznacza oś łącząca atomy, pomiędzy którymi powstaje spolaryzowane wiązanie; zwrot wektora umownie przyjmuje się od „+” do „-”, czyli od atomu mniej do atomu bardziej elektroujemnego; wartość momentu dipolowego to iloczyn wartości cząstkowego ładunku i długości wiązania

$$\mu = \delta \times l \text{ [1D (Debaj)} = 3,33 \times 10^{-30} \text{ C x m]}$$

Polaryzacja cząsteczki



Rys. 18. Sposób oddzielenia różnoimiennych biegunów w cząsteczkach HCl, H₂O, CO₂; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)

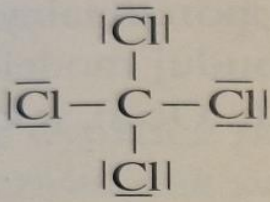
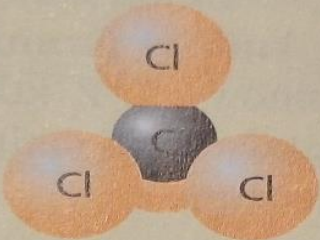

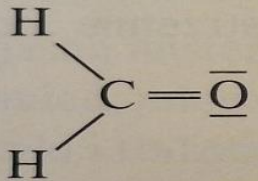
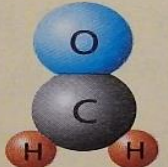
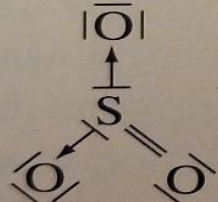
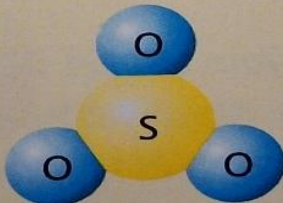



Rys. 19. Wektorowa interpretacja polarności cząsteczek HCl, H₂O, CO₂, NH₃; (źródło: „Chemia” podręcznik, zakres rozszerzony, Stanisława Hejwowska, Ryszard Marcinkowski)

Zadanie

- ▶ Określ, które z następujących cząsteczek: CCl_4 , CS_2 , CH_2O , SO_3 , HCN są polarne

odpowieź

Wzór elektronowy	Model cząsteczki	Polarność
		Cząsteczka niepolarna – symetryczna budowa nie pozwala jedną płaszczyzną oddzielić części dodatniej od ujemnej.
$\overline{\text{S}} = \text{C} = \overline{\text{S}}$		Cząsteczka niepolarna – wynika to z jej symetrycznej budowy.
		Cząsteczka polarna
		Cząsteczka niepolarna – wynika to z jej symetrycznej budowy.
$\text{H} - \text{C} \equiv \text{N} $		Cząsteczka polarna

Tab. 5.4. Polarność wybranych cząsteczek



Dziękuję za uwagę.

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/>

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

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