



Jak powstają wiązania typu pi

- [Wprowadzenie](#)
- [Przeczytaj](#)
- [Model 3D](#)
- [Sprawdź się](#)
- [Dla nauczyciela](#)



Jak powstają wiązania typu π

Orbital molekularny, tworzący wiązanie π , powstaje z orbitali typu p , których gęstość elektronowa zlokalizowana jest po obu stronach jądra atomowego.

Źródło: dostępny w internecie: www.pixabay.com, domena publiczna.

Jesteś na placu wypełnionym po brzegi tłumem ludzi. Nie możesz się poruszać. Tłum Cię spycha, a Ty, tracąc równowagę, łapiesz przypadkowego sąsiada za rękę. Ten jednak oddala się od Ciebie. Co czujesz? Widzisz analogię pomiędzy elektronami wokół jądra a tłumem ludzi na placu? Czy wiesz, dlaczego wiązanie podwójne jest silniejsze niż wiązanie pojedyncze? W tej części dowiesz się, jak powstają wiązania typu π (pi).

Twoje cele

- Zdefiniujesz pojęcia: orbital atomowy, orbital cząsteczkowy.
- Przeanalizujesz proces tworzenia się wiązań π .
- Określisz typ wiązania (σ i π) w cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych.

Orbitale molekularne

Podobnie jak tłum na placu, który zajmuje określone miejsce, tak i elektrony zajmują konkretne pozycje (orbitale). Zdarza się jednak, że są osamotnione. Mówimy wówczas o elektronach niesparowanych. Są one zdolne do utworzenia wiązania z tym samym bądź innym atomem. Na skutek oddziaływania między atomami i uwspólnienia zajmowanych przez elektrony pozycji, dochodzi do ich sparowania. W ten sposób powstaje wiązanie chemiczne, a zajmowana przez elektrony przestrzeń tworzy tzw. **orbital molekularny**. Jego powstanie można porównać do spotkania dwojga ludzi w tłumie na placu, którzy zajmują wspólną przestrzeń.

Aby zrozumieć dokładniej proces powstawania wiązań pomiędzy atomami, z pomocą przychodzi **mechanika kwantowa**. Teoria kwantowa, oparta na obliczeniach matematycznych, zakłada, że wiązanie kowalencyjne powstaje w wyniku nakładania się orbitali. Powstający charakterystyczny rozkład gęstości elektronowej – orbital molekularny – określany jest jako **wiązanie σ** [czyt. sigma] lub **wiązanie π** [czyt. pi], w zależności od sposobu nakładania się orbitali.

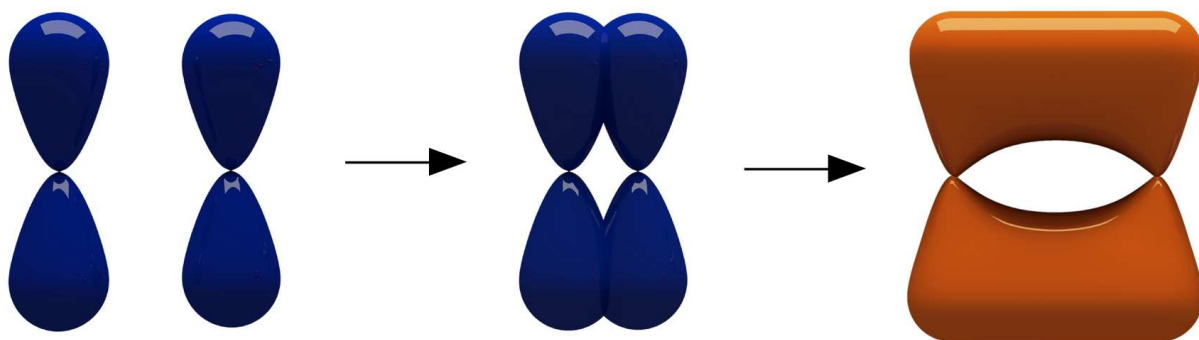
W atomie mogą występować orbitale s , p , d , f . Zgodnie z kwantową teorią wiązań chemicznych, orbital molekularny (cząsteczkowy) jest funkcją falową, która odpowiada elektronowi w cząsteczce i może obejmować dwa lub więcej atomów tego samego pierwiastka lub innych. Orbitale molekularne typu π powstają w wyniku bocznego nakładania się wszystkich rodzajów orbitali atomowych (z wyjątkiem orbitali typu s).

Prześledźmy na przykładach sposób powstawania orbitali molekularnych typu π .

Wiązanie π w cząsteczkach homojądrowych

W cząsteczkach homojądrowych, jak O_2 czy N_2 , wiązanie chemiczne tworzy się na skutek wzrostu gęstości elektronowej w obszarze międzyjądrowym. Ile i jakiego typu orbitale tworzą wiązania atomowe w wymienionych cząsteczkach?

Zastanów się, czy orbitale cząsteczkowe, które powstają w wyniku czołowego nałożenia orbitali atomowych, mają taki sam kształt jak te, które powstają z nałożenia bocznego?



Boczne nakładanie się orbitali typu p

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.



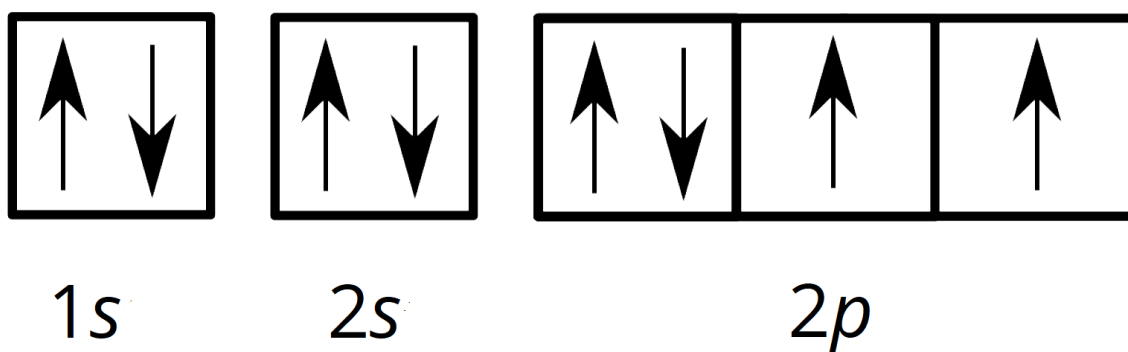
Czołowe nakładanie się orbitali typu p

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Przykład 1. Powstawanie wiązań w cząsteczce O_2

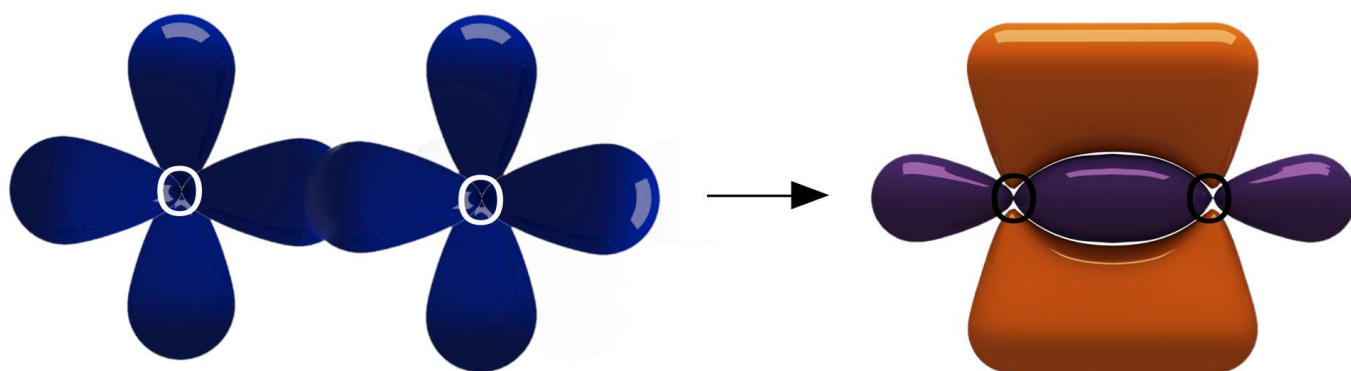
Cząsteczka tlenu (O_2) powstaje poprzez nałożenie się chmur elektronowych dwóch atomów tlenu. W stanie podstawowym atom tlenu posiada konfigurację elektronową $1s^2 2s^2 2p^4$, z czego dwa niesparowane elektrony znajdują się na orbitalu $2p_y$ oraz $2p_z$. Są to elektrony, które tworzą orbitale molekularne w cząsteczce. W wyniku nałożenia się dwóch rodzajów orbitali atomowych ze sobą, pomiędzy atomami tlenu tworzy się wiązanie podwójne (1 wiązanie typu σ oraz jedno wiązanie typu π). W galerii mediów zaprezentowano sposób powstania wiązań w cząsteczce O_2 . Zwróć uwagę na kształty utworzonych orbitali molekularnych.

^{16}O stan podstawowy:



Konfiguracja elektronowa atomu tlenu w stanie podstawowym

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.



W cząsteczce tlenu, poprzez czołowe nałożenie orbitali atomowych typu p_y , dochodzi do utworzenia się wiązania typu σ . Z kolei poprzez boczne nakładanie się orbitalu typu p_z , tworzy się wiązanie typu π .

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Z zaprezentowanych ilustracji wynika, że w cząsteczce tlenu utworzone wiązanie podwójne składa się z jednego wiązania typu σ i jednego wiązania typu π . Utworzone orbitale molekularne σ oraz π mają odmienny kształt.

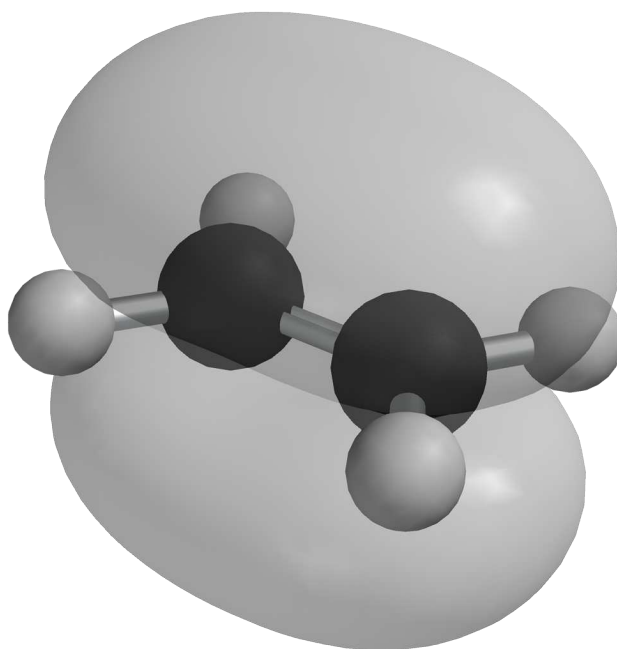
Ćwiczenie 1

Zastanów się, jak powstaje cząsteczka azotu (N_2)? Ile wiązań i jakiego typu powstanie, gdy nałożą się na siebie: po dwa orbitale atomowe typu p_x , p_y oraz p_z ?

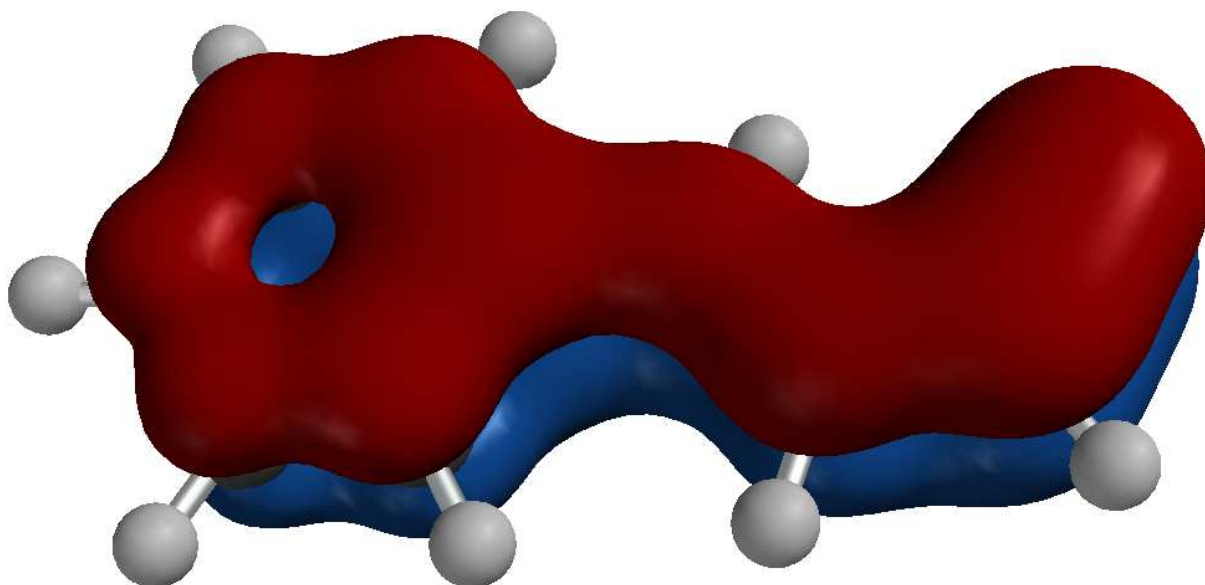
Odpowiedź:

Wiązanie π w cząsteczkach heteroatomowych

Istotnym przykładem tworzenia wiązań typu π jest sytuacja, gdy tylko część z orbitali atomowych ulega **hybrydyzacji**. Pozostałe niehybrydyzowane orbitale mają zdolność do tworzenia wiązań π . Poniżej przykład powstawania orbitalu molekularnego π w cząsteczce o hybrydyzacji sp^2 atomu centralnego.



Model etenu, pokazujący regiony o wysokiej gęstości elektronowej powyżej i poniżej wiązania podwójnego
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

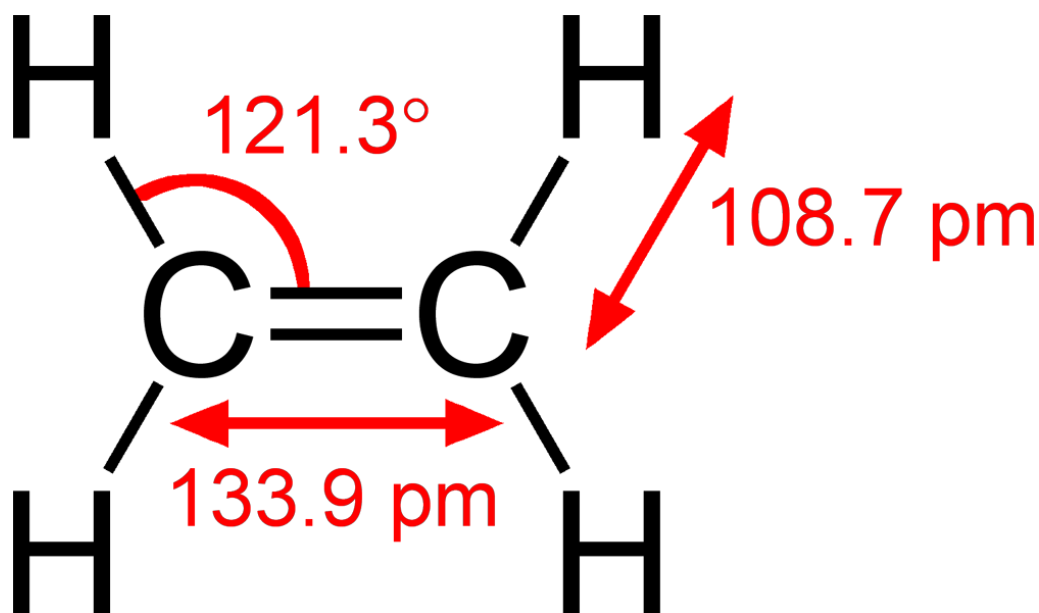


Orbital molekularny π w cząsteczce aldehydu cynamonowego

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Przykład 2 – Wiązanie π w cząsteczce etenu

Jak powstają wiązania typu π w cząsteczce etenu? Jak myślisz, które z zaprezentowanych na poniższym rysunku wiązań jest wiązaniem typu π ?



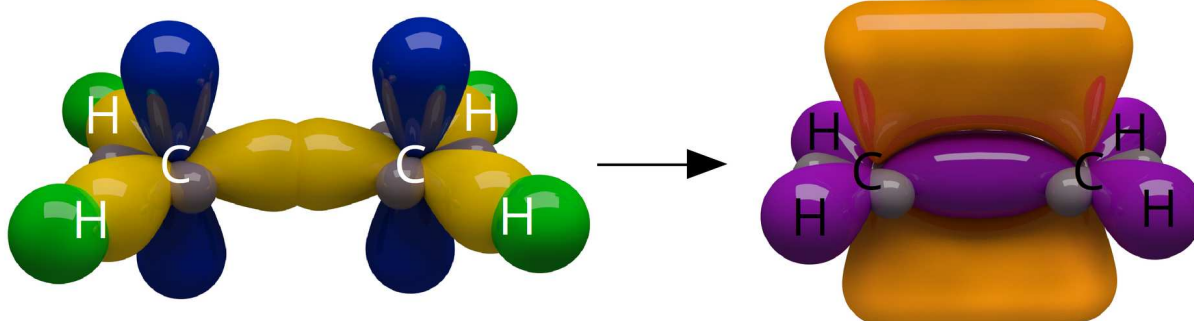
Cząsteczka etenu

Źródło: dostępny w internecie: pl.wikipedia.org, domena publiczna.

Wiązanie π w wiązaniu podwójnym $\text{C}=\text{C}$ wynika z nakładania się trzeciego (pozostałego) orbitalu $2p$ na każdym atomie węgla, który nie uczestniczy w hybrydyzacji. Ten niezhybrydyzowany orbital (płaty pokazane na pomarańczowo) jest prostopadły do płaszczyzny orbitali zhybrydyzowanych sp^2 . Tak niezhybrydyzowane orbitale $2p$ zachodzą na siebie, powyżej i poniżej osi międzyjądrowej, oraz tworzą wiązanie π .

Co istotne, wiązanie π jest wiązaniem pojedynczym, ponieważ bierze w nim udział jedna para elektronów, wspólna dla dwóch atomów. Natomiast kombinacja jednego wiązania π i jednego wiązania σ odpowiada za występowanie wiązania podwójnego między atomami węgla.

Z kolei wiązania σ , pomiędzy atomem węgla a atomem wodoru, powstają przez nakładanie się orbitalu typu sp^2 atomu węgla z orbitalem typu $1s$ wodoru.



Wiązanie π w cząsteczce etenu

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Ćwiczenie 2

Wskaż, ile wiązań π występuje w cząsteczce etenu?

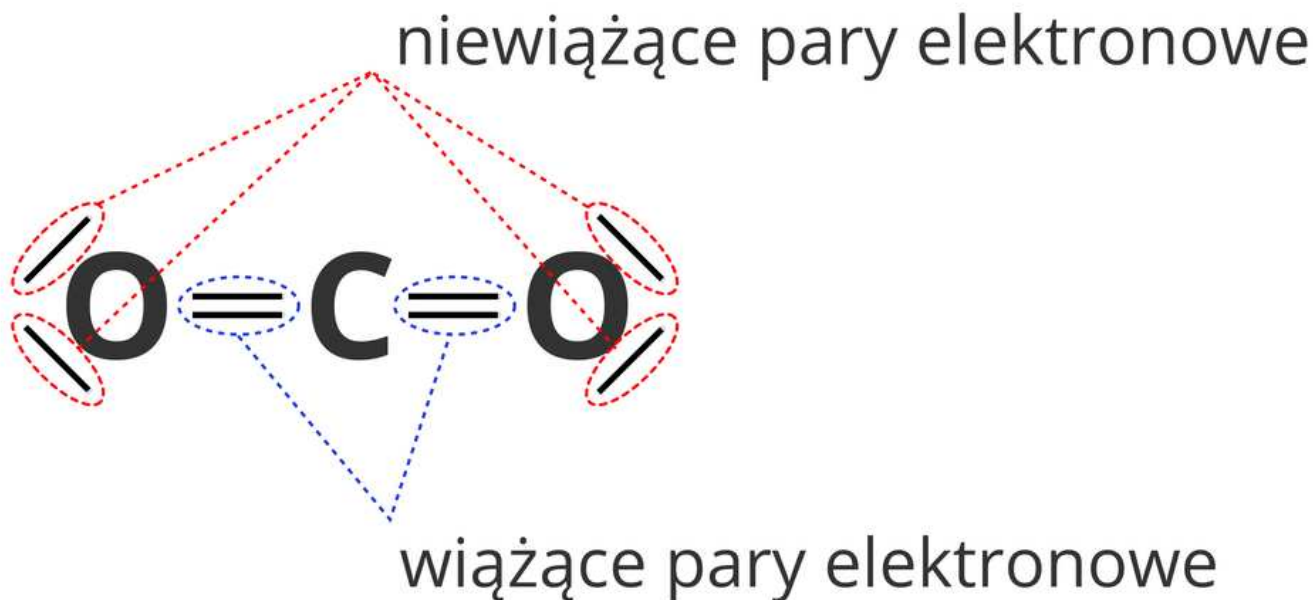
☐ 0

☐ 6

☐ 1

☐ 2

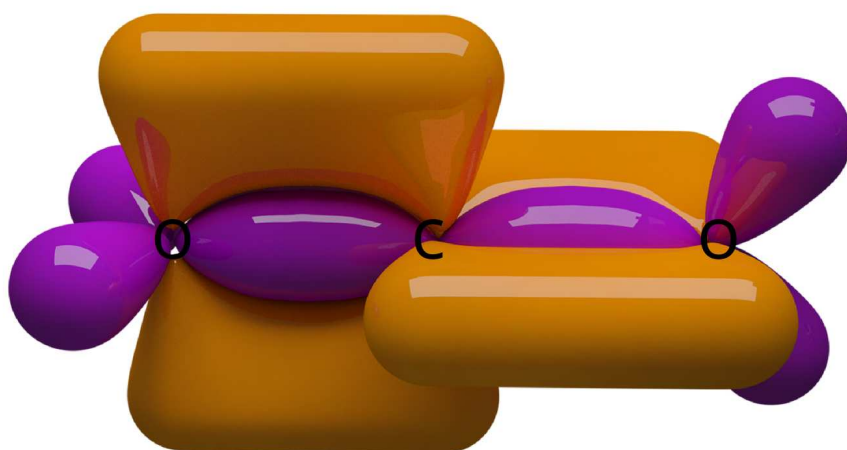
Przykład 3. Powstawanie wiązań w cząsteczce CO_2



Wzór elektronowy kreskowy cząsteczki dwutlenku węgla z wyróżnionymi rodzajami par elektronowych

Źródło: Krzysztof Jaworski, Bożena Karawajczyk, licencja: CC BY 3.0.

Atom węgla przyjmuje hybrydyzację typu sp . Jednocześnie dwa orbitale typu p (p_y oraz p_z) pozostają niezhybrydyzowane i są zdolne do tworzenia wiązań z atomami tlenu. Z kolei atomy tlenu ulegają hybrydyzacji sp^2 . Każdy atom tlenu posiada zatem po jednym niezhybrydyzowanym orbitalu typu p . W wyniku zbliżania się do siebie zhybrydyzowanych orbitali sp (od atomu węgla) oraz sp^2 (od atomów tlenu), następuje ich czołowe nakładanie i przenikanie w jedną chmurę, która obejmuje oba atomy. W ten sposób powstaje wiązanie typu σ . Elektrony orbitali $2p_y$ oraz $2p_z$ atomu węgla tworzą z orbitalami typu p atomów tlenu dwa wiązania typu π . Po jednym z każdej strony atomu węgla.



Sposób nakładania się orbitali i tworzenia wiązań σ oraz π w cząsteczce dwutlenku węgla

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Podsumowanie

Wiązanie π jest wiązaniem utworzonym przez elektrony, które opisują kilka rodzajów orbitali molekularnych. Wiązania π powstają poprzez boczne nałożenie się orbitali atomowych typu p_y lub p_z .

Krotność wiązania jest ustalana w zależności od rodzaju orbitali molekularnych, jakie je tworzą. Pamiętaj że:

- wiązanie pojedyncze = wiązanie σ ;
- wiązanie podwójne = wiązanie σ + wiązanie π ;
- wiązanie potrójne = wiązanie σ + 2wiązania π .

Różnicą istotną, pomiędzy wiązaniem typu σ oraz wiązaniem typu π , jest to, z jaką siłą wiążą się ze sobą atomy. Orbitale molekularne typu σ tworzą wiązania silniejsze od wiązań typu π . Jak wynika z przedstawionych przykładów, wiązanie π powstaje w wyniku bocznego nakładania dwóch orbitali typu p (p_y — p_y lub p_z — p_z), obsadzonych niesparowanymi elektronami. Z kolei wiązanie σ powstaje poprzez czołowe zbliżenie i nakładanie się orbitali, obsadzonych niesparowanymi elektronami o przeciwnych spinach. W zależności od typu nakładających się orbitali, wyróżniamy orbital molekularny: σ_{s-s} , σ_{p-s} , $\sigma_{p_x-p_x}$.

Pamiętaj, wiązanie π nigdy nie występuje samodzielnie, lecz zawsze towarzyszy wiązaniu σ .

Słownik

wiązanie σ

powstaje w wyniku „czołowego” nakładania się orbitali s (σ_{s-s}), p ($\sigma_{p_x-p_x}$), lub s i p (σ_{s-p})

wiązanie π

powstaje w wyniku „bocznego” nakładania się orbitali p_y lub p_z

elektrony walencyjne

elektrony wartościowości; elektrony zapełniające w atomie danego pierwiastka tzw. orbitale walencyjne, tzn. orbitale o największej dla tego atomu wartości energii (w stanie podstawowym)

mechanika kwantowa

fundamentalna teoria fizyczna opisująca ruch mikroobiektów np. atomów, elektronów

orbital atomowy/molekularny

funkcja falowa, opisująca stan jednego elektronu w atomie (orbital atomowy) lub w cząsteczce (orbital molekularny, orbital cząsteczkowy); są wynikiem mieszania się orbitali atomowych o różnych kształtach i energii

hybrydyzacja

(łac. *hybrida* „mieszaniec”) w chemii kwantowej tworzenie kombinacji liniowych orbitali atomowych powłoki walencyjnej

Bibliografia

Bieleński A., *Podstawy Chemii nieorganicznej*, t. 1-2, Warszawa 2010.

Czerwiński A., Czerwińska A., Jeziorna M., Kańska M., *Chemia 3. Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego, liceum profilowanego, technikum*, Warszawa 2004.

Encyklopedia PWN

Hassa R., Mrzigod A., Mrzigod J., Sułkowski W., *Chemia 1. Podręcznik i zbiór zadań w jednym*, Warszawa 2003.

Hoffman K. B., *Pi and sigma bonding in organic compounds* 1960, 37, 12.

Litwin M., Styka-Wlaziło Sz., Szymońska J., *To jest chemia 1*, Warszawa 2013.

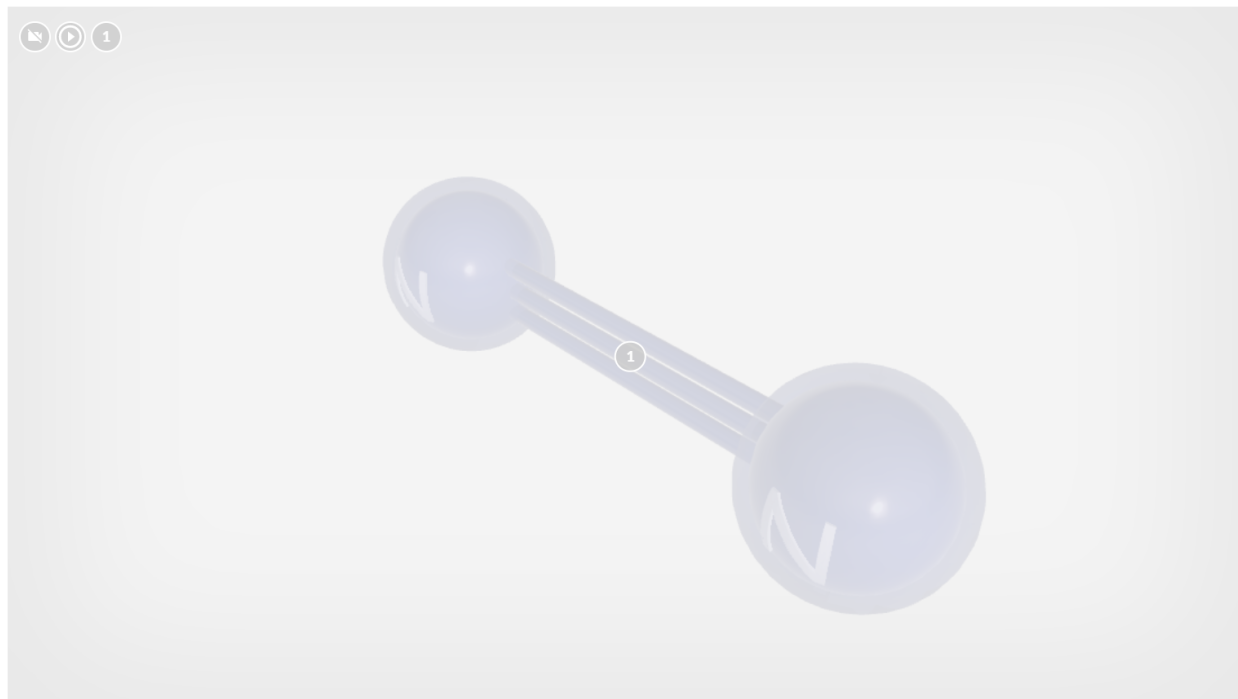
Morrison R. T., Boyd R. N., *Chemia organiczna*, t. 1, Warszawa 1985.

Pazdro K., *Zbiór zadań z chemii dla szkół ponadgimnazjalnych*, Warszawa 2003.

Model 3D

Polecenie 1

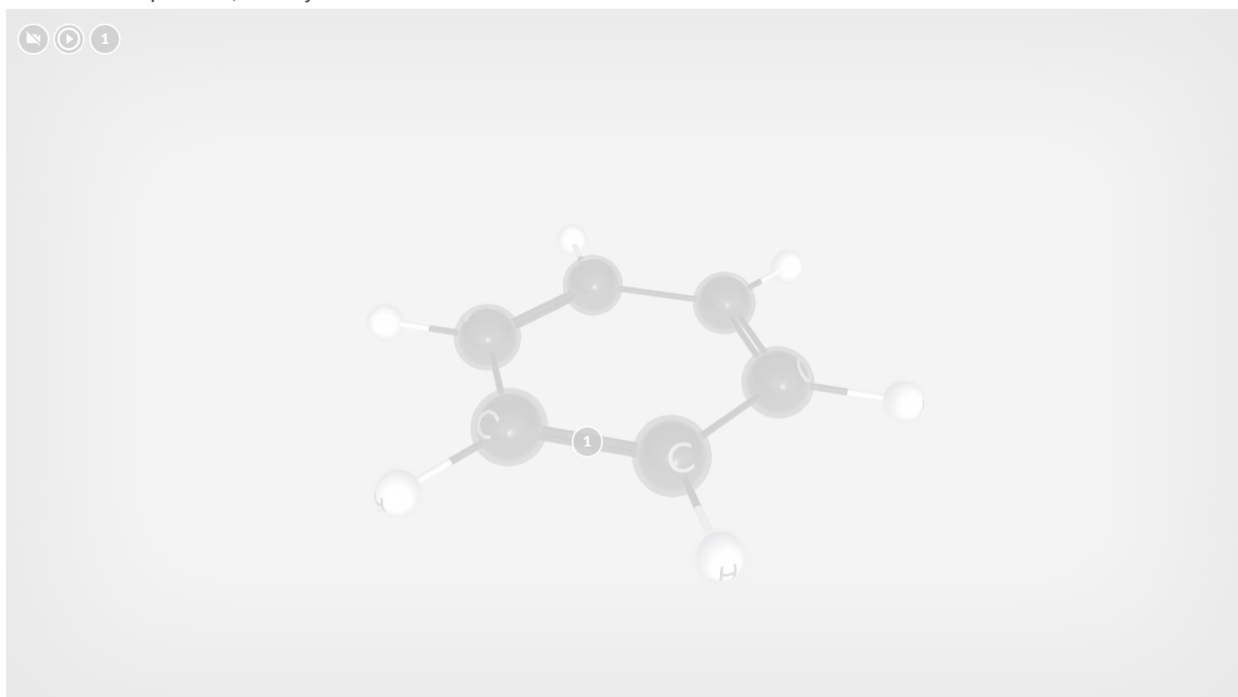
Zapoznaj się z modelami 3D. W jaki sposób zostają utworzone wiązania π w cząsteczce azotu oraz benzenu? Rozwiąż poniższe zadania.



Zasób interaktywny dostępny pod adresem <https://zpe.gov.pl/a/DxFGPYi7w>

Model 3D pt. *Powstawanie wiązań typu sigma i typu pi na przykładzie azotu.*

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.



Zasób interaktywny dostępny pod adresem <https://zpe.gov.pl/a/DxFGPYi7w>

Model 3D pt. *Powstawanie wiązań typu sigma i typu pi na przykładzie benzeny.*

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.



Zasób interaktywny dostępny pod adresem <https://zpe.gov.pl/a/DxFGPYi7w>

Animacje pt. „*Powstawanie wiązań typu pi i typu sigma*”

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Ćwiczenie 1



Łączna liczba elektronów, które tworzą wiązanie potrójne w cząsteczce azotu (N_2), wynosi:

☐ 4

☐ 6

☐ 8

☐ 2

Ćwiczenie 2



Wyjaśnij, jak utworzone są wiązania π w cząsteczce azotu.

Odpowiedź:

Ćwiczenie 3



Jak sądzisz, czym będą się różniły między sobą orbitale molekularne, utworzone poprzez nałożenie się orbitali s oraz sp , od tych utworzonych z dwóch orbitali p_y ?

Odpowiedź:

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Który z przedstawionych modeli prezentuje orbital molekularny typu π ?

☐☐☐☐

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Ćwiczenie 2



Wskaż cząsteczki, w których występują wiązania typu pi.

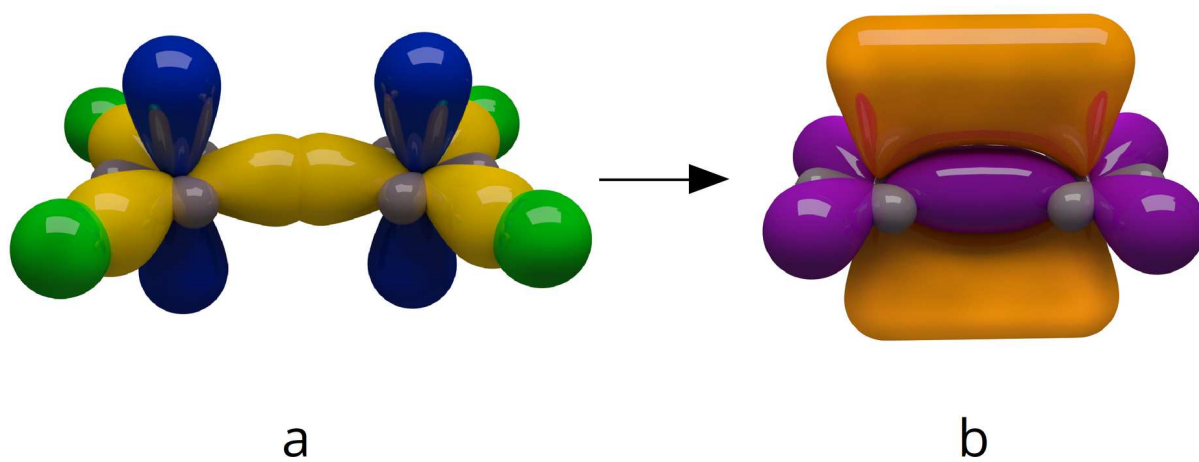
☐ SO_2

☐ CH_4

☐ NO_2

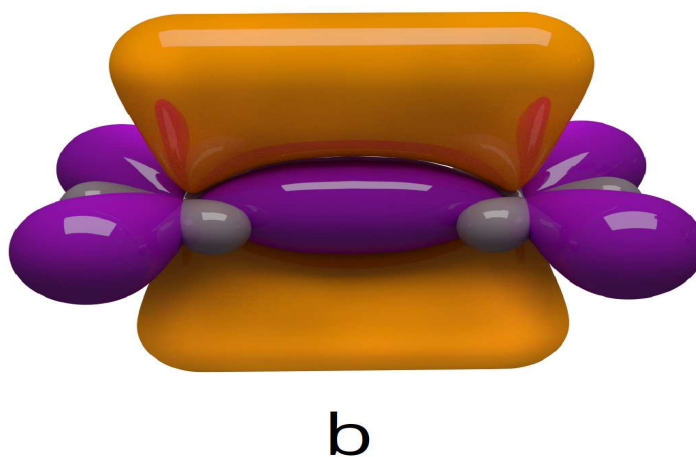
☐ N_2

☐ H_2



Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Rysunek a przedstawia orbitale, które prowadzą do utworzenia wiązań σ i π w cząsteczce. Zaznacz na rysunku b orbitale molekularne typu π .



Ćwiczenie 4



Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe.

	Prawda	Fałsz
Wiązanie σ jest wiązaniem silniejszym niż wiązanie π .	☐	☐
Wiązania π mogą powstawać z orbitali typu d .	☐	☐
Wiązanie π powstaje w wyniku czołowego nałożenia się orbitali.	☐	☐
W cząsteczce N_2 nie występuje orbital molekularny σ .	☐	☐
Wiązanie potrójne składa się z jednego wiązania typu π i dwóch typu σ .	☐	☐

Ćwiczenie 5



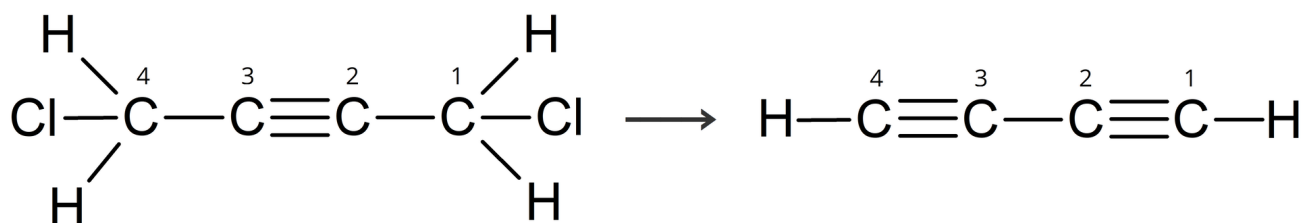
Wpisz liczbę wiązań sigma i pi w każdej z cząsteczek.

wzór cząsteczki	$O = C = O$	$H-C \equiv N$	O_2	NH_3
ilość wiązań σ				
ilość wiązań π				

Ćwiczenie 6



Buta-1, 3-diyń (diacetylen) C_4H_2 jest przedstawicielem szeregu poliynów, czyli związków, zawierających naprzemiennie ułożone wiązania pojedyncze i potrójne. Diacetylen można otrzymać przez dehydrochlorowanie 1, 4-dichloro-2-butyńu wodorotlenkiem potasu w niskiej temperaturze.



Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Przeanalizuj wzory strukturalne zaprezentowane w informacji do zadania. Zastanów się, jak powstają wiązania w cząsteczce diacetyleny, a następnie uzupełnij tekst.

W cząsteczce 1, 4-dichloro-2-butyńu występuje jedno wiązanie potrójne, które tworzą:

orbital molekularny typu σ i orbitale molekularne typu π . Pozostałe wiązania w tej cząsteczce są wiązaniami typu σ .

Cząsteczka diacetyleny zawiera trzy wiązania i dwa wiązania . Orbital typu atomu wodoru z orbitalem zhybrydowanym typu sp atomu tworzy wiązania pojedyncze typu . Niezhybrydowane orbitale $2p_y$ oraz $2p_z$ atomów węgla, prostopadłe do osi łączącej oba atomy węgla, nakładają się na siebie tworząc wiązania typu .

W cząsteczce diacetyleny, pomiędzy atomem węgla C() a C(3), występuje wiązanie pojedyncze, które powstaje na skutek nałożenia się orbitali zhybrydowanych typu sp .

węgla	potrójne	1	pojedyncze	2	3	1	podwójne	pojedyncze	p
p_x	2	σ	2	π	2	0	π	s	

Ćwiczenie 7



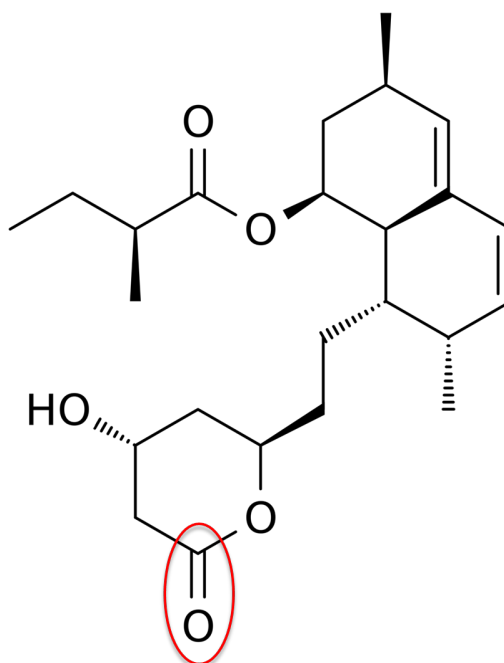
Ustal liczbę elektronów, które tworzą orbitale molekularne π w cząsteczce diacetyleny.

Odpowiedź:

Ćwiczenie 8



Poniżej zaprezentowano wzór wielofunkcyjnego związku organicznego pochodzenia naturalnego o nazwie „lowastatyna” (łac. *lovastatinum*). Substancja ta może być stosowana jako lek zmniejszający stężenie lipidów we krwi.



Źródło: GroMar Sp. z o.o., Wikimedia Commons, domena publiczna.

Odpowiedz na pytania:

1. Ile łącznie elektronów tworzy orbitale molekularne typu π w cząsteczce lowastatyny?
2. Ile wiązań π jest w cząsteczce lowastatyny?
3. Ile atomów węgla wykorzystuje orbitale p do utworzenia wiązań π ?
4. Orbitale jakiego typu tworzą wiązanie podwójne w grupie karbonylowej, oznaczonej czerwonym kółkiem na rysunku?

Odpowiedź:

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Agata Jarszak-Tyl, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Jak powstają wiązania typu π

Grupa docelowa: III etap edukacyjny, liceum, technikum, zakres podstawowy i rozszerzony; uczniowie III etapu edukacyjnego - kształcenie w zakresie podstawowym i rozszerzonym

Podstawa programowa

Zakres podstawowy

III. Wiązania chemiczne. Oddziaływania międzycząsteczkowe. Uczeń:

3) określa typ wiązania (σ i π) w cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych.

Zakres rozszerzony

III. Wiązania chemiczne. Oddziaływania międzycząsteczkowe. Uczeń:

5) określa typ wiązania (σ i π) w cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych; opisuje powstawanie orbitali molekularnych.

Kształtowane kompetencje kluczowe:

- kompetencje w zakresie rozumienia i tworzenia informacji;
- kompetencje matematyczne oraz kompetencje w zakresie nauk przyrodniczych, technologii i inżynierii;
- kompetencje cyfrowe;
- kompetencje osobiste, społeczne i w zakresie umiejętności uczenia się.

Cele operacyjne

Uczeń:

- definiuje pojęcia: orbital atomowy, orbital cząsteczkowy;
- analizuje proces tworzenia się wiązań π ;
- określa typ wiązania (σ i π) w cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna;
- operacyjna.

Metody i techniki nauczania:

- dyskusja dydaktyczna;
- praca z tekstem źródłowym;
- metoda dramy (technika pantomimy);
- ćwiczenia uczniowskie;
- technika zdań podsumowujących.

Forma pracy:

- praca zbiorowa;
- praca w grupach;
- praca indywidualna.

Środki dydaktyczne:

- komputery z głośnikami i dostępem do Internetu;
- słuchawki;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- tablica interaktywna/tablica;
- pisak/kreda;
- rzutnik multimedialny;
- podręcznik.

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie uczniów i dyskusja. Nauczyciel wyświetla na tablicy interaktywnej okładkę z e-materiału, na której przedstawiony jest tłum ludzi na placu. Nauczyciel zadaje pytania uczniom: jak sądzicie, ile osób znajduje się na placu? Czy osoby na zdjęciu mogą się swobodnie poruszać? Czy możliwe jest, by w tej samej przestrzeni znalazło się dwukrotnie więcej osób?
2. Dyskusja dydaktyczna. Uczniowie dyskutują z nauczycielem na temat ilustracji. Prowadzący w toku rozmowy wyjaśnia uczniom, że podobnie jak ludzie na placu, tak i elektrony zajmują określone miejsce w przestrzeni. Podobnie jak ludzie, elektrony nie „lubią” być spychane razem, co wynika z ujemnych ładunków elektronów, które się odpychają. Nauczyciel wyjaśnia, że muszą być spełnione dwa warunki żeby doszło do utworzenia wiązania: elektrony muszą znajdować się na określonych pozycjach (orbitalach) i muszą być niesparowane. W celu lepszego zrozumienia, w jakiej przestrzeni znajdują się elektrony w wiązaniu, nauczyciel wprowadza pojęcie orbitali molekularnych typu σ (czyt. sigma) oraz π (czyt. pi).

3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele.

Faza realizacyjna

1. Uczniowie oglądają animację z medium bazowego „Jak powstają wiązania typu π ”, po czym nauczyciel prosi uczniów, aby podzielili się na trzy zespoły. Informuje uczniów, że będą pracować metodą dramy (z zastosowaniem techniki pantomimy) i wyjaśnia jej zasady. Zadaniem każdego zespołu będzie zaprezentowanie sposobu powstawania wiązań σ (czyt. sigma) oraz π (czyt. pi) w cząsteczkach : O_2 , CO_2 oraz etenu (C_2H_4) z zastosowaniem pantomimy. Każda grupa prezentuje inną cząsteczkę.
2. Prowadzący zajęcia wyjaśnia technikę pantomimy i informuje, że uczniowie wcielą się w różne role, np.:

- orbitalu p_x , p_y , p_z ;
- orbitalu zhybrydyzowanego (sp , sp^2);
- komentatora, który będzie omawiał sposób powstawania wiązań.

3. Nauczyciel przekazuje uczniom instrukcje, dotyczące sposobu wykonania zadania. Każda z osób odgrywających rolę ma określone zadania:

- Osoba wcielająca się w rolę orbitalu dostaje od nauczyciela kolorową tasiemkę o długości około 1 metra, w zależności od typu orbitalu którym jest (orbital p_x - zielona, p_y -czerwona, p_z -niebieska). Kiedy komentator przedstawia sposób nakładania się orbitali, konkretne osoby ustawiają się w taki sposób, by połączyć swoje tasiemki, np. na hasło “poprzez czołowe nałożenie orbitali atomowych typu p_y dochodzi do utworzenia wiązania typu σ ”. Osoby odgrywające rolę orbitalu p_y łączą tasiemki czerwone (w jednej ręce utrzymują ciągle jeden koniec tasiemki).
- Osoba wcielająca się w postać orbitalu zhybrydyzowanego dostaje tasiemki koloru żółtego. Sposób powstawania wiązań prezentuje tak, jak osoby wcielające się w rolę orbitalu p_x , p_y , p_z .
- Komentator odpowiada za rzetelną i merytoryczną informację. Dzięki jego komentarzom pozostali członkowie grupy wiedzą, w jaki sposób konkretne wiązania są tworzone i jak mają zachowywać się na scenie.

4. Uczniowie planują i aranżują przestrzeń sceniczną. Grupy podczas przygotowywania się będą mogły korzystać z zasobów internetowych. Komentator, wraz z pozostałymi członkami grupy, przygotowuje się do swojej roli, analizując tekst w e-materiale, w szczególności fragment dotyczący prezentowanej cząsteczki.
5. Praktyczne przygotowywanie się uczniów do zaprezentowania pantomimy – ćwiczenia w grupach. Uczniowie powinni być zsynchronizowani podczas przedstawienia, a sposób powstawania wiązań powinien być jasny dla pozostałych osób. Nauczyciel monitoruje przygotowywanie się uczniów, koryguje błędy, udziela wskazówek i informacji zwrotnej. Czas na przygotowanie dramy 10 minut, a scenka ma trwać nie

dłużej niż 5 minut. Uczniowie powinni pamiętać, że na początku tworzą się wiązania typu σ , a następnie wiązania typu π .

6. Odgrywanie scenek na forum klasy. Uczniowie wraz z nauczycielem oglądają przygotowane przez grupy scenki. Po zakończeniu prezentacji uczniowie dzielą się wrażeniami, dyskutują, oceniają kolegów. Nauczyciel również podsumowuje prezentacje uczniów.

Faza podsumowująca

1. Nauczyciel sprawdza wiedzę uczniów zadając pytania: Podaj cząsteczki, w których występuje wiązanie typu π . Z jakich orbitali mogą powstawać wiązania typu π ? Ile wiązań typu π występuje w cząsteczce tlenu i w cząsteczce amoniaku?
2. Jako podsumowanie lekcji nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie mogą zamieścić w swoim portfolio:
 - Przypomniałem sobie, że...
 - Co było dla mnie łatwe...
 - Czego się nauczyłam/łem...
 - Co sprawiało mi trudność...

Praca domowa:

Nauczyciel prosi uczniów o wykonanie ćwiczeń w zakładce „Sprawdź się” oraz o przygotowanie wiadomości na temat powstawania orbitali molekularnych.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Animacja „Jak powstają wiązania typu π ?” może być wykorzystana przez uczniów podczas przygotowywania się do zajęć oraz podczas odrabiania pracy domowej oraz podczas porównania z wiązaniami typu sigma.

Materiały pomocnicze:

1. Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):
 - Podaj cząsteczki, w których występuje wiązanie typu π .
 - Z jakich orbitali mogą powstawać wiązania typu π ?
 - Ile wiązań typu π występuje w cząsteczce tlenu i w cząsteczce amoniaku?
2. Kolorowe tasiemki.