



Budowa cząsteczki ozonu

- [Wprowadzenie](#)
- [Przeczytaj](#)
- [Animacja](#)
- [Sprawdź się](#)
- [Dla nauczyciela](#)



Budowa cząsteczki ozonu

Charakterystyczny zapach po burzy to właśnie ozon.

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

Pierwsze chemiczne skojarzenia, jakie nam się nasuwają na myśl o tlenie, dotyczą zapewne dwuatomowej cząsteczki O_2 , stanowiącej około 21% wdychanego przez nas powietrza. Jednak gdzieś tam, wysoko w atmosferze, tlen występuje także w postaci cząsteczek trójatomowych. Chociaż wiele zawdzięczamy tej „odległej” formie, na co dzień aktywnie nie doświadczamy jego obecności. Sytuacja zmienia się jednak, gdy wybierzemy się na basen lub gdy chcemy zaciągnąć się „świeżym” powietrzem po burzy.

Ozon, bo o nim właśnie mowa, stanowi jedną z naturalnie występujących w przyrodzie odmian alotropowych tlenu. Powszechnie wiadomo, że jego cząsteczka zbudowana jest z trzech atomów. Posiada on właściwości bakterioobójcze i ogranicza intensywność promieniowania UV, przedostającego się przez atmosferę do powierzchni Ziemi.

Jakie „sekrety” skrywa cząsteczka tritlenu? Jakie są mniej popularne właściwości ozonu, o których nie wspomina się podczas dyskusji o problemie dziury ozonowej? Z czego one wynikają? Słowem – jaka naprawdę jest cząsteczka O_3 i wreszcie, jakie narzędzia pozwoliły na odkrycie tajników jej budowy? O tym wszystkim dowiesz się już za chwilę.

Twoje cele

- Zobaczysz, jak za pomocą metod teoretycznych przewidzisz budowę cząsteczki ozonu oraz jej reaktywność.

- Powiążesz moment dipolowy cząsteczki z jej strukturą elektronową.
- Zastosujesz metodę VSEPR do określenia geometrii cząsteczki ozonu.
- Przedstawisz diagram energetyczny orbitali molekularnych dla cząsteczki trójatomowej.
- Spróbujesz przewidzieć właściwości magnetyczne cząsteczki na podstawie teorii orbitali molekularnych.
- Poznasz zjawisko rezonansu dla struktur elektronowych cząsteczki.
- Zapoznasz się z prostym modelem zdelokalizowanych orbitali molekularnych.
- Odkryjesz wizualizacje 3D, przedstawiające orbitale molekularne ozonu.

Przeczytaj

Ozon

Aby rozpocząć omawianie budowy cząsteczki ozonu oraz wynikające z niej właściwości, należy najpierw przypomnieć podstawowe informacje o cząsteczce ozonu. Ozon, nazywany także tritlenem, stanowi jedną z naturalnie występujących w przyrodzie odmian alotropowych tlenu, zbudowaną z trzech atomów. Wzór sumaryczny cząsteczki ozonu można zatem zapisać jako O_3 .

Zapis ten jednak nie wnosi żadnej informacji o przestrzennym rozmieszczeniu poszczególnych atomów. Korzystając z prostych modeli chemii teoretycznej, można jednak spróbować oszacować, jak zbudowana jest cząsteczka ozonu.

Aby określić strukturę geometryczną cząsteczki O_3 , posłużyć się można względnie prostą metodą (teorią) Lewisa, wg której stabilną budowę posiadać będzie cząsteczka, w której wszystkie atomy tlenu osiągną korzystną energetycznie konfigurację helowca. Aby mówić jednak o okciecie elektronowym, konieczne jest najpierw określenie konfiguracji elektronowej atomu tlenu w stanie podstawowym oraz wskazanie na jej podstawie liczby elektronów walencyjnych.

Polecenie 1

Zapisz konfigurację elektronową atomu tlenu w stanie podstawowym w zapisie pełnym, podpowłokowym oraz podpowłokowym skróconym.

Zapis pełny: $[_8O] =$

Zapis skrócony: $[_8O] =$

Każdy z trzech atomów tlenu posiada sześć elektronów walencyjnych. Łącznie daje to liczbę 18 elektronów, co przekłada się na 9 par elektronowych, przyjmujących formę wiązań atomowych lub pozostających w postaci wolnych par elektronowych.

Polecenie 2

W oparciu o teorię Lewisa zaproponuj strukturę (lub struktury, jeżeli widzisz kilka możliwości) cząsteczki O_3 , w której każdy z atomów tlenu posiada korzystną energetycznie konfigurację helowca. Wzory zapisz w postaci elektronowej (kropkowej lub kreskowej).

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Do każdego z trzech atomów tlenu musi być przypisanych osiem elektronów. Wówczas konieczne staje się wytworzenie jednego wiązania koordynacyjnego. W rezultacie otrzymujemy dwie możliwe struktury geometryczne: łańcuchową kątową oraz cykliczną.

W naturze obserwuje się jednak tylko jedną z nich, przewidzianą przez teorię Lewisa, i jest to struktura łańcuchowa („otwarta”) kątowa. Teoretyczne uzasadnienie może dostarczyć chociażby zastosowanie metody VSEPR dla cząsteczki O_3 .

Polecenie 3

Spróbuj podać wyjaśnienie, dlaczego to forma łańcuchowa („otwarta”), a nie cykliczna („zamknięta”) cząsteczki ozonu, jest stabilna. Wykorzystaj [teorię VSEPR](#), pozwalającą na określenie kształtu cząsteczki w formie pierścienia.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

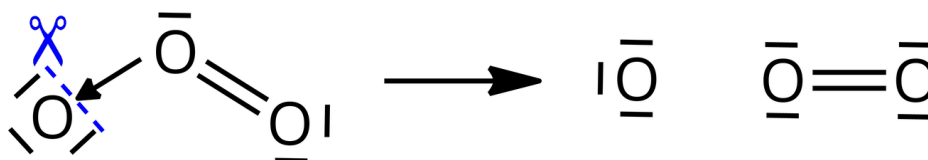
Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ciekawostka

Chociaż struktura cykliczna tritlenu nie została do tej pory zaobserwowana w warunkach naturalnych, nie jest ona tylko przedmiotem rozważań chemii teoretycznej. Istnienie „trójkątnej” formy O_3 zostało bowiem potwierdzone doświadczalnie, ale w dość „drastycznych” warunkach pomiarowych (więcej niż $1450^{\circ}C$), ponad powierzchnią tlenku magnezu. Badania nad tym zagadnieniem nadal trwają. Według obliczeń

kwantowo-mechanicznych, cząsteczka taka powinna mieć ogromny potencjał energetyczny, znacznie większy od „zwykłej” cząsteczki ozonu.

W tym miejscu można zauważyć dość ciekawą własność struktury ozonu. Otóż jeden z atomów tlenu przyłączony jest do pozostałych dwóch tylko przez pojedyncze wiązanie koordynacyjne. W bardzo obrazowym, a zarazem kolokwialnym ujęciu, można ten atom potraktować jako nadmiarowy fragment, „doczepiony” niejako „na siłę” do stabilnej cząsteczki O_2 . Intuicyjnie można się zatem spodziewać, że fragment ten zostanie „oderwany” przy pierwszej „nadarzającej się okazji”. Otrzyma się wówczas stabilną cząsteczkę tlenu (każdy z atomów posiada oktet elektronowy) oraz atom tlenu w stanie „wolnym”, bardzo „pilnie poszukujący” dwóch elektronów do uzyskania oktetu, a przez to bardzo reaktywny. Ponieważ nie posiada on wszystkich elektronów sparowanych, określić go można także mianem **rodnika** tlenu (tlenowego).



Hipotetyczny rozpad cząsteczki ozonu do stabilnej cząsteczki tlenu oraz rodnika tlenowego (atomu tlenu „w stanie wolnym”)

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

Analiza tak prostego modelu, jakim jest model Lewisa, pozwala na uzasadnienie właściwości chemicznych ozonu. Jest on bowiem jednym z najmocniejszych znanych utleniaczy, daleko mocniejszym od „zwykłej” cząsteczki tlenu czy nadtlenku wodoru.

Polecenie 4

Na podstawie zapisu klatkowego konfiguracji elektronowej uzasadnij, że pojedynczy atom tlenu w stanie podstawowym jest rodnikiem.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ciekawostka

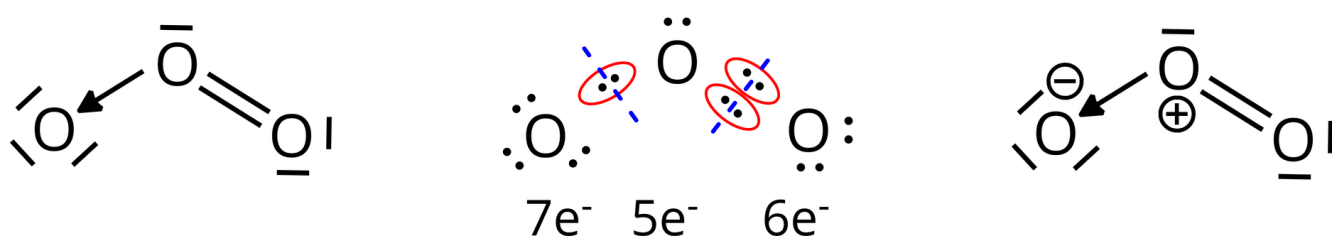
Właściwości utleniające ozonu można porównać z kilkoma innymi, mocnymi utleniaczami, za pomocą tzw. **standardowych potencjałów półogniwi**. Im wyższa wartość potencjału danego **półogniwa** (czyli danej reakcji połówkowej utlenienia bądź redukcji),

tym dana substancja jest mocniejszym utleniaczem. Poniżej zestawiono kilka typowych reakcji zachodzących na elektrodach w półogniwie wraz z ich potencjałami standardowymi:

Równanie reakcji	Wartość potencjału standardowego
$\text{O}_3 + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	$E^\circ = +2,08 \text{ V}$
$\text{O}_2 + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 6 \text{H}_2\text{O}$	$E^\circ = +1,23 \text{ V}$
$\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$	$E^\circ = +1,69 \text{ V}$
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow 4 \text{H}_2\text{O}$	$E^\circ = +1,76 \text{ V}$
$\text{F}_2 + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{F}^-$	$E^\circ = +2,92 \text{ V}$

Na podstawie powyższych danych można zauważyć, że ozon posiada właściwości utleniające, silniejsze od większości powszechnie stosowanych utleniaczy, za wyjątkiem fluoru. Aby oszacować jego moc, jako przykład można podać jego zdolność do utlenienia siarkowodoru do tlenku siarki(IV) (lub do kwasu siarkowego(IV) w środowisku wodnym), amoniaku do azotanu(V) amonu, czy srebra metalicznego do odpowiedniego tlenku.

Wzór elektronowy pozwala na zauważenie kolejnej ciekawej cechy ozonu. Gdyby formalnie zsumować elektrony, które należą do najbliższego sąsiedztwa każdego z atomów tlenu, okazałoby się, że jeden z nich („odrywany”) posiada ich 7, atom po przeciwnej stronie – 6, a atom centralny tylko 5. W stosunku do wyjściowej liczby 6 elektronów, którymi dysponuje atom tlenu, jeden z nich jest zatem charakteryzowany przez nadmiar, a drugi przez niedomiar jednego elektronu. Różnicę pomiędzy liczbą elektronów walencyjnych, wynikającą z konfiguracji elektronowej (dla tlenu 6), a formalną liczbą elektronów atomu w cząsteczce, nazywa się ładunkiem formalnym atomu.



Ładunki formalne atomów w cząsteczce ozonu. W najbliższym sąsiedztwie „nadmiarowego” atomu tlenu znajduje się 7 elektronów (znak -), a dla centralnego atomu tylko 5 (znak +).

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

Można zatem powiedzieć, że w cząsteczce ozonu, na jednym z jej „końców”, kumuluje się ładunek ujemny (elektrony posiadają ujemny ładunek), skutkiem czego w jej centrum powstaje formalnie lokalny ładunek dodatni. Sytuacja taka oznacza, że w obrębie cząsteczki powstaje rozseparowanie ładunku ujemnego i dodatniego, przez co indukowany jest [elektryczny moment dipolowy \(potocznie: moment dipolowy\)](#). Sytuacja ta jest o tyle niezwykła, ponieważ cząsteczka ozonu składa się z identycznych atomów tlenu. Jako

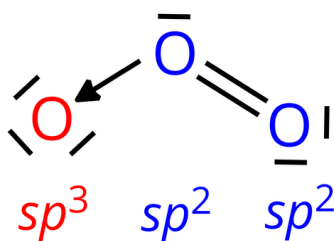
klasyczny przykład dipoli elektrycznych, podaje się intuicyjnie cząsteczki zbudowane z atomów o różnej elektroujemności (woda, chlorowódor). Cząsteczka ozonu będzie zatem oddziaływała z polem elektrycznym, reorientując się (ustawiając się) w uporządkowany sposób względem linii pola (plus do minusa).

Teoria Lewisa to jednak „pierwszy krok” na drodze omówienia budowy cząsteczki ozonu. Aby pójść o „krok dalej” i oszacować geometryczną strukturę cząsteczki O_3 , zastosować można teorię VSEPR. Konieczne staje się wówczas określenie liczby wiązań typu σ oraz wolnych par elektronowych przypisanych do atomu centralnego, czyli jego hybrydyzacji.

at. lewy: $LH = 1\sigma + 2WP = 3 \rightarrow sp^2$

at. środkowy: $LH = 2\sigma + 1WP = 3 \rightarrow sp^2$

at. prawy: $LH = 1\sigma + 3WP = 4 \rightarrow sp^3$

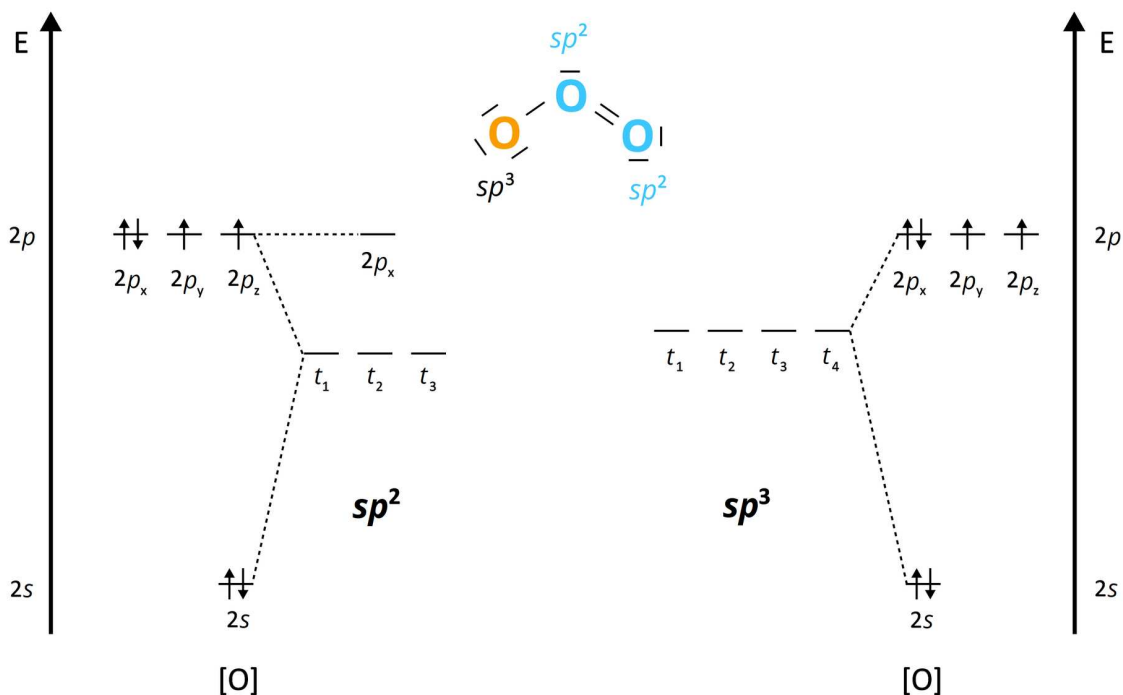


Formalne typy hybrydyzacji orbitali dla każdego z atomów tlenu w cząsteczce ozonu

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

Dla atomu centralnego spodziewana hybrydyzacja to trygonalna hybrydyzacja sp^2 (2 wiązania σ +1 wolna para elektronowa), zatem wg teorii VSEPR będzie to cząsteczka kątowna. Kąt pomiędzy wiązaniami, w idealnym przypadku, powinien wynosić 120° , jednak ze względu na obecność „rozpychającej się” wolnej pary elektronowej, ulegnie nieznacznemu zmniejszeniu. Wyznaczony przez pomiary spektroskopowe osiągnie wartość ok. 116° – 117° .

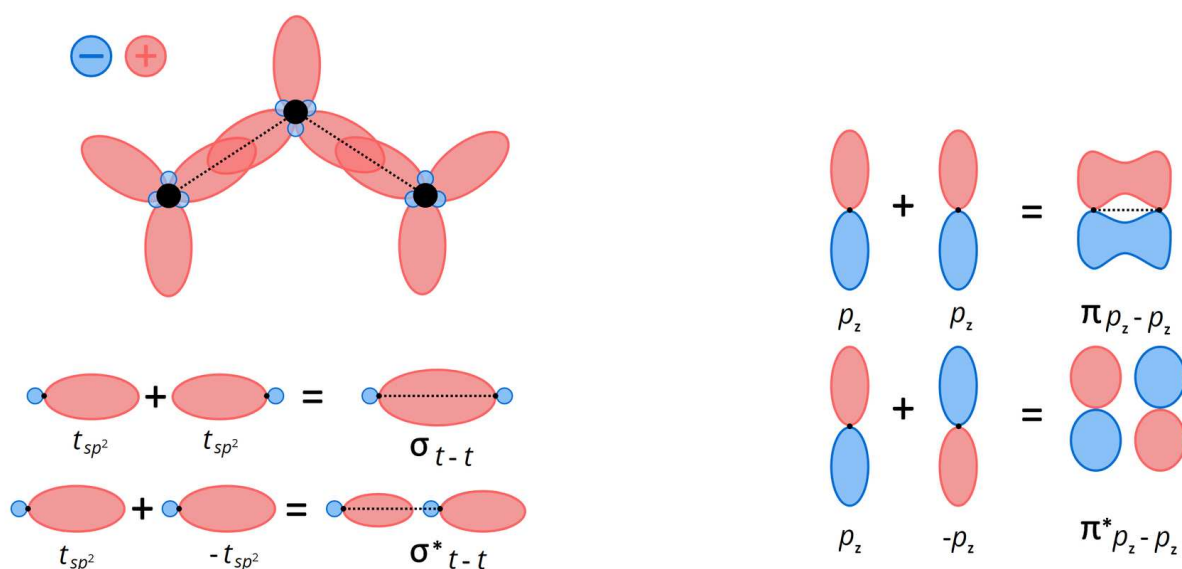
Wkraczając w coraz bardziej zaawansowany aparat kwantowo-mechaniczny, kolejną cechę, która odróżnia ozon od „zwykłej” cząsteczki tlenu, można dostrzec dzięki analizie diagramu energetycznego jego orbitali molekularnych. Aby jednak było możliwe jego stworzenie, najpierw należy „przygotować” zestaw hybryd dla każdego z atomów tlenu, utworzony z odpowiednich orbitali atomowych. W przeciwieństwie do „prostych” cząsteczek dwuatomowych, intuicyjne określenie, oznaczające, że orbitale atomowe ($2s$ i $2p$) nakładają się na siebie, tworząc wiązanie, mogłoby być trudne bądź wręcz niemożliwe.



Przygotowanie zestawu orbitali do budowy cząsteczki ozonu poprzez utworzenie hybryd typu sp^2 oraz sp^3 dla atomów tlenu, wchodzących w skład cząsteczki ozonu

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

Zabieg utworzenia hybryd, czyli zlokalizowania orbitali, pozwala na „uproszczenie” tego problemu. Hybrydy bowiem są w klarowny i jasny sposób zorientowane w przestrzeni (dla hybrydyzacji sp^2 – w narożach trójkąta równobocznego, a dla sp^3 – tetraedru). Przez to ich nakładanie się jest „łatwe” do przewidzenia.



Schemat nakładania się orbitali w cząsteczce ozonu. Po lewej: nakładanie czołowe hybryd; po prawej: nakładanie boczne niehybrydyzowanych orbitali typu p . Kolory odnoszą się do znaku funkcji falowej (+ i -), a linie przerywane – do osi łączącej jądra atomowe.

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

I tak dla cząsteczki ozonu otrzymuje się dwa zestawy (orbitale wiążące oraz sprzężone z nimi orbitale antywiążące) orbitali molekularnych typu σ , powstałe przez nakładanie czołowe hybryd. Utożsamić je można z wiązaniami pojedynczymi, „łączącymi” wszystkie atomy tlenu. Pozostałe hybrydy (jedna dla atomu centralnego i odpowiednio druga i trzecia dla „krańcowych” atomów tlenu) przyjmują postać niewiążących, wolnych par elektronowych σ^n . Dodatkowo, dwa atomy tlenu o hybrydyzacji sp^2 posiadają jeszcze po jednym niezhybrydowanym orbitalu typu p (na rysunku $2p_z$). Te, na skutek nakładania bocznego, tworzą zestaw orbitali o symetrii π , co przekłada się na utworzenie wiązania podwójnego. Powyższy opis przedstawić można w bardziej czytelny sposób na diagramie energetycznym orbitali. Jest on o tyle nietypowy, ponieważ składa się z trzech zestawów orbitali atomowych – zwykle kreśli się go dla cząsteczek dwuatomowych.

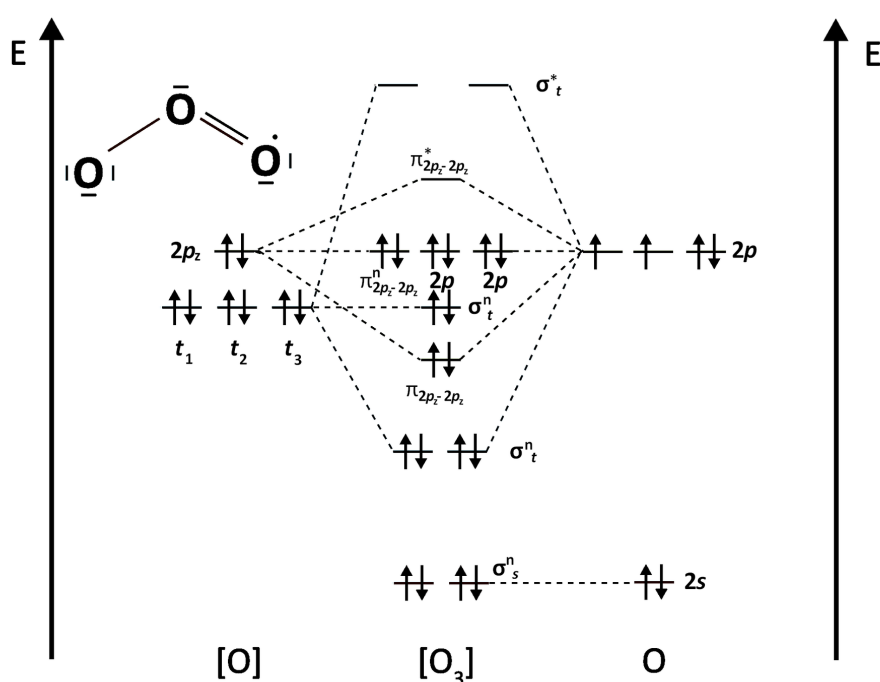


Diagram orbitali molekularnych cząsteczki ozonu, uwzględniający lokalizację wszystkich orbitali.

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

Podsumowując, z wyjściowych trzech zestawów czterech orbitali atomowych ($2s + 3 \times 2p$) zostaje finalnie utworzonych 12 orbitali molekularnych. Po obsadzeniu orbitali elektronami w liczbie 18 (3×6) zauważyć można, że cząsteczka ozonu nie posiada żadnego niesparowanego elektronu. W przeciwieństwie do cząsteczki tlenu O_2 , w stanie podstawowym nie jest rodnikiem. Nie posiada więc właściwości [paramagnetycznych](#), przez co nie oddziałuje efektywnie z polem magnetycznym, pozostając [diamagnetykiem](#).

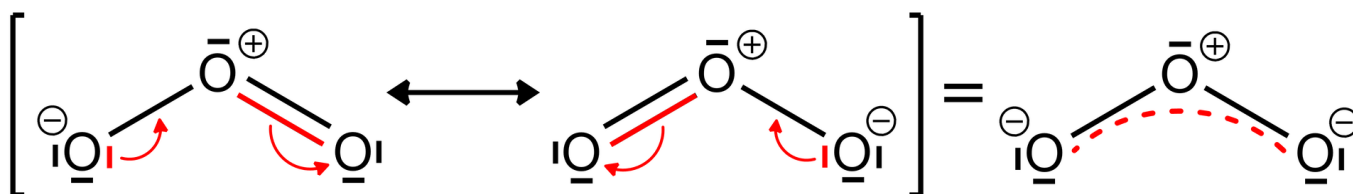
Polecenie 5

Narysuj diagram energetyczny orbitali molekularnych cząsteczki ditlenu i ulokuj na nim elektrony.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

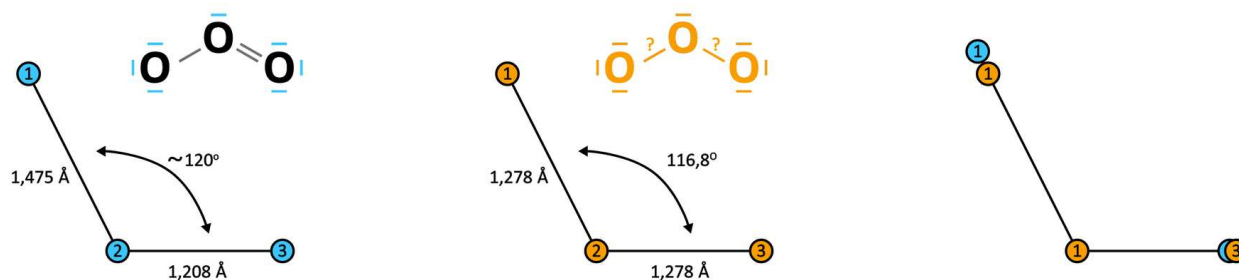
Wydawać by się mogło, że dotychczasowe rozważania dotyczyły już większości możliwych kwestii związanych z budową cząsteczki ozonu. Do tej pory celowo nie zostało poruszone zagadnienie długości wiązań w cząsteczce O_3 . Teoretycznie, skoro występują w niej dwa różne od siebie wiązania – pojedyncze i podwójne – ich długości także powinny być inne. W tym miejscu wspomnieć można jednak o pewnej „zawiłości” związanej z zastosowaniem wzorów kreskowych. Układ wiązań w cząsteczce tritlenu można bowiem przedstawić na dwa równoważne względem siebie sposoby.



Równoważne względem siebie struktury rezonansowe ozonu (po lewej) oraz schematyczny zapis struktury „wypadkowej” (po prawej)

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

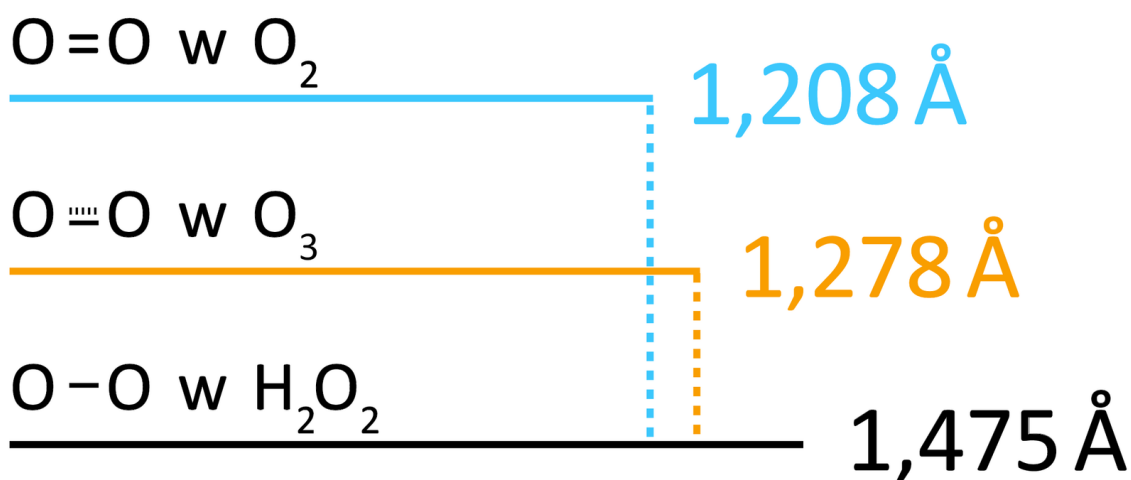
Zjawisko takie nazywa się rezonansem bądź mezomerią, a równoważne struktury – strukturami rezonansowymi lub mezomerami (nazywamy je również strukturami granicznymi). W praktyce jednak cząsteczka nie występuje w konkretnej formie – „skrajne” struktury „zlewają się” ze sobą, tworząc formę pośrednią. W rezultacie oba połączenia pomiędzy wiązaniami tlenu w cząsteczce ozonu są identycznej długości, co wykazują pomiary.



Parametry geometryczne cząsteczki ozonu, przewidziane przez teorię VSEPR (kolor niebieski) oraz otrzymane w wyniku pomiarów (kolor czerwony). Po prawej przedstawiono ich nałożenie. Jednostka Angstrom ($\text{\AA}$) odpowiada 10^{-10} m.

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

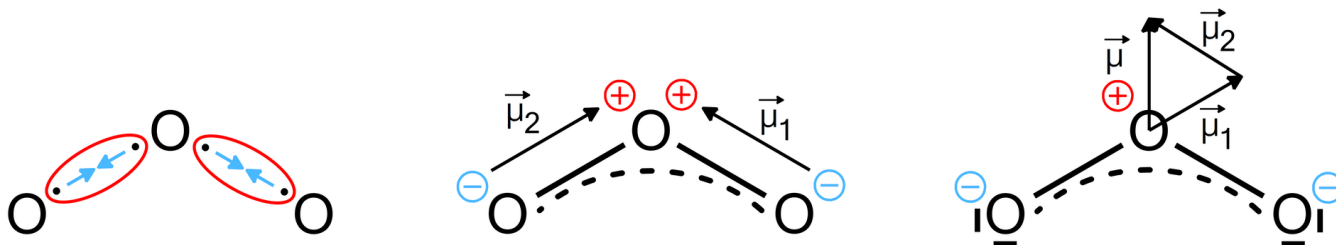
Długości wiązań w cząsteczce ozonu nie są zatem ani pojedyncze, ani też podwójne. Skala różnic pomiędzy modelowymi długościami wiązań pokazana została na poniższym rysunku.



Długości wiązań tlen-tlen ($\text{\AA} = 10^{-10}$ m) dla wiązania podwójnego w cząsteczce tlenu, wiązania „pośredniego” w cząsteczce ozonu oraz wiązania pojedynczego w nadtlenu wodoru.

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

Skoro dwa „skrajne” atomy są względem siebie symetryczne, w identyczny sposób będą oddziaływać z atomem centralnym. Nie oznacza to wcale, że moment dipolowy cząsteczki ozonu zaniknie z tego powodu. Rozumując – każdy z bocznych atomów tlenu „oddaje” na rzecz wiązania O-O po jednym elektronie, podczas gdy atom centralny jest zmuszony niejako do „poświęcenia” dwóch elektronów. Różnica w rozkładzie elektronów nadal jest zatem utrzymana. Kierunek indukowanego momentu dipolowego μ określa poniższy schemat.



Indukowany, na skutek nierównomiernego rozkładu elektronów, wypadkowy moment dipolowy μ w cząsteczce ozonu wraz z jego składowymi (umowny zwrot wektora $- \rightarrow +$)

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

Ciekawostka

Wartość momentu dipolowego μ ozonu jest, być może nieintuicyjnie, dość znaczna.

Poniżej przedstawiono dla porównania wartości momentów dipolowych dla kilku innych cząsteczek. Zastosowana jednostka Debaj równa jest $1 \text{ D} = 3,336 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$.

Cząsteczka	O ₃	CO	NO	H ₂ O	HF	O ₂	HCN
$\mu \text{ [D]}$	0,53	0,11	0,14	1,85	1,82	0,00	2,98

Źródło: Mizerski W., *Tablice Chemiczne*, Warszawa 2013.

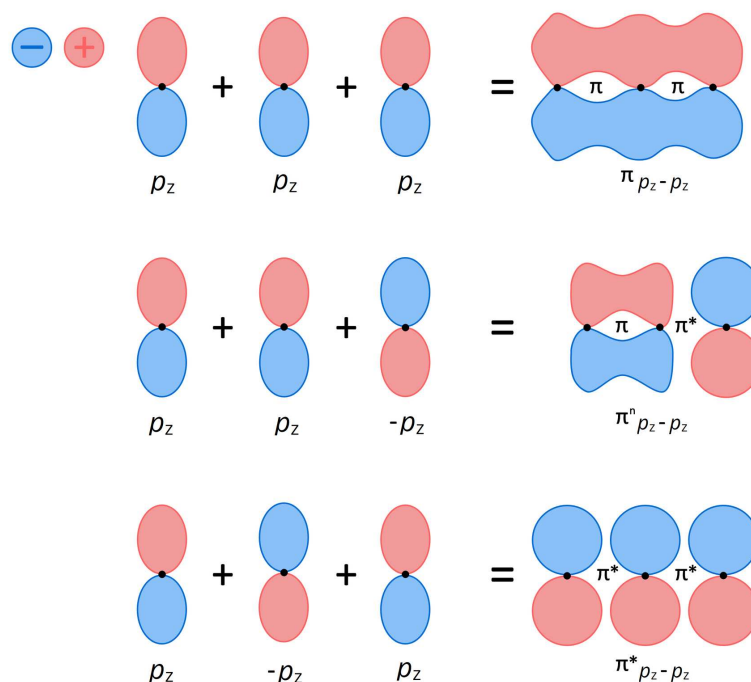
Skoro wiązania w cząsteczce ozonu są równocenne, gdzie zatem ulokowane jest brakujące wiązanie podwójne? I odwrotnie – co jest przyczyną identyczności tych wiązań? Odpowiedź można odnaleźć, stosując teorię orbitali molekularnych.

Zazwyczaj podczas analizy orbitali poszukuje się możliwości ich zlokalizowania, czyli przypisania ich do danego atomu lub pary atomów w formie wolnej pary elektronowej lub wiązania pomiędzy nimi. Równoważnym podejściem jest jednak pozostawienie orbitali w formie zdelokalizowanej. Ich oddziaływanie (potocznie – nakładanie) zachodzi wówczas nie tylko pomiędzy dwoma sąsiednimi atomami, ale w obrębie całej cząsteczki. Powstające orbitale molekularne są więc „rozlane” na większą liczbę atomów. Ich interpretacja jest wówczas zdecydowanie mniej intuicyjna, jednak podejście to pozwala niejednokrotnie na pełniejszy opis właściwości badanej cząsteczki.

Jeżeli doświadczalnie wyznaczone wiązania pomiędzy poszczególnymi atomami tlenu są identyczne, bezpiecznie założyć można, iż oba „skrajne” atomy będą względem siebie symetryczne. Identyfikacja powinna być zatem także ich hybrydyzacja. W nawiązaniu do interpretacji graficznej, będzie to hybrydyzacja typu sp^2 – wszystkie dziewięć hybryd ($3 \times sp^2$) leżeć będzie w jednej płaszczyźnie. W wyniku efektywnego ich nakładania, ponownie powstaną dwa zestawy orbitali molekularnych typu σ ($2 \times \{\sigma + \sigma^*\} = 4$), odpowiadające dwóm wiązaniom pojedynczym, oraz pięć wolnych par elektronowych (po dwie na atomy skrajne i jedna przy atomie centralnym).

Każdy z trzech atomów posiadać będzie jednak do dyspozycji jeden niezhybrydowany orbital podpowłoki $2p$, skierowany prostopadłe do płaszczyzny wyznaczonej przez hybrydy.

Orbitale te także mogą ze sobą efektywnie oddziaływać poprzez nakładanie boczne.



Uproszczony schemat boczego nakładania trzech orbitali atomowych typu p (tu: 2p_z). W jego wyniku powstaje zestaw trzech zdelokalizowanych orbitali molekularnych: wiążący (u góry), niewiążący (po środku) oraz antywiążący (u dołu). Kolory odnoszą się do znaku funkcji falowej (+ i -).

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

W wyniku oddziaływania trzech orbitali atomowych, z definicji powstać muszą trzy zdelokalizowane orbitale molekularne, z których każdy będzie „rozlany” na całą cząsteczkę.

- Pierwszy z nich – wiążący – cechuje się najniższą energią, więc nakładanie wszystkich trzech orbitali jest korzystne.
- Kolejny orbital molekularny będzie posiadał charakter zbliżony do niewiążącego: „środkowy” orbital korzystnie nakłada się z jednym „sąsiadem”, ale niekorzystnie z drugim.
- Jako orbital o najwyższej energii, powstanie orbital antywiążący, w którym oddziaływanie poszczególnych orbitali jest z każdej strony niekorzystne.

Ciekawostka

Przedstawione wyżej schematy powstawania orbitali zdelokalizowanych oddają sens obserwowanego zjawiska, jednak nie są do końca poprawne pod względem formalnym. Jako że orbitale molekularne są wynikiem ściśle określonych kombinacji (sum i różnic) poszczególnych orbitali atomowych, faktycznie orbitale molekularne cechują się nieco inną konstrukcją. W rzeczywistości orbital niewiążący tworzony jest tylko z orbitali atomów skrajnych. Wkład orbitalu podpowłoki 2p atomu środkowego jest zerowy.

Posiada on jednak zwiększony względem sąsiadów udział w wytworzeniu orbitalu wiążącego i antywiążącego – patrz modele 3D dołączone do tematu.

Ostatecznie, uwzględniając częściową delokalizację trzech orbitali molekularnych, otrzymuje się bliższy rzeczywistości orbitalny diagram energetyczny dla cząsteczki ozonu.

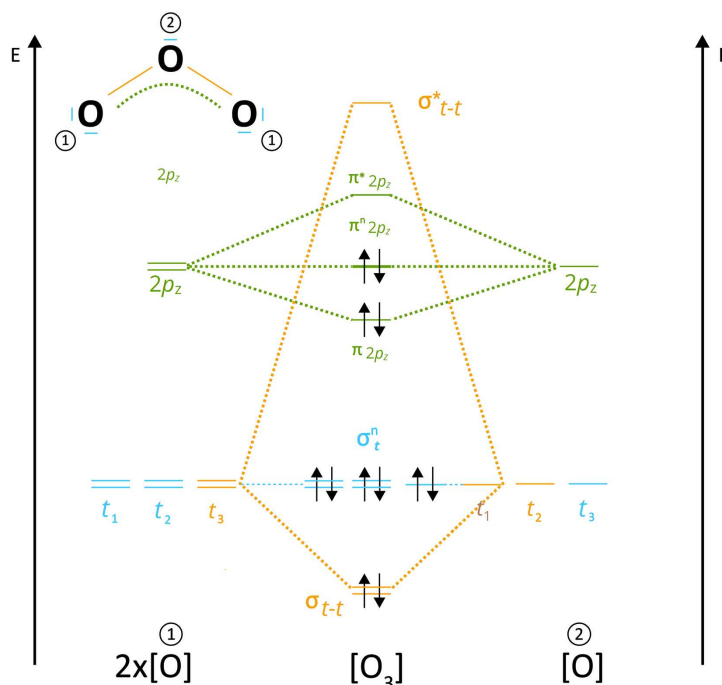
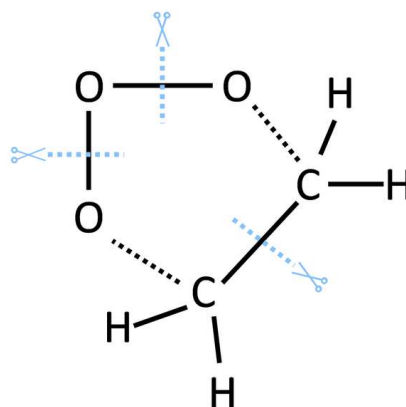
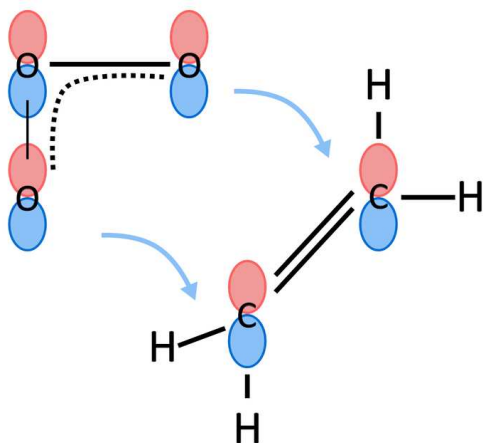


Diagram orbitali molekularnych cząsteczki ozonu, uwzględniający delokalizację orbitali typu π . Odpowiednimi kolorami zaznaczono zestawy orbitali związane z wytworzeniem wiązań pojedynczych (czerwony), wiązania zdelokalizowanego (zielony) oraz wolnych par elektronowych (niebieski).

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

Poprzez uwzględnienie delokalizacji jednego tylko zestawu orbitali molekularnych, możliwe stało się wytłumaczenie fenomenu „zrównania” wiązań tlen-tlen w cząsteczce ozonu. Poszczególne energie orbitali molekularnych rzutują także na właściwości fotochemiczne ozonu. Może on bowiem oddziaływać efektywnie z promieniowaniem typu UV oraz światłem widzialnym na drodze absorpcji (pochłaniania), co tłumaczy jego niebieskawą, a w stanie ciekłym, intensywnie niebieską barwę.

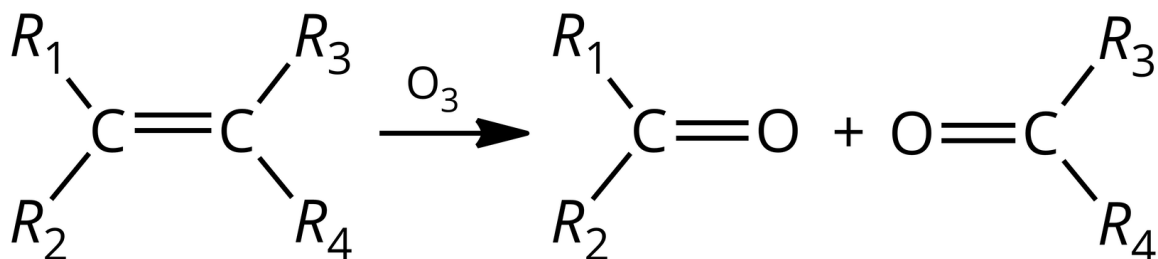
Ostatnim już poruszonym w obrębie tego tematu zagadnieniem, będzie wspomnienie jednej ciekawej właściwości chemicznej ozonu, wynikającej z nakładania bocznego orbitali typu $2p$. Związkami, w których atomy także posiadają oddziałujące ze sobą orbitale typu p (tworzące orbital molekularny π), skierowane prostopadłe do płaszczyzny wiązań między atomami, są węglowodory nienasycone. Poprzez to podobieństwo ozon może wchodzić w reakcję z alkenami i alkinami, rozrywając w nich wiązania wielokrotne. Reakcja ta nazywana jest ozonolizą i prowadzi do utlenienia alkenów do odpowiednich ketonów bądź aldehydów oraz alkinów do diketonów, a nawet kwasów karboksylowych.



Schematyczne zobrazowanie reakcji ozonolizy. Na skutek efektywnego oddziaływania orbitali typu p , wytworzony zostaje nietrwały produkt przejściowy pomiędzy cząsteczkami ozonu i alkenu, który w wyniku dalszych przekształceń i końcowego rozpadu prowadzi do powstania dwóch cząsteczek aldehydów i/lub ketonów.

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

Dla alkenów reakcję schematycznie można zapisać jako:



Równanie reakcji ozonolizy

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

Zapamiętaj!

Ozon, chociaż zbudowany z identycznych atomów, różni się dość znacząco od „popularnej” cząsteczki ditlenu. Poprzez zastosowanie aparatu chemii teoretycznej, możliwe staje się przewidzenie budowy tritlenu oraz wynikających z niej właściwości fizycznych i chemicznych, obserwowanych doświadczalnie.

Warto zatem pamiętać, że:

- ozon przybiera formę cząsteczki zgiętej, w której długości wiązań pomiędzy atomami tlenu są równe;

- cząsteczka ozonu posiada trwały moment dipolowy – efektywnie oddziałuje z polem elektrycznym;
- cząsteczka ozonu, w przeciwieństwie do cząsteczki tlenu, nie posiada niesparowanych elektronów w stanie podstawowym, a przez to nie jest rodnikiem i nie wykazuje właściwości paramagnetycznych;
- ozon jest jednym z najmocniejszych znanych utleniaczy;
- ozon oddziałuje z promieniowaniem z zakresu UV oraz widzialnego.

Słownik

Angstrom (Å)

jednostka długości, stosowana w skali atomowej i molekularnej; $1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ m} = 100 \text{ pm}$

rodnik

drobina chemiczna (cząsteczka / atom) posiadająca co najmniej jeden niesparowany elektron

elektryczny moment dipolowy μ (potocznie: moment dipolowy)

wielkość wektorowa, stanowiąca miarę rozseparowania ładunku w przestrzeni, wyrażona jako: $\mu = q \cdot d$, gdzie:

- q – wartość pary ładunków elektrycznych przeciwnych znaków;
- d – odległość pomiędzy tymi ładunkami (zwrot od – do +); wyrażony w jednostce $\text{C} \cdot \text{m}$ lub D (Debaj, $1 \text{ D} \approx 3,336 \cdot 10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$);

Dla cząsteczek chemicznych wypadkowy moment dipolowy stanowi sumę wektorową wszystkich poszczególnych składowych momentów dipolowych, indukowanych pomiędzy poszczególnymi atomami (tzw. momenty dipolowe wiązań).

paramagnetyk

substancja posiadająca zdolność do efektywnego oddziaływania z polem magnetycznym (orientacja zgodna z liniami pola), która to zdolność często wynika z obecności niesparowanych elektronów

diamagnetyk

substancja słabo i nieefektywnie oddziałująca z polem magnetycznym (orientacja przeciwna do linii pola), najczęściej nieposiadająca niesparowanych elektronów

półogniwo

układ złożony z przewodnika elektronowego (metal, półprzewodnik), stykającego się z przewodnikiem jonowym (najczęściej ciekły elektrolit), w którym może przebiegać reakcja elektrodowa utleniania-redukcji

teoria VSEPR

(ang. *Valence Shell Electron Pair Repulsion* „odpychanie par elektronów powłoki walencyjnej”) teoria odpychania par elektronów walencyjnych, za pomocą której można przewidzieć kształt cząsteczki; zakłada, że pary elektronowe rozmieszczone są wokół atomu centralnego w taki sposób, aby siły ich wzajemnego odpychania były jak najmniejsze, przy czym bierze się pod uwagę zarówno udział niewiążących, jak i wiążących par elektronowych.

standardowy potencjał półogniwa

oznaczany symbolem E° ; wartość potencjału dla danej reakcji połówkowej utleniania lub redukcji, mierzona w warunkach standardowych względem półogniwa wodorowego, którego potencjał przyjmuje się za równy 0 V

Bibliografia

Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, t. 2, Warszawa 2012, wyd. 6.

Glavas S., Toby S., *Reaction between ozone and hydrogen sulfide*, „The Journal of Physical Chemistry”, 1975, t. 79, s. 779-782.

Mizerski W., *Tablice Chemiczne*, Warszawa 2013.

Olszyna K. J., Heicklen J., *The Reaction of Ozone with Ammonia*, „Advances in Chemistry”, 1972, t. 113, s. 191-210.

Plass R. i inni, *Cyclic Ozone Identified in Magnesium Oxide (111) Surface Reconstructions*, „Physical Review Letters” 1998, t. 81, s. 4891-4894.

Sichel J. M., *CNDO-MO Study of the Ozonide Ion and Related Species*, „Journal of Chemistry” 1973, t. 51, s. 2124-2128.

Temple Researcher Attempting To Create Cyclic Ozone, ScienceDaily. Temple University 2005, online: <http://www.sciencedaily.com/releases/2005/02/050205122519.htm>, dostęp: 06.10.2021.

Animacja

Polecenie 1

Ozon pełni ważną funkcję w atmosferze ziemskiej, ponieważ pochłania szkodliwe promieniowanie nadfioletowe, emitowane przez Słońce. Czy wiesz, jak zbudowana jest cząsteczka ozonu? Zapoznaj się z poniższą animacją i wykonaj zadania.

Film dostępny pod adresem <https://zpe.gov.pl/a/DEzYBR7e6>

Animacja pt. „Budowa cząsteczki ozonu”

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

Film nawiązujący do treści materiału dotyczącej budowy cząsteczki ozonu.

Ćwiczenie 1

Zapisz równanie reakcji powstawania ozonu w atmosferze.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 2

W warunkach normalnych tlen występuje w ilu odmianach alotropowych? Wymień je.

Odpowiedź:

Ćwiczenie 3

Narysuj wzory strukturalne form rezonansowych cząsteczki ozonu.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Zaznacz prawidłowe stwierdzenie. Może być więcej niż jedna poprawna odpowiedź.

☐ Ozon jest to ditlen.

☐ Ozon posiada właściwości utleniające.

☐ Jeden z atomów tlenu przyłączony jest do pozostałych dwóch tylko przez pojedyncze wiązanie koordynacyjne.

☐ Ozon nie posiada właściwości paramagnetycznych.

☐ Ozon posiada właściwości paramagnetyczne.

☐ Jest jedną z naturalnie występujących w przyrodzie odmian alotropowych tlenu.

☐ W cząsteczce ozonu występują pojedyncze wiązania koordynacyjne.

☐ Ozon jest tritlenem

Ćwiczenie 2



Przyporządkuj podanym długościom wiązań chemicznych ich typ (rzęd/krotność) oraz podaj przykład związku, który zawiera takie wiązanie. Następnie wybierz wyraz w nawiasie, tak aby powstało poprawne zdanie.

Im wyższa krotność wiązania pomiędzy dwoma atomami, tym znajdują się one (bliżej/dalej) względem siebie.

139,7, 120,3, 133,9, 153,6

Długość wiązania [pm]	Krotność wiązania	Związek
139,7		
120,3		
133,9		
153,6		

Ćwiczenie 3



Zapisz równanie reakcji ozonu z amoniakiem, jeżeli o powstających produktach wiadomo że:

A. jeden zawiera tlen na zerowym stopniu utlenienia;

B. drugi zaliczany jest do związków nazywanych potocznie saletrami;

C. trzeci produkt zawiera w swojej budowie wodór i tlen.



NH_4NO_3

H_2O

NH_3

2

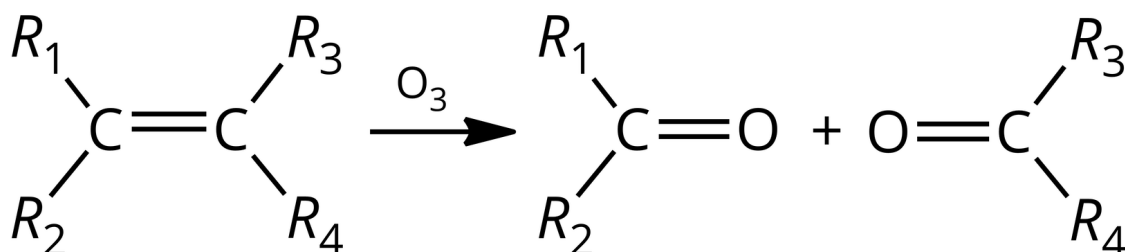
O_3

O_2

2



Reakcja ozonolizy alkenów prowadzi do zerwania wiązania podwójnego w ich szkieletcie węglowym. W jej wyniku cząsteczka zostaje podzielona na dwa mniejsze fragmenty, każdy zawierający grupę karbonylową albo w postaci ketonu, albo aldehydu. Schemat reakcji przedstawiono poniżej:



Równanie reakcji ozonolizy

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

- Narysuj wzór półstrukturalny oraz podaj nazwę systematyczną produktów ozonolizy:

1. propenu;

2. 3,4-dimetyloheks-3-en.

- Jaki węglowodór nienasycony uległ reakcji ozonolizy, jeżeli w jej wyniku uzyskano aldehyd mrówkowy (metanal) oraz keton dimetylowy (propanon)? Narysuj jego wzór półstrukturalny oraz podaj nazwę systematyczną.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 5



Elektryczny moment dipolowy μ [$\text{C} \cdot \text{m}$] jest wielkością wektorową, zdefiniowaną jako iloczyn wartości rozsuniętych względem siebie ładunków elektrycznych q [C] oraz odległości d [m] pomiędzy nimi:

$$\mu = q \cdot d$$

Na podstawie powyższej definicji uzupełnij poniższe zdanie.

Spodziewać się można, że wielkość momentu dipolowego będzie zależeć od **[teza]**, ponieważ **[uzasadnienie]**, co potwierdzają dane z serii **[potwierdzenie]**.

Wykorzystaj w tym celu tabelę i podane poniżej hasła oraz fragmenty zdań. Ułóż dwa takie sformułowania, przeciągając odpowiednie fragmenty do tabeli.

Seria danych (wartości liczbowe momentów dipolowych podane w [$10^{-30} \text{ C} \cdot \text{m}$]):

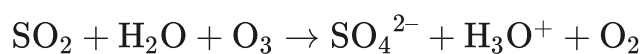
1, 2, elektroujemności pierwiastków; liczby elektronów w cząsteczce., określa ona tendencję do przyciągania elektronów przez każdy z pierwiastków, który tworzy związek chemiczny, co ma wpływ na rozmieszczenie elektronów w cząsteczce, a tym samym również na moment dipolowy., każdy z elektronów niesie ze sobą ładunek elektryczny, który – wg definicji – zwiększa wartość momentu dipolowego.,
Seria C: PH_3 $\mu = 1,91$; PCl_3 $\mu = 1,87$; PF_3 $\mu = 3,77$.,
Seria D: CH_4 $\mu = 0,00$; CHCl_3 $\mu = 3,47$; CH_2Cl_2 $\mu = 5,40$.

L.p.	Teza	Uzasadnienie
Potwierdzenie		
1		
2		

Ćwiczenie 6



Uzgodnij poniższe równanie reakcji metodą bilansu jonowo-elektronowego. Zapisz równania połówkowe utlenienia i redukcji. Wskaż utleniacz i reduktor.



Utlenianie: + $\rightarrow$ + +

Redukcja: + + $\rightarrow$ +

Utleniacz:

Reduktor:

Uzgodnione (zbilansowane) równanie reakcji: + + $\rightarrow$
 + +

Ćwiczenie 7



Na podstawie poniższych potencjałów standardowych półogniw określ, dla których z poniższych mieszanin reakcyjnych substratów spodziewać się można zajścia reakcji, zaznaczając odpowiednie pole w tabeli.

Równanie reakcji	Potencjał standardowy
$\text{O}_3 + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}$	$E^\circ = +2,08 \text{ V}$
$\text{MnO}_4^- + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$	$E^\circ = +1,69 \text{ V}$
$\text{OF}_2 + 2 \text{H}_3\text{O}^+ + 4 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{F}^-$	$E^\circ = +2,17 \text{ V}$
$2 \text{IO}_3^- + 12 \text{H}_3\text{O}^+ + 10 \text{e}^- \rightarrow \text{I}_2 + 18 \text{H}_2\text{O}$	$E^\circ = +1,21 \text{ V}$

Substraty	Reakcja zachodzi	Reakcja nie zachodzi
ozon + manganian(VII) potasu	☐	☐
difluorek tlenu (OF_2) + tlen	☐	☐
ozon + jodan(V) sodu	☐	☐
tlenek manganu(IV) + ozon	☐	☐
ozon + jod	☐	☐
tlenek manganu(IV) + jodan(V) potasu	☐	☐

Ćwiczenie 8



Wyjaśnij, dlaczego w ozonie, złożonym z identycznych atomów, występuje niezerowy moment dipolowy, podczas gdy w cząsteczce CF_4 , zbudowanej z atomów pierwiastków o zdecydowanie różnej elektroujemności, a więc o silnej polaryzacji wiązań, moment dipolowy jest równy zero?

Odpowiedź:

Ćwiczenie 9



Wyjaśnij, dlaczego kąt pomiędzy wiązaniami tlen-tlen w cząsteczce ozonu nie jest równy 120° , tak jakby to przewidywała teoria VSEPR, a jest mniejszy i wynosi „tylko” 117° ?

Odpowiedź:

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Andrzej J. Kałka, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: Chemia

Temat: Budowa cząsteczki ozonu.

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

Podstawa programowa:

Poziom podstawowy

II. Budowa atomu a układ okresowy pierwiastków. Uczeń:

1) stosuje pojęcia: powłoka, podpowłoka; pisze konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z=20$ i jonów o podanym ładunku, uwzględniając przynależność elektronów do podpowłok (zapisy konfiguracji: pełne, skrócone);

3) wskazuje związek między budową elektronową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym i jego właściwościami fizycznymi (np. promieniem atomowym, energią jonizacji) i chemicznymi.

Poziom rozszerzony

II. Budowa atomu. Uczeń:

3) stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach (zakaz Pauliego i regułę Hunda) w atomach pierwiastków wieloelektronowych;

4) pisze konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z=38$ oraz ich jonów o podanym ładunku, uwzględniając przynależność elektronów do podpowłok (zapisy konfiguracji: pełne, skrócone i schematy klatkowe);

5) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: s, p i d układu okresowego na podstawie konfiguracji elektronowej; wskazuje związek między budową elektronową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym i jego właściwościami fizycznymi (np. promieniem atomowym, energią jonizacji) i chemicznymi.

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:

- pisze konfiguracje elektronowe atomów i jonów z wykorzystaniem zapisu pełnego, skróconego i klatkowego;
- pisze wzór sumaryczny ozonu oraz określa ozon jako występującą w przyrodzie naturalną odmianę alotropową tlenu;
- rysuje wzory elektronowe (kropkowo-kreskowe) Lewisa dla kilkuatomowych związków nieorganicznych;
- schematycznie kreśli diagram energetyczny orbitali atomowych oraz orbitali molekularnych prostych cząsteczek, a następnie lokuje elektrony na orbitalach według odpowiednich zasad kwantowo-mechanicznych (reguła Hunda, zakaz Pauliego);
- ilustruje na diagramie schemat powstawania orbitali molekularnych jako kombinacji orbitali atomowych; określa ich typ (wiążące, niewiążące, antywiążące) i symetrię (σ , π);
- stosuje teorię hybrydyzacji do konstrukcji diagramu energetycznego orbitali;
- schematycznie rysuje kształty przestrzenne orbitali atomowych i molekularnych (przed i po hybrydyzacji);
- dostrzega i wskazuje różnice pomiędzy opisem elektronów zdelokalizowanych poprzez orbitale molekularne w formie zdelokalizowanej oraz zlokalizowanej;
- wnioskuje o wybranych właściwościach fizycznych i chemicznych drobin na podstawie ich struktury i konfiguracji elektronowej (reaktywność, własności paramagnetyczne i diamagnetyczne, moment dipolowy);
- definiuje elektryczny moment dipolowy i określa jakościowo jego wartość (zerowa-niezerowa/większa-mniejsza) dla wybranych prostych cząsteczek chemicznych;
- interpretuje schematyczny zapis wiązań niecałkowitego rzędu, zaznaczonych linią przerywaną;
- opisuje zjawisko mezomerii (rezonansu) struktur elektronowych oraz jego następstwa;
- przewiduje kierunek przebiegu reakcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw – powtórzenie, wykorzystanie, i utrwalenie wiedzy uprzednio posiadanej, która stanowi przedmiot osobnych jednostek lekcyjnych, jednakże nie jest bezpośrednio rozwijana w ramach realizowanego tematu.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

- dyskusja dydaktyczna;
- analiza materiału źródłowego;
- ćwiczenia uczniowskie;
- logiczna gałąź;
- technika zdań podsumowujących.

Formy pracy:

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

Środki dydaktyczne:

- komputer z głośnikami, słuchawkami i dostępem do internetu;
- zasoby multimedialne (modele 3D) zawarte w e-materiale;
- rzutnik multimedialny;
- tablica interaktywna/tablica i kreda, mazak.

Przed lekcją:

Zadaniem uczniów jest powtórzenie wiadomości dotyczących zagadnień, które są związane z zapisem konfiguracji elektronowych, konstrukcją diagramów energetycznych orbitali atomowych i molekularnych oraz podstawowych zasad lokowania elektronów na orbitalach. Przygotowanie to ma charakter indywidualny.

Przebieg zajęć:

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel wykorzystuje informacje zawarte we wprowadzeniu e-materiału. Rozpoczęcie zajęć od postawienia problemu i krótkiej burzy mózgów przeprowadzonej w klasie:
2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Nauczyciel zadaje uczniom pytania: Czy tlen posiada odmiany alotropowe? Ile atomów tlenu buduje cząsteczkę ozonu?
3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują w portfolio.

Faza realizacyjna:

1. Na drodze dyskusji z uczniami należy ustalić, że cząsteczkę ozonu budują trzy atomy tlenu. Uczniowie otrzymują zadanie przedstawić możliwe sposoby połączenia trzech atomów tlenu, poprzez struktury elektronowe Lewisa (praca w parach). Analizują treści

w e-materiale oraz wykonują polecenie 1 i 2. Chętne osoby przedstawiają na forum klasy swoje pomysły. Być może przynajmniej jeden z uczniów przedstawi strukturę cykliczną. W przeciwnym wypadku, nauczyciel może zasugerować cykliczne połączenie wszystkich atomów. Wywiązać powinna się dyskusja, która ze struktur jest poprawna.

2. Po „wyborze” formy łańcuchowej, uczniowie wspólnie z nauczycielem zastanawiają się, co wynika ze wzoru Lewisa dla cząsteczki ozonu. Uczniowie wykonują polecenie 3 w e-materiale w zakładce „Przeczytaj”. Chętna osoba proponuje swoją odpowiedź na forum klasy, pozostali zaś weryfikują poprawność wypowiedzi kolegi/koleżanki. Należy tu zwrócić uwagę na wyraźny podział struktury na dwa fragmenty – cząsteczki ditlenu O_2 oraz dołączonego do niej wiązaniem koordynacyjnym atomu tlenu. Poruszona powinna zostać kwestia oddania nadmiarowego atomu tlenu, skutkująca bardzo silnymi właściwościami utleniającymi ozonu (w zależności od dostępnego czasu, można przywołać podane w sekcji „Przeczytaj” wartości tablicowe potencjałów red-ox). W kolejnym punkcie obrać można dwie drogi:
 - wprowadzić pojęcie ładunków formalnych i wyznaczyć je dla cząsteczki ozonu, a następnie wywnioskować na ich podstawie o niezerowym elektrycznym momencie dipolowym cząsteczki.
 - przejść „od razu” do przewidywania kształtu cząsteczki przy użyciu teorii VSEPR.
5. Rozważając wraz z uczniami kształt cząsteczki ozonu, sugeruje się, by poruszyć temat „ściśnięcia” kąta pomiędzy wiązaniami tlen-tlen przez wolną parę elektronową.
6. Uzyskane przewidywania teoretyczne należy porównać z doświadczalnie wyznaczonymi wartościami. Podczas analizy, uczniowie powinni zwrócić uwagę na równe długości wiązań tlen-tlen, które teoretycznie powinny posiadać inny rząd. W formie dyskusji, należy poszukać przyczyn takiej niezgodności.
7. Uczniowie wykonują polecenie 5 w e-materiale w zakładce „Przeczytaj”. Chętna osoba proponuje swoją odpowiedź na forum klasy, pozostali weryfikują poprawność wypowiedzi kolegi. Wprowadzone powinno zostać pojęcie rezonansu, bądź mezomerii struktur elektronowych (dwie równoważne struktury elektronowe, które przechodzą jedna w drugą) oraz pojęcie momentu dipolowego.
8. W drugim wypadku, określić można kierunek (i zwrot) wektora dla „rzeczywistej” cząsteczki ozonu (symetryczne skoncentrowanie ładunku ujemnego na skrajnych atomach tlenu). Do uzyskania pełnego opisu budowy cząsteczki ozonu pozostaje jeszcze wykreślenie diagramu energetycznego orbitali molekularnych, co stworzyć powinien raczej nauczyciel wraz z uczniami, ze względu na nowość sytuacji (zwykle diagramy kreśli się dla związków w pełni symetrycznych lub dwuatomowych). Rozważyć w tym miejscu można zarówno strukturę elektronową, która wynika ze wzoru Lewisa (lokalizacja wszystkich orbitali), jak i strukturę uwzględniającą delokalizację elektronów, które znajdują się na orbitalach typu 2p. Koniecznie określić należy liczbę niesparowanych elektronów dla cząsteczki ozonu i stwierdzić, co liczba

ta za sobą pociąga (właściwości diamagnetyczne). Na tym etapie wykorzystane powinny zostać dołączone do niniejszych materiałów interaktywne modele 3D, przedstawiające geometryczną budowę cząsteczki ozonu oraz strukturę jej orbitali molekularnych oraz tworzących je orbitali atomowych.

9. Nauczyciel, w zależności od potencjału intelektualnego uczniów, z którymi pracuje, powinien dobrać odpowiednią „porcję” danych do przeanalizowania przez uczniów, z wykorzystaniem (w małych grupach) komputerowych modeli 3D. Najcenniejszymi treściami zawartymi w modelach są parametry geometryczne – zaznaczony moment dipolowy, a przede wszystkim przestrzenne wizualizacje orbitali atomowych i molekularnych (szczególnie zdelokalizowanych orbitali typu p). Ogłoszone mogą zostać mini-konkursy na to, kto będzie w stanie przypisać wszystkie orbitale atomowe do orbitali molekularnych, które tworzą, czy określenie „po kształcie” orbitalu, czy odpowiada on wolnej parze elektronowej, czy może wiązaniu. Sugerowane polecenia dołączone zostały w sekcji „Animacja”.

Faza podsumowująca:

1. Podsumowanie w formie utworzenia gałęzi logicznej (lub innej formy schematu) na tablicy wraz z uczniami. Sugerowana tematyka powinna dotyczyć przede wszystkim możliwie prostego wypunktowania kluczowych spostrzeżeń i związków przyczynowo-skutkowych dotyczących budowy cząsteczki O_3 i jej następstw, np. równe długości wiązań $\leftrightarrow$ struktury rezonansowe $\leftrightarrow$ delokalizacja elektronów; lub: brak niesparowanych elektronów $\rightarrow$ własności diamagnetyczne $\leftrightarrow$ brak przyciągania przez magnes.
2. Jako podsumowanie lekcji, nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie zamieszczają w swoim portfolio:
 - Przypomniałem/łam sobie, że...
 - Co było dla mnie łatwe...
 - Czego się nauczyłam/nauczyłem...
 - Co sprawiało mi trudność...

Praca domowa:

Uczniowie wykonują ćwiczenia w e-materiale – „Sprawdź się” (dla ambitnych – zadania o większym stopniu trudności).

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Trójwymiarowe modele obrazujące budowę cząsteczki ozonu mogą stanowić cenną pomoc naukową dla zrozumienia pewnych treści. O ile parametry geometryczne (długości wiązań i kąty pomiędzy nimi) są rozumiane niejako intuicyjnie, o tyle orbitalny opis kwantowo-mechaniczny budowy cząsteczek jest w pełni abstrakcyjny. Poprzez możliwość interaktywnej manipulacji w trójprzestrzeni (obracania, przybliżania) cząsteczką ozonu,

Uczniowie mogą „obejrzeć wygląd” orbitali atomowych, prześledzić proces ich hybrydyzacji oraz wzajemnego nakładania, skutkującego wytworzeniem wiązań chemicznych.

Samodzielna możliwość przeanalizowania wszystkich schematów dodatkowo powinna zapewnić lepsze zrozumienie i „urzeczywistnienie” omawianych treści natury abstrakcyjnej. Ambitni uczniowie mogą także poszerzyć swoją wiedzę o ponadprogramowe informacje, obserwując wyniki realnych obliczeń chemii teoretycznej.

Ze względu na utrudniony dostęp do obliczonych kształtów orbitali dla cząsteczek wieloatomowych oraz trudność w ich zobrazowaniu w 2D, dołączone do materiałów wizualizacje stanowią cenny źródło dodatkowych możliwości edukacyjnych.

Materiały pomocnicze:

Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):

- Wyjaśnij pojęcia: diamagnetyk, delokalizacja, moment dipolowy.