



Jakie wiązania chemiczne obecne są w cząsteczkach niemetali?

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



Jakie wiązania chemiczne obecne są w cząsteczkach niemetali?

Tak jak związana wokół dwóch przedmiotów lina pozwala na ich połączenie, tak oddziałujące ze sobą atomy tworzą wiązania, które spajają ze sobą indywidua chemiczne.

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

Czy wiesz co się stanie, gdy zareagują ze sobą atomy dwóch niemetali? O ile atomy metali zwykle chcą „oddawać” elektrony walencyjne, to atomy niemetali zazwyczaj nie chcą ich „stracić”. Dlatego też w czasie tworzenia wiązania, atomy niemetali współdzielą elektrony walencyjne. Czy wiesz, że związek chemiczny utworzony tylko z atomów niemetali jest nazywany związkiem kowalencyjnym, a występujące w nim wiązania to wiązania kowalencyjne? Czy wiesz, co to jest wiązanie kowalencyjne spolaryzowane? Czy wiesz, co to jest dipol?

Twoje cele

- Opiszysz sposób tworzenia wiązania kowalencyjnego.
- Odróżnisz wiązania kowalencyjne od kowalencyjnie spolaryzowanych.
- Określisz, jak różnica elektroujemności wpływa na rodzaj wiązania między atomami.

Przeczytaj

Wiązania chemiczne powstają w wyniku przekazywania elektronów walencyjnych pomiędzy reagującymi atomami lub uwspólniania elektronów walencyjnych reagujących ze sobą atomów. Atomy poszczególnych pierwiastków chemicznych reagują ze sobą i tworzą odpowiednie wiązania chemiczne, dążąc do uzyskania trwałej energetycznie konfiguracji elektronowej atomu najbliższego helowca.

Ważne!

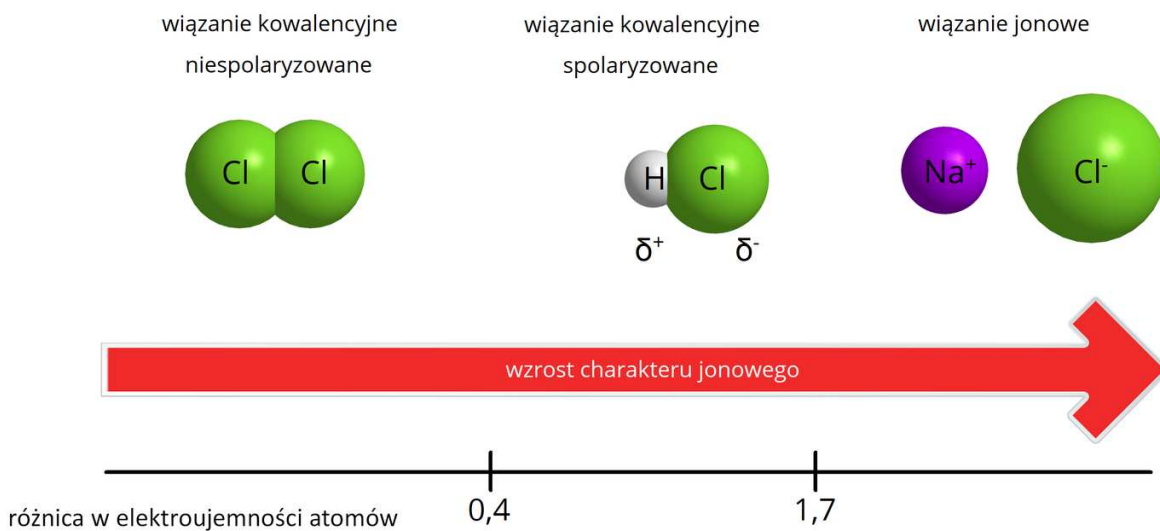
W przypadku atomów pierwiastków bloku *s*, elektronami walencyjnymi są elektrony obsadzające podpowłokę *s* ostatniej powłoki. W przypadku atomów pierwiastków bloku *p*, elektronami walencyjnymi są elektrony ostatniej powłoki rozmieszczone na podpowłokach typu *s* i *p*. Natomiast w przypadku atomów pierwiastków bloku *d* elektrony walencyjne, to elektrony zajmujące podpowłokę *s* ostatniej powłoki oraz elektrony podpowłoki *d* z przedostatniej powłoki.

W sposób przybliżony rodzaje wiązań powstających między atomami można określić wyznaczając różnice [elektroujemności](#) pomiędzy dwoma atomami, które tworzą wiązanie chemiczne. Przypomnijmy, że elektroujemność jest „skłonnością” atomu do przyciągania elektronów. Zazwyczaj wykorzystujemy skalę elektroujemności zaproponowaną przez Paulinga.

Atomy mogą uzyskać stabilną konfigurację elektronową gazów szlachetnych na drodze:

- przekazania elektronów walencyjnych jednego atomu drugiemu – powstaje wiązanie heteropolarne – jonowe,
- uwspólnienia elektronów walencyjnych – powstaje wiązanie kowalencyjne (niespolaryzowane lub spolaryzowane, w tym szczególny przypadek wiązania kowalencyjnego – wiązanie koordynacyjne (donorowo-akceptorowe)).

Atomy gazów szlachetnych mają korzystny, najniższy z atomów wszystkich pierwiastków, stan energetyczny, który wynika ze szczególnie trwałej konfiguracji elektronowej, tj. oktetu elektronowego (ośmiu sparowanych elektronów walencyjnych) lub, w przypadku atomu helu, dubletu elektronowego (dwóch sparowanych elektronów walencyjnych).



Rodzaje wiązań chemicznych. Od lewej: wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane - równocenny rozkład chmury elektronowej; kowalencyjne spolaryzowane - nierównocenny rozkład chmury elektronowej, wiązanie jonowe - transfer elektronu.

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

Wiązania kowalencyjne (atomowe)

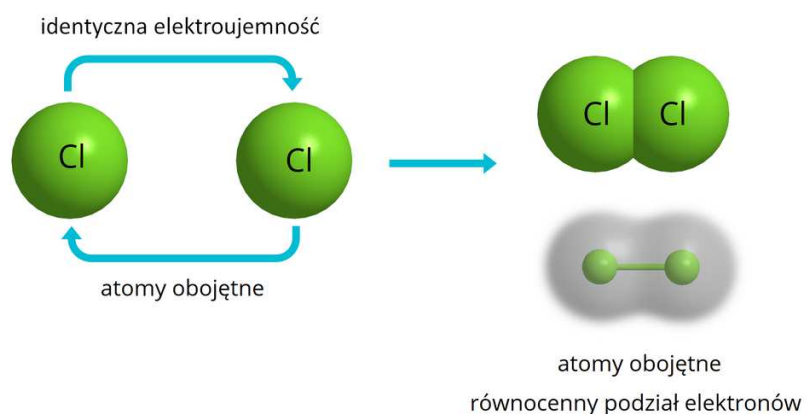
Wiązania te polegają na utworzeniu wspólnej pary elektronów (wiązanie pojedyncze), dwóch wspólnych par elektronów (wiązanie podwójne) lub trzech wspólnych par elektronów (wiązanie potrójne) przez dwa atomy. Elektrony mogą być dostarczane:

- przez oba atomy w równej liczbie – każdy atom dostarcza po jednym elektronie do jednej wspólnej pary – mamy wtedy do czynienia z wiązaniem kowalencyjnym,
- przez jeden z atomów – jeden atom dostarcza całą parę elektronową (dwa elektrony) – mamy wtedy do czynienia z wiązaniem kowalencyjnym typu

koordynacyjnego.

Zazwyczaj wiązania kowalencyjne występują pomiędzy atomami pierwiastków, gdy różnica elektroujemności między nimi mieści się w zakresie 0,0 – 1,7, lecz nie jest to reguła (w przypadku fluorowodoru wiązanie kowalencyjne powstaje pomimo różnicy elektroujemności między wodorem a fluorem równej 1,9). W przypadku gdy różnica elektroujemności pomiędzy atomami tworzącymi wiązanie jest znikoma (dla uproszczenia przyjmuje się, że wartość ta jest mniejsza lub równa 0,4) wiązanie kowalencyjne określa się mianem niespolaryzowanego – utworzona wspólna para nie jest przesunięta w znaczny sposób w stronę, któregoś z atomów tworzących wiązanie. Oba atomy przyciągają elektrony z tą samą siłą.

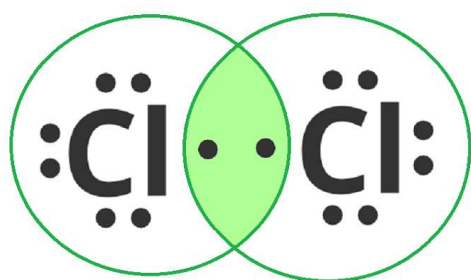
Wiązanie takie występuje m.in. w cząsteczkach utworzonych przez atomy tego samego pierwiastka, np.: Cl_2 , N_2 , H_2 , O_2 , Br_2 , I_2 . Wyjątkiem są cząsteczki związków zbudowanych z dwóch różnych pierwiastków, których różnica elektroujemności wynosi 0. Są to np. fosforowodor PH_3 czy siarczek węgla(IV) CS_2 .



Uproszczony schemat tworzenia się wiązania kowalencyjnego między dwoma atomami chloru.

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

A.



B.

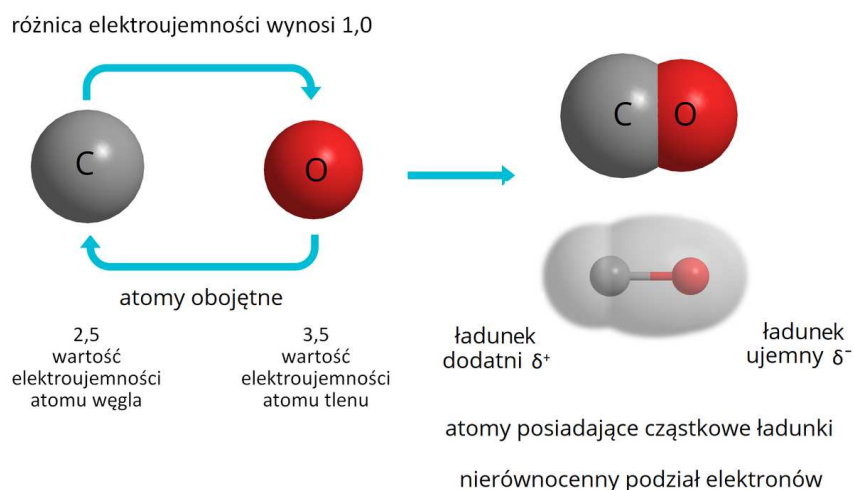


Uproszczony schemat tworzenia się wiązania między dwoma atomami chloru (A), wzór elektronowy (wzór Lewisa) cząsteczki chloru (B). Każdy z atomów chloru posiada 7 elektronów walencyjnych (konfiguracja poziomu walencyjnego: $3s^2 3p^5$). W celu osiągnięcia stabilnej energetycznie konfiguracji elektronowej, atomy te uwspólniają dwa elektrony, tworząc tym samym jedną wspólną, tzw. wiążącą parę elektronową (wiązanie pojedyncze).

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

Wiązania kowalencyjne spolaryzowane

Wiązanie to polega na uwspólnianiu pary elektronów walencyjnych przez atomy tworzące wiązanie, w sposób podobny do wiązania kowalencyjnego niespolaryzowanego, niemniej wspólna para jest w sposób znaczący przesunięta w kierunku atomu bardziej elektroujemnego. Zazwyczaj przyjmuje się, że wiązanie kowalencyjne określamy jako spolaryzowane, kiedy różnica elektroujemności obu atomów tworzących wiązanie jest większa od 0,4. Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane najczęściej występuje w związkach nieorganicznych i organicznych, w skład których wchodzi atomy niemetalu różniących się dość znacznie wartością elektroujemności.

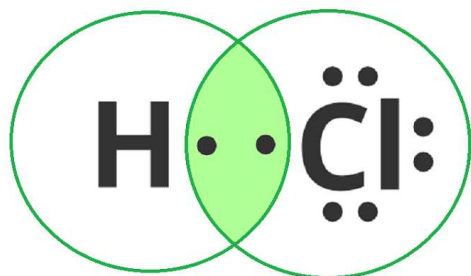


Tworzenie się wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego między atomem węgla i tlenu.

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

Przykładem wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego może być również wiązanie tworzące się między atomem wodoru a chloru.

A.



B.

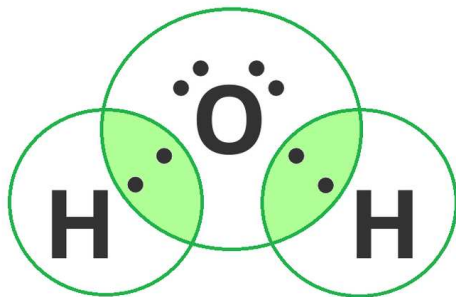


Uproszczony schemat tworzenia się wiązania między atomem wodoru i atomem chloru (A), wzór elektronowy (wzór Lewisa) cząsteczki chlorowodoru (B). Atom wodoru posiada 1 elektron walencyjny ($1s^1$), z kolei atom chloru posiada 7 elektronów walencyjnych (konfiguracja poziomu walencyjnego: $3s^2 3p^5$). W celu osiągnięcia stabilnej energetycznie konfiguracji elektronowej, atomy te uwspólniają dwa elektrony, tworząc tym samym jedną wspólną, tzw. wiążącą parę elektronową (wiązanie pojedyncze).

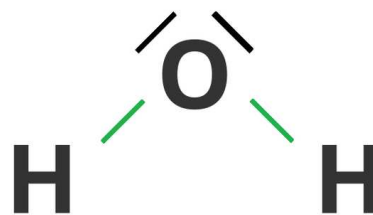
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Innym przykładem związku chemicznego o budowie kowalencyjnej jest woda.

A.



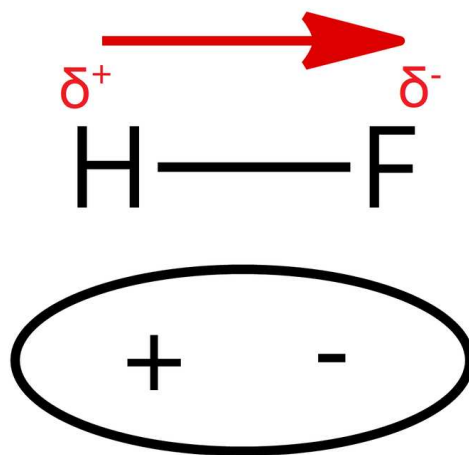
B.



Uproszczony schemat tworzenia się wiązania między atomami wodoru i atomem tlenu (A), wzór elektronowy (wzór Lewisa) cząsteczki wody (B). Każdy z atomów wodoru posiada 1 elektron walencyjny ($1s^1$), z kolei atom tlenu posiada 6 elektronów walencyjnych (konfiguracja poziomu walencyjnego: $2s^2 2p^4$). W celu osiągnięcia stabilnej energetycznie konfiguracji elektronowej, atom tlenu uwspólnia z każdym z atomów wodoru po dwa elektrony, tworząc tym samym dwie wspólne, tzw. wiążące pary elektronowe (dwa wiązania pojedyncze).

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

Wiązaniom kowalencyjnym spolaryzowanym towarzyszy powstawanie [dipoli](#), czyli w uproszczeniu układów, w których można wyróżnić różnoimienne bieguny (dodatni i ujemny) położone względem siebie w określonej odległości. Bieguny te, w cząsteczkach związków chemicznych z wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi, powstają w wyniku nierównomiernego rozkładu elektronów wokół atomów tworzących dane wiązanie. Atomy pierwiastka o większej elektroujemności silniej przyciągają elektrony z wiążącej pary elektronowej, zyskując tym samym cząstkowy ładunek ujemny. Jednocześnie atomy pierwiastka o mniejszej elektroujemności zyskują cząstkowy ładunek dodatni.



Rysunek przedstawiający "dipolową" budowę cząsteczki fluorowodoru (HF). δ^+ oznacza dodatni biegun cząsteczki, a δ^- ujemny biegun cząsteczki.

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

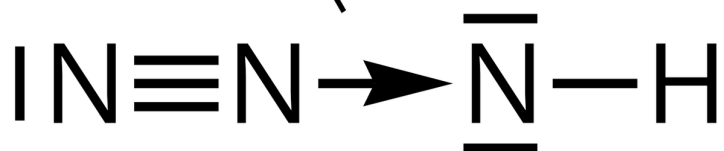
Wiązanie kowalencyjne typu koordynacyjnego

Wiązanie koordynacyjne (zwane również donorowo-akceptorowym) to wiązanie kowalencyjne, które powstaje kiedy wspólna para elektronowa pochodzi w całości od jednego z atomów tworzących wiązanie. Wiązanie takie często oznaczamy w postaci strzałki, choć nie jest to konieczne.

Zależnie od różnicy elektroujemności pomiędzy atomami, wiązanie koordynacyjne może, podobnie jak zwykle wiązanie kowalencyjne, mieć charakter niespolaryzowany i spolaryzowany.

Przykład wiązania koordynacyjnego niespolaryzowanego – cząsteczka azydku wodoru (HN_3).

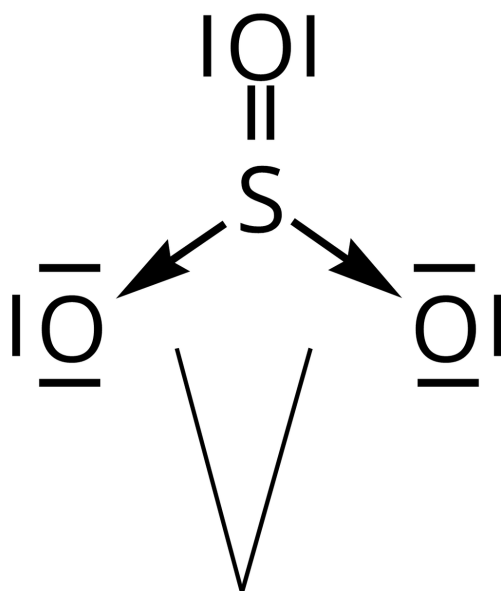
wiązanie koordynacyjne



Wzór kreskowy azydku wodoru.

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

Przykład wiązania koordynacyjnego spolaryzowanego – cząsteczka tlenku siarki(VI) (SO_3).



wiązania koordynacyjne

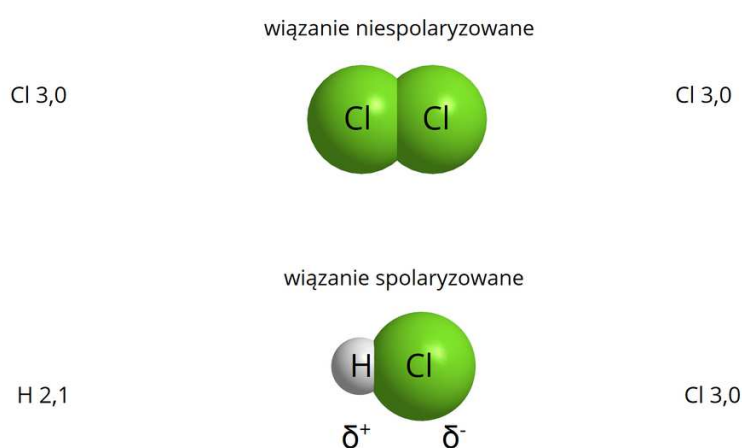
Wzór kreskowy tlenku siarki(VI).

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

Podsumowanie

Pomiędzy atomami niemetalami tworzą się wiązania kowalencyjne:

- niespolaryzowane (różnica elektroujemności 0,0 – 0,4)
- spolaryzowane (różnica elektroujemności 0,4 – 1,7).



Rozkład ładunku w cząsteczkach zależy od elektroujemności budujących je atomów.

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

Słownik

elektroujemność

miara tendencji do przyciągania elektronów przez atomy danego pierwiastka, gdy tworzy on związek chemiczny z atomami innego pierwiastka. Atom bardziej elektroujemnego pierwiastka „przyciąga” do siebie elektrony tworzące wiązanie z atomem mniej elektroujemnym, co prowadzi do polaryzacji wiązania.

W skrajnym przypadku, gdy elektroujemności atomów obu pierwiastków bardzo się różnią (np. sód i chlor), dochodzi do pełnego przeskoiku elektronów na bardziej elektroujemny atom, co prowadzi do powstania wiązania jonowego

dipol

(gr. *dipolos* „dwa bieguny”) układ dwóch różnoimiennych ładunków lub biegunów magnetycznych, wytwarzający pole dipolowe. Można go scharakteryzować wektorem zwanym momentem dipolowym

Bibliografia

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

Bogdańska Zarembina A., Matuszewicz E. I., Matuszewicz J., *Chemia dla szkół średnich*

Kaczyński J., Czaplicki A., *Chemia ogólna*, Warszawa 1974

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

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

Symulacja interaktywna

Symulacja 1

Przedstawiona symulacja interaktywna prezentuje trzy przykłady wiązań chemicznych. Które z przedstawionych wiązań występują w cząsteczkach niemetalu? Przyjrzyj się poszczególnym przykładom, a następnie rozwiąż ćwiczenia.



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

Symulacja interaktywna pt. *Jakie wiązania chemiczne są obecne w cząsteczkach niemetalu?*

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

Ćwiczenie 1

Jakie wiązania występują w cząsteczkach niemetalu? Przeanalizuj przykłady przedstawione w symulacji i odpowiedz na pytanie.

Odpowiedź:

Ćwiczenie 2

Opisz, czym charakteryzują się wiązania występujące w cząsteczkach niemetali.

Odpowiedź:

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Uzupełnij zdanie.

Wiązania potrójne posiadają wspólne / elektronów pomiędzy / atomami.

Ćwiczenie 2

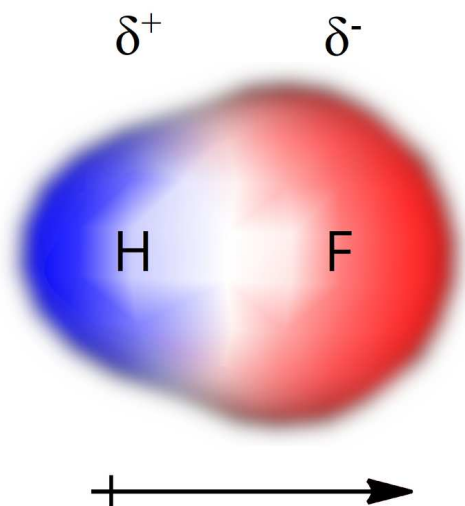


Wiązanie kowalencyjne występuje najczęściej pomiędzy atomami:

☐ dwóch metali

☐ metalu i niemetalu

☐ dwóch niemetali



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

Wskaż, które z poniższych informacji można odczytać z zamieszczonego powyżej rysunku.

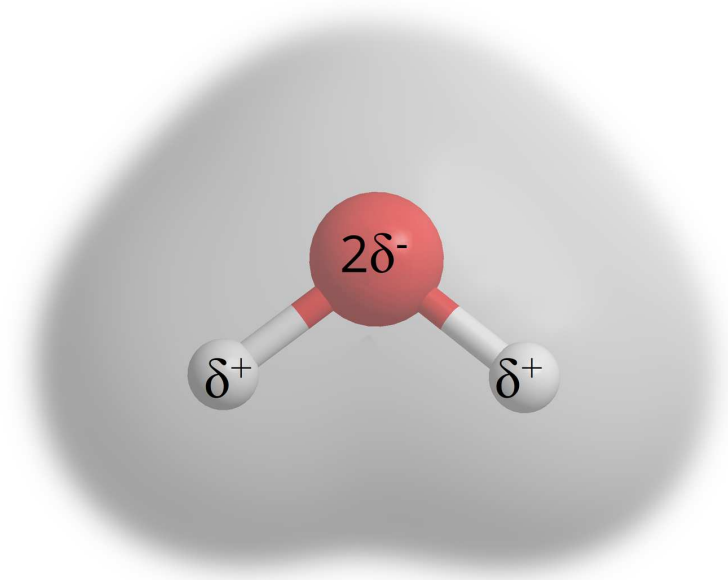
- ☐ W cząsteczce HF na atomach wodoru i fluoru tworzą się kolejno częściowy ładunek dodatni i częściowy ładunek ujemny.
- ☐ Cząsteczka HF jest dipolem.
- ☐ W cząsteczce HF występuje wiązanie jonowe.
- ☐ W cząsteczce HF prawdopodobieństwo występowania elektronu jest większe w okolicy atomu fluoru niż w okolicy atomu wodoru.

Ćwiczenie 4



Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Poniższy schemat przedstawia:



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

Wybierz odpowiedź.

☐ Wiązanie jonowe i wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane.

☐ Wiązania metaliczne.

☐ Wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

☐ Wiązania niespolaryzowane.

Ćwiczenie 5



Narysuj wzór elektronowy cząsteczki metanu oznaczając elektrony walencyjne kropkami. Jakie wiązanie tworzy się pomiędzy atomami?

Wzór narysuj w zeszyte do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 6



Poniżej zapisano wzory sumaryczne czterech substancji. Wskaż tę z nich, w której pomiędzy atomami występuje wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane.

☐ HBr

☐ N₂

☐ P₄O₁₀

☐ HCl

Ćwiczenie 7



Narysuj wzory kreskowe Lewisa dla: H₂, O₂, Br₂, F₂, I₂, N₂ oraz Cl₂.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 8



Wyjaśnij krótko, dlaczego dwa niemetale łącząc się ze sobą nie mają tendencji do tworzenia jonów?

Odpowiedź:

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Marcin Maćkiewicz, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Jakie wiązania chemiczne obecne są w cząsteczkach niemetalu?

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

Podstawa programowa:

Poziom podstawowy i rozszerzony

Wymagania ogólne

II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń:

- 1) opisuje właściwości substancji i wyjaśnia przebieg procesów chemicznych;
- 4) wskazuje na związek między właściwościami substancji a ich budową chemiczną.

Wymagania szczegółowe

Poziom podstawowy

III. Wiązania chemiczne. Oddziaływania międzycząsteczkowe. Uczeń:

- 1) określa rodzaj wiązania (jonowe, kowalencyjne (atomowe) niespolaryzowane, kowalencyjne (atomowe) spolaryzowane, donorowo-akceptorowe (koordynacyjne)) na podstawie elektroujemności oraz liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków;
- 2) ilustruje graficznie oraz opisuje powstawanie wiązań kowalencyjnych i jonowych; pisze wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych i jonów złożonych, z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych.

Poziom rozszerzony

III. Wiązania chemiczne. Oddziaływania międzycząsteczkowe. Uczeń:

1) określa rodzaj wiązania (jonowe, kowalencyjne (atomowe) niespolaryzowane, kowalencyjne (atomowe) spolaryzowane, donorowo-akceptorowe (koordynacyjne)) na podstawie elektroujemności oraz liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków;

2) ilustruje graficznie oraz opisuje powstawanie wiązań kowalencyjnych i jonowych; pisze wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych i jonów złożonych, z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych.

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:

- charakteryzuje wiązanie kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane;
- analizuje wzory kreskowe;
- odróżnia związki kowalencyjne od kowalencyjnych spolaryzowanych;

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

- burza mózgów;
- dyskusja dydaktyczna;
- analiza materiału źródłowego;
- ćwiczenia uczniowskie;
- technika gadająca ścianą;
- technika zdań podsumowujących;
- symulacja interaktywna.

Formy pracy:

- praca indywidualna;
- praca w parach;
- praca w grupach;
- praca całego zespołu klasowego.

Środki dydaktyczne:

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

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Uczniowie próbują odpowiedzieć na pytanie nauczyciela: Jaką rolę pełnią w atomach elektrony walencyjne?
2. Rozpoznanie wiedzy wyjściowej uczniów. Uczniowie starają się udzielić odpowiedzi na pytanie: W jakich cząsteczkach występują wiązania kowalencyjne?
3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują w portfolio.

Faza realizacyjna:

1. Nauczyciel dzieli losowo uczniów na dwie grupy zadaniowe, rozdaje arkusze papieru A3, mazaki. Uczniowie analizują treści w dostępnych źródłach informacji, w tym w e-materiale:
 - grupa I – wiązania kowalencyjne;
 - grupa II – wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

Zadaniem uczniów jest opisanie ww. wiązań z podaniem wzorów elektronowych Lewisa dla konkretnych przykładów. Po wyznaczonym czasie liderzy grup prezentują efekty pracy z zastosowaniem techniki gadająca ściana. Pozostali uczniowie weryfikują poprawność merytoryczną ich wypowiedzi. Nauczyciel wyjaśnia ewentualnie niezrozumiałe kwestie.

2. Uczniowie dzielą się losowo na trzy grupy zadaniowe, nauczyciel rozdaje arkusze papieru A3, mazaki. Zadaniem każdej grupy będzie narysowanie wzorów Lewisa następujących związków niemetalu:
 - Grupa I: H_2O , CO_2 , NH_3 ;
 - Grupa II: SCl_2 , CH_4 , C_2H_6 ;
 - Grupa III: CBr_4 , CH_2Cl_2 , HCl

Odpowiedzi:

Plik o rozmiarze 223.58 KB w języku polskim

Po wyznaczonym czasie, chętne osoby z poszczególnych grup prezentują efekty z zastosowaniem techniki gadająca ściana. Pozostali uczniowie weryfikują poprawność merytoryczną przedstawionych wzorów.

3. Uczniowie pracują w parach z częścią „Sprawdź się”. Wykonują zadania. Nauczyciel może wyświetlić treść poleceń na tablicy multimedialnej. Po każdym przeczytanim poleceniu daje uczniom określony czas na zastanowienie się, a następnie chętny uczeń z danej pary udziela odpowiedzi/prezentuje rozwiązanie na tablicy. Pozostali uczniowie ustosunkowują się do niej, proponując ewentualnie swoje pomysły. Nauczyciel, w razie potrzeby, koryguje odpowiedzi, dopowiada istotne kwestie, udziela uczniom informacji zwrotnej.

Faza podsumowująca:

1. Na zakończenie nauczyciel stosuje narzędzie do oceny stopnia opanowania wiadomości i umiejętności z zastosowaniem termometru przez uczniów. Uczniowie na skali temperatury zaznaczają cenkami, w jakim stopniu opanowali zagadnienia wynikające z zamierzonych do osiągnięcia celów lekcji. Jeżeli ze skali będzie wynikał niski poziom temperatury, uczniowie zastanawiają się, w jaki sposób podnieść swój poziom posiadanej wiedzy.

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...
- Dziś nauczyłam/łem się...
- Co sprawiało mi trudność...

Praca domowa:

Uczniowie wykonują pozostałe ćwiczenia w e-materiale – „Sprawdź się”.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Symulacja interaktywna może być wykorzystana przez ucznia w fazie przygotowania do lekcji, przygotowywania się ucznia do sprawdzianu lub do zdobycia wiedzy w razie nieobecności ucznia na lekcji.

Materiały pomocnicze:

1. Polecenia podsumowujące (nauczyciel przed lekcją zapisuje je na niewielkich kartkach):
 - Jakie rodzaje wiązań występują w związkach chemicznych niemetali?
 - Czym różnią się wiązania kowalencyjne od kowalencyjnych spolaryzowanych?

- Jak różnica elektryczności wpływa na charakter wiązania?
- Czym jest dipol?

2. Nauczyciel przygotowuje: arkusze papieru A3, mazaki, glutaki.

3. Nauczyciel przygotowuje narzędzie do oceny stopnia opanowania wiadomości i umiejętności z zastosowaniem termometru przez uczniów.