

Jak graficznie przedstawić rodzaje wiązań?

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



Jak graficznie przedstawić rodzaje wiązań?

W zależności od rodzaju atomów, które tworzą związki, wiązania chemiczne zostają przedstawione graficznie w różny sposób.

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

Atomy w cząsteczkach połączone są ze sobą wiązaniami chemicznymi. Na pewno wiesz już, że wiązania pomiędzy poszczególnymi atomami mogą znacząco się od siebie różnić. Czy potrafisz jednak ocenić, w jakim przypadku można mówić o występowaniu wiązań kowalencyjnych czy jonowych? Dlaczego wiązanie chemiczne może być spolaryzowane? Jakie warunki muszą być spełnione, aby w związku chemicznym utworzyły się wiązania koordynacyjne? W tym materiale dowiesz się, jak rozpoznać typ wiązania i w jaki sposób przedstawić je graficznie.

Twoje cele

- Przedstawisz graficznie wiązanie jonowe oraz wyjaśnisz, jak powstaje.
- Wyjaśnisz sposób tworzenia się cząsteczek, w których występuje wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane lub spolaryzowane.
- Uzasadnisz, czy dana cząsteczka jest dipolem.
- Za pomocą wzorów elektronowych i kreskowych zapiszesz wzory cząsteczek, w których występują wiązania kowalencyjne.

- Porównasz wiązanie koordynacyjne z wiązaniem kowalencyjnym.
- Za pomocą wzorów elektronowych i kreskowych zapiszesz wzory cząsteczek, w których występują wiązania koordynacyjne.
- Ocenisz, jaki rodzaj wiązania występuje w danym związku chemicznym.

Przeczytaj

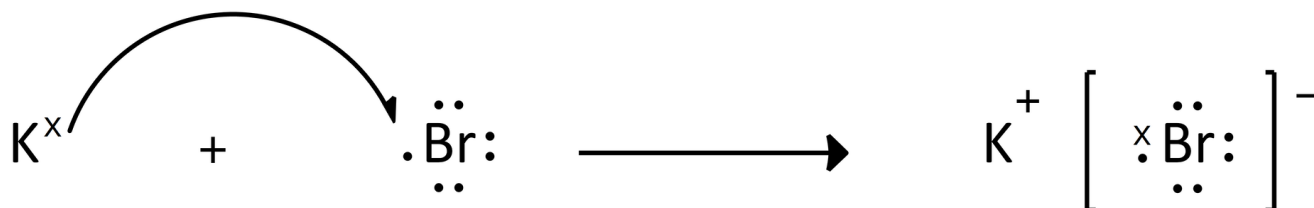
Rodzaje wiązań chemicznych

Mapa pojęciowa pt. „Rodzaje wiązań chemicznych”

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

Wiązanie jonowe

[Wiązanie jonowe](#) jest oddziaływaniem elektrostatycznym pomiędzy jonami pierwiastków, które tworzą związek. Zwyczajowo (dla uproszczenia) przedstawia się wzory sumaryczne związków jonowych, np. soli, podając tylko skład pierwiastkowy związku. Wzór chlorku sodu NaCl czy bromku potasu KBr zupełnie nie oddaje charakteru połączenia między atomami. Aby pokazać charakter jonowy tego związku, stosuje się następujący zapis:



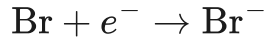
Schemat przedstawia tworzenie się wiązania jonowego pomiędzy fluorkiem sodu.

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

Dla zainteresowanych

W procesie tworzenia się wiązania jonowego, pierwszym etapem jest powstawanie jonów. W przypadku reakcji potasu i bromu, zachodzi proces

powstawania kationu K^+ i anionu Br^- :



Ćwiczenie 1

Zapoznaj się z danymi zawartymi w poniższym układzie okresowym i odpowiedz na pytanie – jak zmieniają się rozmiary atomów sodu i fluoru?

1																		18																																																																																																																					
1	1,01																	2	4,00																																																																																																																				
1	H																	2	He																																																																																																																				
2	Li	Be															10	Ne																																																																																																																					
3	Na	Mg															18	Ar																																																																																																																					
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																																																																																																																					
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																																																																																																																					
6	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																																																																																					
7	Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og																																																																																																																					
<div style="display: flex; justify-content: space-around; align-items: center;"> <div style="text-align: center;"> <p>liczba atomowa (liczba porządkowa)</p> <p>symbol pierwiastka</p> <p>symbol jonu; (k) - jon istnieje tylko w kryształach, a nie w roztworach wodnych</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>średnia masa atomowa [u]</p> <p>Fr</p> <p>frans</p> <p>nazwa pierwiastka</p> </div> <div style="text-align: center;"> <p>promień atomowy [pm] i jego ilustracja graficzna:</p> <p>promień jonowy [pm] i jego ilustracja graficzna: pomarańczowy - kation, niebieski - anion,</p> <p>konfiguracja elektronów walencyjnych</p> </div> </div>																																																																																																																																							
<table border="1" style="width: 100%; text-align: center; font-size: small;"> <tr> <td>13</td><td>B</td><td>C</td><td>N</td><td>O</td><td>F</td><td>Ne</td> <td>14</td><td>Si</td><td>P</td><td>S</td><td>Cl</td><td>Ar</td> <td>15</td><td>Al</td><td>Ge</td><td>As</td><td>Se</td><td>Br</td><td>Kr</td> <td>16</td><td>Ga</td><td>Ge</td><td>As</td><td>Se</td><td>Br</td><td>Kr</td> <td>17</td><td>In</td><td>Sn</td><td>Sb</td><td>Te</td><td>I</td><td>Xe</td> <td>18</td><td>Hg</td><td>Tl</td><td>Pb</td><td>Bi</td><td>Po</td><td>At</td><td>Rn</td> </tr> <tr> <td>19</td><td>K</td><td>Ca</td><td>Sc</td><td>Ti</td><td>V</td><td>Cr</td><td>Mn</td><td>Fe</td><td>Co</td><td>Ni</td><td>Cu</td><td>Zn</td><td>Ga</td><td>Ge</td><td>As</td><td>Se</td><td>Br</td><td>Kr</td> <td>20</td><td>Rb</td><td>Sr</td><td>Y</td><td>Zr</td><td>Nb</td><td>Mo</td><td>Tc</td><td>Ru</td><td>Rh</td><td>Pd</td><td>Ag</td><td>Cd</td><td>In</td><td>Sn</td><td>Sb</td><td>Te</td><td>I</td><td>Xe</td> <td>21</td><td>Cs</td><td>Ba</td><td>La-Lu</td><td>Hf</td><td>Ta</td><td>W</td><td>Re</td><td>Os</td><td>Ir</td><td>Pt</td><td>Au</td><td>Hg</td><td>Tl</td><td>Pb</td><td>Bi</td><td>Po</td><td>At</td><td>Rn</td> <td>22</td><td>Fr</td><td>Ra</td><td>Ac-Lr</td><td>Rf</td><td>Db</td><td>Sg</td><td>Bh</td><td>Hs</td><td>Mt</td><td>Ds</td><td>Rg</td><td>Cn</td><td>Nh</td><td>Fl</td><td>Mc</td><td>Lv</td><td>Ts</td><td>Og</td> </tr> </table>																		13	B	C	N	O	F	Ne	14	Si	P	S	Cl	Ar	15	Al	Ge	As	Se	Br	Kr	16	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	17	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	18	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	19	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	20	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	21	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	22	Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
13	B	C	N	O	F	Ne	14	Si	P	S	Cl	Ar	15	Al	Ge	As	Se	Br	Kr	16	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	17	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	18	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																																																																																														
19	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	20	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	21	Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	22	Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og																																																												

Układ okresowy pierwiastków

Źródło: GroMar Sp. z o.o., na podstawie K. Pazdrowy, A. Rola-Noworyta, *Chemia Repetytorium dla przyszłych maturzystów i studentów*, Warszawa 2014, licencja: CC BY-SA 3.0.

Zastanów się i odpowiedz, dlaczego tak się dzieje?

Wiązania kowalencyjne niespolaryzowane

Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane powstaje w wyniku tworzenia się pomiędzy atomami wspólnych par elektronowych, które najczęściej przedstawia kreska pomiędzy atomami.

Jeżeli w związku tworzą się wiązania wielokrotne, to zaznaczamy je równoległymi kreskami leżącymi pomiędzy atomami, które tworzą to wiązanie.

Przykłady kowalencyjnych wiązań chemicznych

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

Wiązania kowalencyjne spolaryzowane

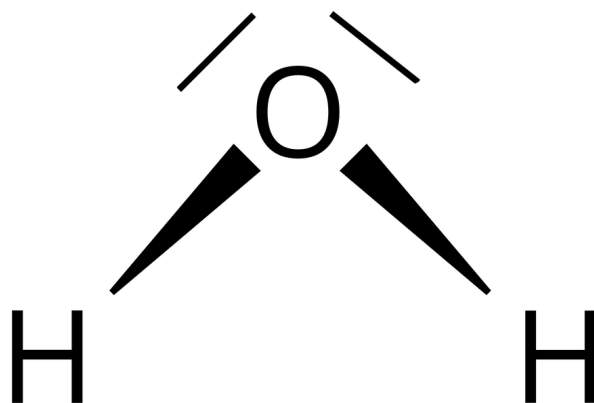
W przypadku, gdy atomy tworzące wiązanie kowalencyjne różnią się elektroujemnością, następuje polaryzacja wiązania i mówimy, że jest to wiązanie kowalencyjne spolaryzowane.

Przyjęto, że wiązanie kowalencyjne spolaryzowane tworzy się pomiędzy atomami, dla których różnica elektroujemności jest następująca:

$$0,4 < \Delta E < 1,7$$

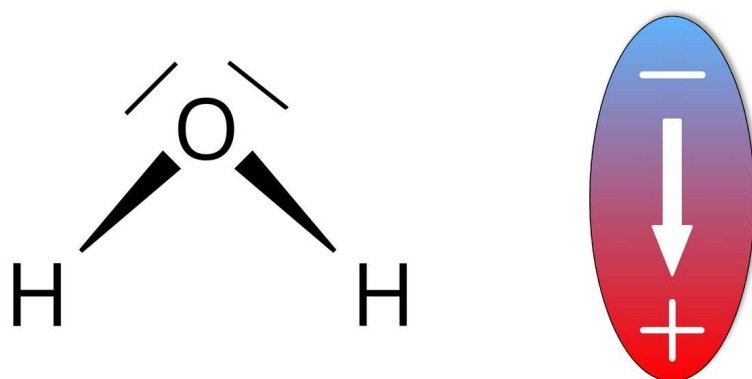
Istnieją wyjątki, tj. wodorek sodu i inne wodoroki metali aktywnych, dla których pomimo występującej różnicy elektroujemności niższej niż 1,7 występuje wiązanie jonowe.

Polaryzację wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego przedstawiamy albo za pomocą pogrubionej kreski, albo zaznaczając ładunki cząstkowe przy atomach.



Schemat wiązania w cząsteczce wody

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

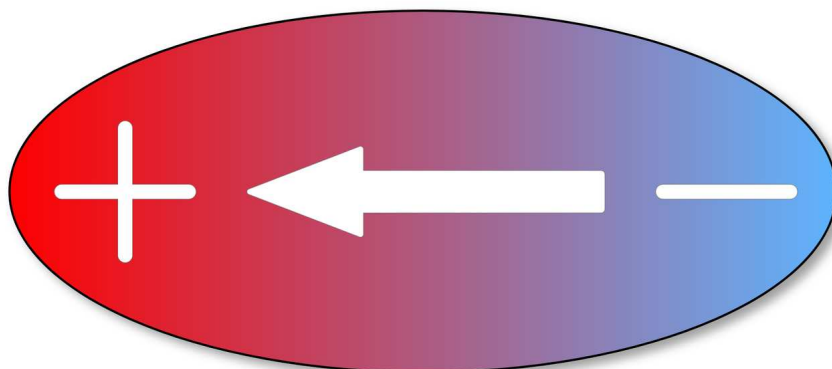


Cząsteczka wody posiada spolaryzowane wiązanie i jest dipolem.

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

Dla zainteresowanych

[Dipol](#) elektryczny i elektryczny moment dipolowy



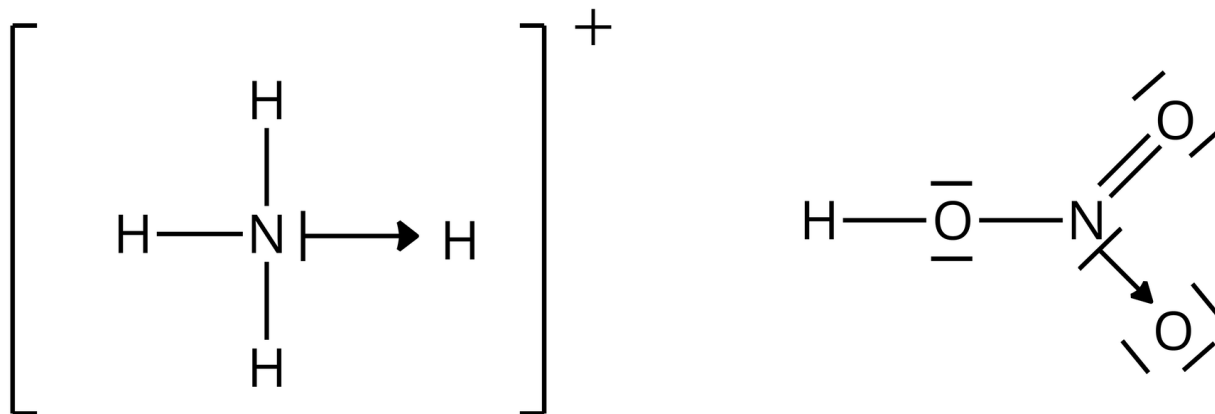
Cząsteczka spolaryzowana jest dipolem, co oznacza, że ładunek dodatni i ujemny znajdują się na przeciwnych biegunach cząsteczki.

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

Cząsteczka spolaryzowana (posiadająca bieguny dodatni i ujemny) z fizycznego punktu widzenia jest dipolem. Do wielkości, które charakteryzują dipol, należy moment dipolowy (wielkość wektorowa).

Wiązanie koordynacyjne

Wiązanie koordynacyjne jest rodzajem wiązania kowalencyjnego. Tworzy je para elektronowa, pochodząca od jednego atomu tworzącego wiązanie – donora, przesunięta w kierunku drugiego atomu – akceptora. Wiązanie to zaznacza się strzałką skierowaną w stronę akceptora, np. w jonie amonowym – NH_4^+ czy w cząsteczce kwasu azotowego(V) – HNO_3 .



Schemat przedstawia indywidua chemiczne zawierające w swojej strukturze wiązanie koordynacyjne.

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

Słownik

dipol

(dipol elektryczny) układ dwóch jednakowych – co do wartości, lecz przeciwnego znaku – ładunków elektrycznych ($+\delta$ i $-\delta$), znajdujących się w małej odległości od siebie

elektroujemność

zdolność tworzących wiązanie atomów do przyciągania uwspólnionych elektronów

wiązanie jonowe

oddziaływanie elektrostatyczne pomiędzy jonami pierwiastków tworzących związek

wiązanie kowalencyjne

wiązanie polegające na uwspólnianiu elektronów walencyjnych przez tworzące je atomy i powstawaniu wiążących par elektronowych

Bibliografia

Atkins P., Jones L., *Chemia ogólna*, Warszawa 2004, s. 335 -441.

Litwin M., Styka-Wlazła S., Szymońska J., *Chemia ogólna i nieorganiczna. Część 1. Podręcznik dla liceum*, Warszawa 2004, s. 45-61.

Pauling L., Pauling P., *Chemia*, Warszawa 1989, s. 128-170.

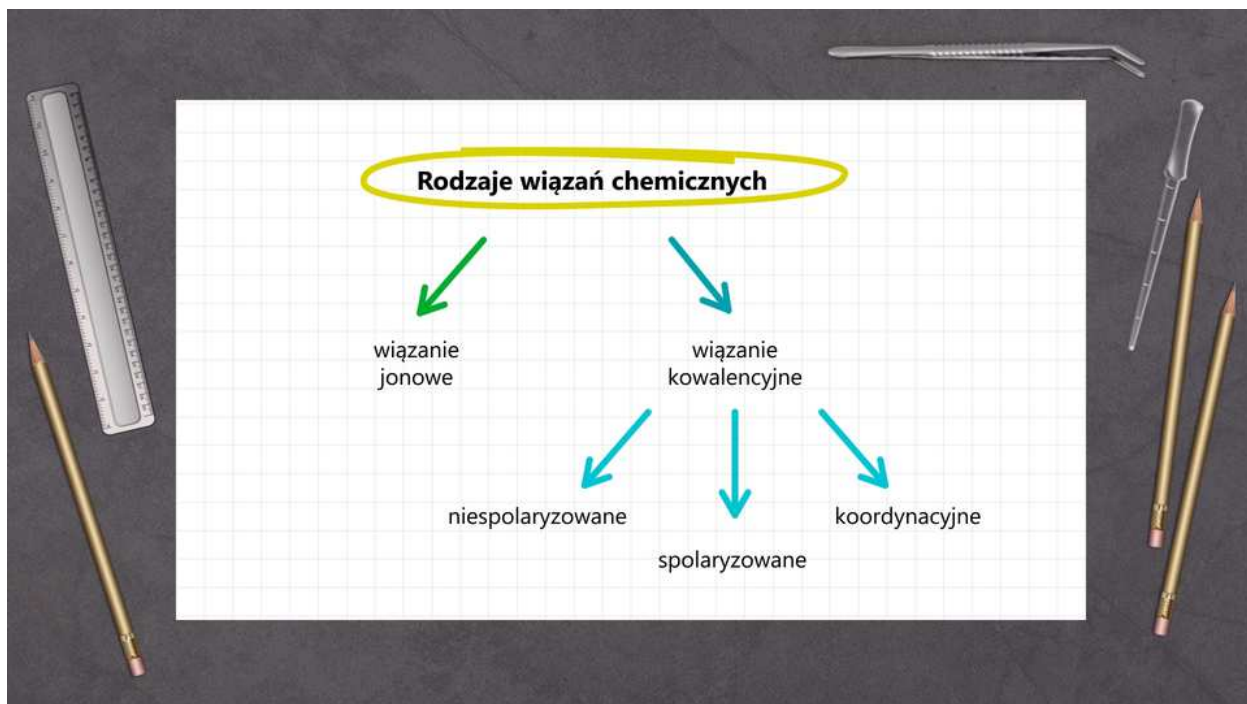
Sawicka J., Janich-Kilian A., Cejnert-Mania W., Urbańczyk G., *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2002, s. 31-39.

Animacja

Polecenie 1

Jak wiesz, atomy w związkach chemicznych są ze sobą połączone różnego rodzaju wiązaniami. Czy wiesz, w jaki sposób można je graficznie przedstawić? Zapoznaj się z poniższą animacją i wykonaj ćwiczenia.

Trwa wczytywanie danych..



Film dostępny pod adresem </preview/resource/Rz0WQigC8pHAK>

Animacja pt. „Jak graficznie przedstawić rodzaje wiązań?”

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




Film nawiązujący do treści materiału - przedstawia rodzaje wiązań chemicznych.

Ćwiczenie 1

Ćwiczenie 2

Ćwiczenie 3

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Wyjaśnij, na czym polega różnica pomiędzy wiązaniami jonowymi a kowalencyjnymi.

Odpowiedź:

Ćwiczenie 2



Przedstaw wzór kreskowy cząsteczki metanu CH_4 . Jakiego rodzaju wiązania tworzy wodór i węgiel w tym związku? Czy każdy z atomów uzyskuje konfigurację helowca? Jeśli tak, to którego i dlaczego?

1	18																
1 H 1,01 1 wodór	2 He 4,00 2 hel																
2 Li 6,94 3 lit	3 Be 9,01 4 beryl	5 B 10,81 5 bor	6 C 12,01 6 węgiel	7 N 14,01 7 azot	8 O 16,00 8 tlen	9 F 19,00 9 fluor	10 Ne 20,18 10 neon										
3 Na 22,99 11 sod	4 Mg 24,31 12 magnez	13 Al 26,98 13 glin	14 Si 28,09 14 krzem	15 P 30,97 15 fosfor	16 S 32,07 16 siarka	17 Cl 35,45 17 chlor	18 Ar 39,95 18 argon										
4 K 39,10 19 potas	20 Ca 40,08 20 wapń	21 Sc 44,96 21 skand	22 Ti 47,87 22 tytan	23 V 50,94 23 wanad	24 Cr 52,00 24 chrom	25 Mn 54,94 25 mangan	26 Fe 55,85 26 żelazo	27 Co 58,93 27 kobalt	28 Ni 58,69 28 nikiel	29 Cu 63,55 29 miedź	30 Zn 65,38 30 cynk	31 Ga 69,72 31 gal	32 Ge 72,63 32 german	33 As 74,92 33 arsen	34 Se 78,97 34 selen	35 Br 79,90 35 brom	36 Kr 83,80 36 krypton
5 Rb 85,47 37 rubid	38 Sr 87,62 38 srebro	39 Y 88,91 39 itryl	40 Zr 91,22 40 cyrkon	41 Nb 92,91 41 niob	42 Mo 95,95 42 molibden	43 Tc 97,91 43 technet	44 Ru 101,07 44 ruten	45 Rh 102,91 45 rod	46 Pd 106,42 46 pallad	47 Ag 107,87 47 srebro	48 Cd 112,41 48 kadmi	49 In 114,82 49 ind	50 Sn 118,71 50 cyna	51 Sb 121,76 51 antymon	52 Te 127,60 52 tellur	53 I 126,90 53 jod	54 Xe 131,29 54 ksenon
6 Cs 132,91 55 cesj	56 Ba 137,33 56 baryt	La-Lu 57-71 lantanowce	72 Hf 178,49 72 hafn	73 Ta 180,95 73 tantal	74 W 183,84 74 wolfram	75 Re 186,21 75 ren	76 Os 190,23 76 osm	77 Ir 192,22 77 iryd	78 Pt 195,08 78 platyna	79 Au 196,97 79 złoto	80 Hg 200,59 80 rtęć	81 Tl 204,38 81 tal	82 Pb 207,2 82 ołów	83 Bi 208,98 83 bizmut	84 Po 209 84 polon	85 At 209,99 85 astat	86 Rn 222,02 86 radon
7 Fr 223,02 87 francj	88 Ra 226,03 88 rad	Ac-Lr 89-103 aktynowce	104 Rf 267,12 104 rutherford	105 Db 268,13 105 dubn	106 Sg 271,13 106 seaborg	107 Bh 274,14 107 bohr	108 Hs 277,15 108 hassj	109 Mt 278,16 109 meitner	110 Ds 281,17 110 darmstadt	111 Rg 282,17 111 roentgen	112 Cn 285,18 112 kopernik	113 Nh 286,18 113 nihon	114 Fl 289,19 114 flerow	115 Mc 290,20 115 moskow	116 Lv 293,21 116 livermor	117 Ts 294,21 117 tenes	118 Og 294,21 118 oganeson
57 La 138,91 57 lantan	58 Ce 140,12 58 cer	59 Pr 140,91 59 praseodym	60 Nd 144,24 60 neodym	61 Pm 144,91 61 promet	62 Sm 150,36 62 samar	63 Eu 151,96 63 europ	64 Gd 157,25 64 gadolin	65 Tb 158,93 65 terb	66 Dy 162,50 66 dysproz	67 Ho 164,93 67 holm	68 Er 167,26 68 erb	69 Tm 168,93 69 tul	70 Yb 173,04 70 iterb	71 Lu 174,97 71 lutet			
89 Ac 227,03 89 aktyn	90 Th 232,04 90 tor	91 Pa 231,04 91 protaktyn	92 U 238,03 92 uran	93 Np 237,05 93 neptun	94 Pu 244,06 94 pluton	95 Am 243,06 95 ameryk	96 Cm 247,07 96 kuryl	97 Bk 247,07 97 berkel	98 Cf 251,08 98 kaliforn	99 Es 252,08 99 einstein	100 Fm 257,10 100 ferm	101 Md 258,10 101 mendelew	102 No 259,10 102 nobel	103 Lr 262,11 103 lorens			

Układ okresowy z elektroujemnością

Źródło: GroMar Sp. z o.o., na podstawie W. Mizerski, Tablice chemiczne, Warszawa 2004., licencja: CC BY-SA 3.0.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 3



Oceń prawdziwość poniższych zdań. Zaznacz odpowiednio „Prawda” lub „Fałsz”.

Zdanie do weryfikacji	Prawda	Fałsz
Oddziaływania atomów i jonów prowadzą do ich połączenia się w związek chemiczny.	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
Wszystkie wiązania chemiczne tworzą się w wyniku uwspólniania elektronów walencyjnych, należących do obydwu atomów, które tworzą to wiązanie.	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>
Jeżeli różnica elektroujemności między pierwiastkami wynosi 0,4-1,7, to występującym między nimi wiązaniem jest zawsze wiązanie kowalencyjne spolaryzowane.	<input type="radio"/>	<input type="radio"/>

Ćwiczenie 7



Uzupełnij poniższą tabelę.

	F_2	H_2	HF
Orbital molekularny	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
Orbitale atomowe atomów tworzących wiązanie	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>

Dla nauczyciela

Scenariusz zajęć

Autor: Anna Florek, Krzysztof Błaszczak

Przedmiot: chemia

Temat: Jak graficznie przedstawić rodzaje wiązań?

Grupa docelowa: uczniowie III etapu edukacyjnego, 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:

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

Zakres rozszerzony

III. Wiązania chemiczne. Oddziaływania międzycząsteczkowe. Uczeń:

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:

- wyjaśnia, jak powstaje i przedstawia graficznie wiązanie jonowe;
- wyjaśnia sposób tworzenia się cząsteczek, w których występuje wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane lub spolaryzowane;
- wyjaśnia pojęcie dipol;
- zapisuje za pomocą wzorów elektronowych i kreskowych powstawanie wiązań kowalencyjnych w przykładowych cząsteczkach;
- wyjaśnia, na czym polega istota wiązania koordynacyjnego;
- zapisuje za pomocą wzorów elektronowych i kreskowych powstawanie wiązań koordynacyjnych w wybranych cząsteczkach.

Strategie nauczania:

- asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

- dyskusja dydaktyczna;
- ćwiczenia uczniowskie;
- analiza materiału źródłowego;

- animacja;
- JIGSAW;
- róża wiatrów.

Formy pracy:

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

Środki dydaktyczne:

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

Przebieg zajęć

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja. Nauczyciel zadaje przykładowe pytania uczniom: Co jest efektem łączenia się atomów? Jakie powstają rodzaje wiązań chemicznych? Jak można podać przykłady związków chemicznych, w których występuje dany rodzaj wiązania chemicznego?
2. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Nauczyciel zadaje uczniom pytanie: Jak można rozpoznać rodzaj wiązania chemicznego na schemacie cząsteczki związku chemicznego czy pierwiastka?
3. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele lekcji, które uczniowie zapisują na kartkach i gromadzą w portfolio.

Faza realizacyjna:

1. Nauczyciel wprowadza metodę JIGSAW. Dzieli klasę na cztery grupy liczące taką samą liczbę uczniów. Są to tzw. grupy eksperckie. Każdy uczestnik powinien zostać ekspertem, który w istotny sposób przyczyni się do sukcesu całej grupy. Każdy uczeń występuje w roli uczącego się i nauczającego. Każdej grupie nauczyciel przydziela inne zagadnienie do opracowania w oparciu o e-materiał oraz inne dostępne źródła informacji:

- grupa I – wiązania jonowe;
- grupa II – wiązania kowalencyjne;
- grupa III – wiązania kowalencyjne spolaryzowane;
- grupa IV – wiązania koordynacyjne.

Uczniowie szukają odpowiedzi do przykładowych pytań: kiedy powstaje dany rodzaj wiązania; jak można przedstawić na schemacie powstawanie tych wiązań; jak oznaczamy dany rodzaj wiązania.

2. Eksperci kolejno relacjonują to, czego nauczyli się w swoich pierwotnych grupach, czyli ekspert I grupy uczy pozostałych tego, czego się nauczył sam przed chwilą, po czym do głosu przechodzi ekspert grupy II, ekspert grupy III, ekspert grupy IV. Uczący uczniowie przekazują wiedzę pozostałym uczniom, aż do wyczerpania materiału. Każda z grup w ten sposób zapoznaje się z całym materiałem przewidzianym do realizacji na danej jednostce lekcyjnej.

3. Nauczyciel poleca uczniom animację, która przedstawia rodzaje wiązań chemicznych. Uczniowie pracują w parach, zapoznają się z poleceniem i wykonują zawarte w medium ćwiczenia.

4. Uczniowie pracują w parach z częścią „Sprawdź się”. Uczniowie wykonują zadania. Nauczyciel może wyświetlić treść poleceń na tablicy multimedialnej. Po każdym przeczytanym poleceniu nauczyciel 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 informacje, udziela

uczniom informacji zwrotnej. Ćwiczenia, których uczniowie nie zdążą wykonać podczas lekcji mogą być zlecone do wykonania w ramach pracy domowej.

Faza podsumowująca:

1. Róża wiatrów (patrz materiały pomocnicze). Nauczyciel poprzez zastosowanie tego narzędzia może dokonać ewaluacji zajęć, umieszczając nazwy elementu podlegającego ocenie, np. atmosfera zajęć, przydatność materiałów, stopień zaangażowania uczniów, zainteresowanie tematem, stopień opanowania zagadnienia wynikający z zamierzonych do osiągnięcia celów lekcji, stopień trudności materiału, atrakcyjność lekcji i etc. Przygotowaną „różę” nauczyciel rozdaje uczniom i prosi o zaznaczenie na każdej osi punktu odpowiadającego ocenie. Następnie punkty na sąsiednich osiach uczniowie łączą ze sobą i w ten sposób każdy z uczniów otrzymuje swoją „różę”, którą wręcza prowadzącemu. Nauczyciel może odnieść się do tego ogólnie na podsumowanie, po wcześniejszej analizie.
2. Nauczyciel zadaje pytanie: Jak określisz rodzaje wiązań jakie utworzą atomy między sobą na przykładzie wodoru i fluoru oraz tlenu i krzemu.

Praca domowa:

Uczniowie wykonują pozostałe ćwiczenia w e-materiale – „Sprawdź się”, których nie zdążyli wykonać na lekcji.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Animacja 3D może być wykorzystana podczas przygotowywania się ucznia do lekcji lub do zdobycia wiedzy w razie nieobecności ucznia na lekcji.

Materiały pomocnicze:

Nauczyciel przygotowuje do ewaluacji lekcji różę wiatrów. Róża wiatrów jest jedną z graficznych metod pozwalających ocenić jednocześnie wiele elementów zajęć. W przypadku ewaluacji zajęć, na osiach w miejsce kierunku umieść się nazwę elementu

podlegającego ocenie (atmosfera zajęć, przydatność materiałów, stopień zaangażowania uczniów, zainteresowanie tematem, stopień opanowania zagadnienia wynikający z zamierzonych do osiągnięcia celów lekcji, stopień trudności materiału, atrakcyjność lekcji). Liczba osi jest dowolna i może być rozbudowywana w zależności od potrzeb. Linie osi podziel na odcinki i przypisz im odpowiednie wartości – od 1 do 10 lub skalę ocen 1-6. Tak przygotowaną „różę” rozdaj uczestnikom i poproś o zaznaczenie na każdej osi punktu odpowiadającego ocenie. Następnie punkty na sąsiednich osiach uczniowie łączą ze sobą i w ten sposób każdy z uczniów otrzymuje swoją „różę”, którą wręcza prowadzącemu.