

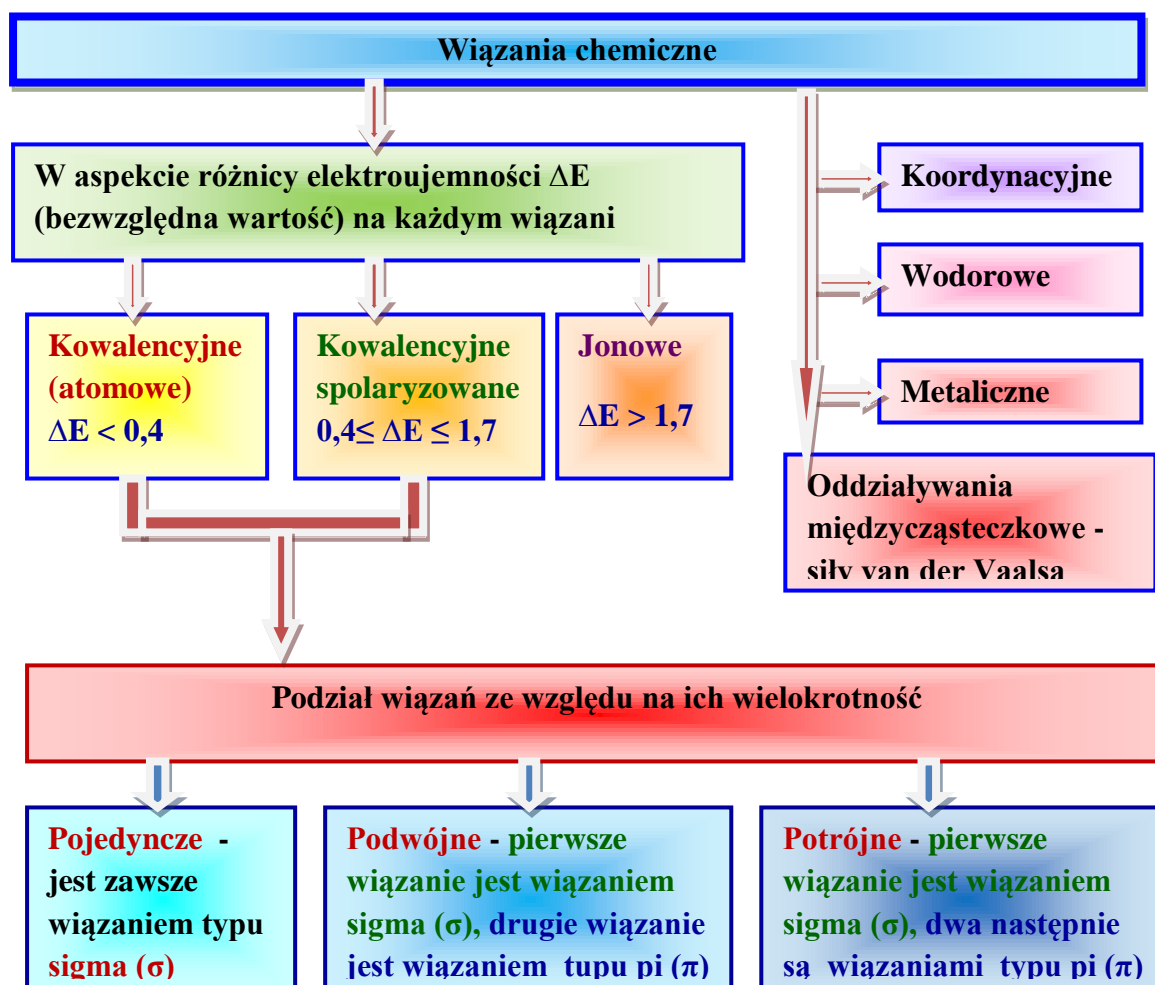
Cz. I Materiał powtórzeniowy do sprawdzianu dla klas I LO - Wiązania chemiczne + przykładowe zadania i proponowane rozwiązania

I. Elektryjność pierwiastków i elektronowa teoria wiązań Lewisa-Kossela

1. **Elektryjność** - miara zdolności przyciągania elektronów przez atom danego pierwiastka (w wiązaniu kowalencyjnym)
 - elektryjność określona jest liczbowo w skali Paulinga na podstawie energii wiązań między atomami
 - niska elektryjność cechuje metale - najslabiej przyciągają elektrony czyli i łatwo je oddają, są pierwiastkami elektrododatnimi
 - natomiast wysoka elektryjność jest cechą niemetalu, przyciągają elektrony najmocniej, mogą być pierwiastkami zarówno elektrododatnimi, jak i elektryjnymi,
 - rozkład elektryjności pierwiastków w u.o.p. chem.
 - W grupach elektryjność pierwiastków maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej Z pierwiastka,
 - W okresach elektryjność pierwiastków rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej Z pierwiastka
 - Najmniejszą elektryjność posiadają pierwiastki lewego dolnego rogu u.o.p (cez - 0,7)
 - Największą elektryjność posiadają pierwiastki prawego górnego rogu u.o.p (fluor - 4,0, jest zawsze pierwiastkiem elektryjnym)
2. **Elektronowa teoria wiązań chemicznych** - atomy pierwiastków łącząc się w cząsteczki (molekuły) homoatomowe lub heteroatomowe dążą do osiągnięcia na powłoce walencyjnej (zewnętrznej) dubletu lub oktetu elektronowego, czyli konfiguracji elektronowej najbliższego sobie helowca, która jest konfiguracją najbardziej stabilną i o najniższym stanie energii (atomy helowców występują w postaci atomowej i poza określonymi przypadkami nie tworzą cząsteczek homoatomowych, czy też heteroatomowych). Atomy pierwiastków mogą osiągnąć konfigurację najbliższego helowca poprzez:
 - Uwspólnienie pary lub par elektronowych
 - Uwspólnienie pary lub par elektronowych z przesunięciem ich w kierunku jądra atomu pierwiastka bardziej elektryjnego
 - Oddanie elektronów (zanik zewnętrznej powłoki - powłoka wewnętrzna staje się powłoką walencyjną i atom przekształca się w jon dodatni - kation)
 - Pobranie elektronów i uzupełnienie powłoki walencyjnej do dubletu lub oktetu elektronowego (atom przekształca się w jon ujemny anion)
 - Przekazanie pary lub par elektronowych przez atom jednego pierwiastka(elektronodonor) na atom drugiego pierwiastka (elektronoakceptor)
3. **Wiązanie chemiczne** - oddziaływanie między elektronami (głównie walencyjnymi) i jądrami poszczególnych pierwiastków, prowadzące do powstania złożonych

ugrupowań chemicznych (cząsteczek związku chemicznego, cząsteczek pierwiastka, kryształu jonowego, asocjatów, kryształów metali.

II. Klasyfikacja wiązań chemicznych



III. Orbitale molekularne (cząsteczkowe) - wiązania sigma - σ i wiązania pi - π

1. **Wiązania sigma** powstają w wyniku zbliżenia się i **nałożenia czołowego orbitali atomowych** obsadzonych *niesparowanymi elektronami o przeciwnej orientacji spinu*, w zależności od nakładających się orbitali wyróżnia się następujące orbitale molekularne:

- s - s,
- s - p ,
- p_x - p_x

2. **Wiązania pi** powstają w wyniku zbliżenia się i nałożenia się bocznego orbitali atomowych obsadzonych niesparowanymi elektronami o przeciwnej orientacji spinu, w zależności o nakładających się orbitali wyróżnia się następujące orbitale molekularne:

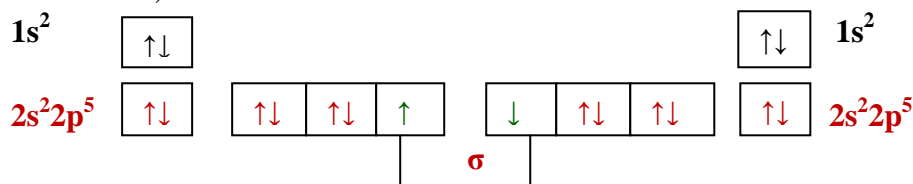
- p_y - p_y ,
- p_z - p_z

3. Graficzne przedstawienie wiązań dla wybranych cząsteczek homoatomowych:

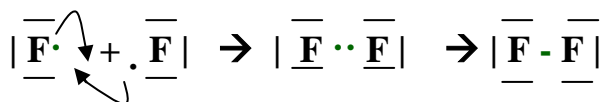
Zad.1 Przedstaw graficznie w systemie klatkowo-strzałkowym i kropkowym wiązanie w cząsteczce **F₂**: określ wielokrotność wiązania, wskaż helowiec, którego konfigurację elektronową osiągnęły atomy F w cząsteczce F₂

Rozwiązanie:

- $\Delta E = 4,0 - 4,0 = 0 < 0,4$ (**wiązanie kowalencyjne pojedyncze**)
- konfiguracja elektronowa atomu fluoru i **elektrony walencyjne**
 $1s^2 2s^2 2p^5$ - najbliższym helowcem dla at. F jest Ne, który na powłoce walencyjnej ma 8 elektronów (oktet elektronowy), tj o 1 elektron więcej niż at. F,
- do osiągnięcia oktetu elektronowego i konfiguracji Ne atom F potrzebuje 1 elektron,



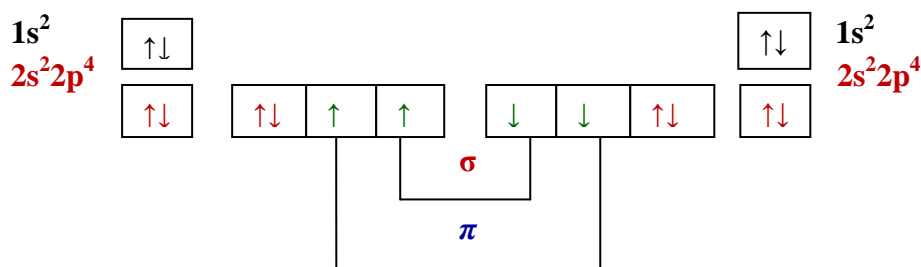
- wiązanie kowalencyjne pojedyncze (sigma), powstaje przez uwspólnienie jednej pary elektronowej, która jest użytkowana przez oba atomy fluoru w cząsteczce F₂, każdy z atomów osiągnął oktet elektronowy na powłoce walencyjnej i konfigurację Ne.
- system kropkowy (elektronowy):
 — elektrony sparowane,
 • elektron niesparowany



Zad. 2 Przedstaw graficznie w systemie klatkowo-strzałkowym i kropkowym wiązania w cząsteczce **O₂**: określ wielokrotność wiązania, wskaż helowiec, którego konfigurację elektronową osiągnęły atomy O w cząsteczce O₂

Rozwiązanie:

- $\Delta E = 3,5 - 3,5 = 0 < 0,4$ (**wiązanie kowalencyjne, podwójne**)
- konfiguracja elektronowa atomu tlenu i **elektrony walencyjne**
 $1s^2 2s^2 2p^4$ - najbliższym helowcem dla at. O jest Ne, który na powłoce walencyjnej ma 8 elektronów (oktet elektronowy), tj o 2 elektron więcej niż at. O,
- do osiągnięcia oktetu elektronowego i konfiguracji Ne atom O potrzebuje 2 elektronów,

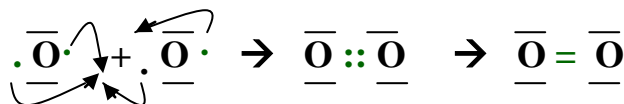


- wiązanie kowalencyjne podwójne pierwsze (sigma) a drugie pi , powstaje przez uwspólnienie dwóch par elektronowych, które są użytkowane przez oba atomy tlenu w cząsteczce O_2 , każdy z atomów osiągnął oktet elektronowy na powłoce walencyjnej i konfigurację Ne.

- system kropkowy (elektronowy) :

— elektrony sparowane,

• elektron niesparowany



Zad. 3 Przedstaw graficznie w systemie klatkowo-strzałkowym i kropkowym wiązania w cząsteczce N_2 : określ wielokrotność wiązania, wskaż helowiec, którego konfigurację elektronową osiągnęły atomy N w cząsteczce N_2

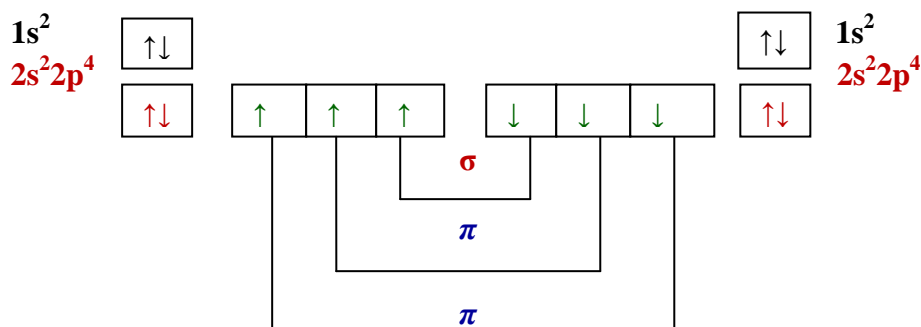
Rozwiązanie:

- $\Delta E = 3,0 - 3,0 = 0 < 0,4$ (wiązanie kowalencyjne, potrójne)

- konfiguracja elektronowa atomu azotu i elektrony walencyjne

$1s^2 2s^2 2p^3$ - najbliższym helowcem dla at. N jest Ne, który na powłoce walencyjnej ma 8 elektronów (oktet elektronowy), tj o 3 elektron więcej niż at. N,

- do osiągnięcia oktetu elektronowego i konfiguracji Ne atom N potrzebuje 3 elektronów,



- wiązanie kowalencyjne potrójne pierwsze (sigma) a drugie i trzecie pi , powstaje przez uwspólnienie trzech par elektronowych, które są użytkowane przez oba atomy azotu w cząsteczce N_2 , każdy z atomów osiągnął oktet elektronowy na powłoce walencyjnej i konfigurację Ne.

- system kropkowy (elektronowy) :

— elektrony sparowane,

• elektron niesparowany

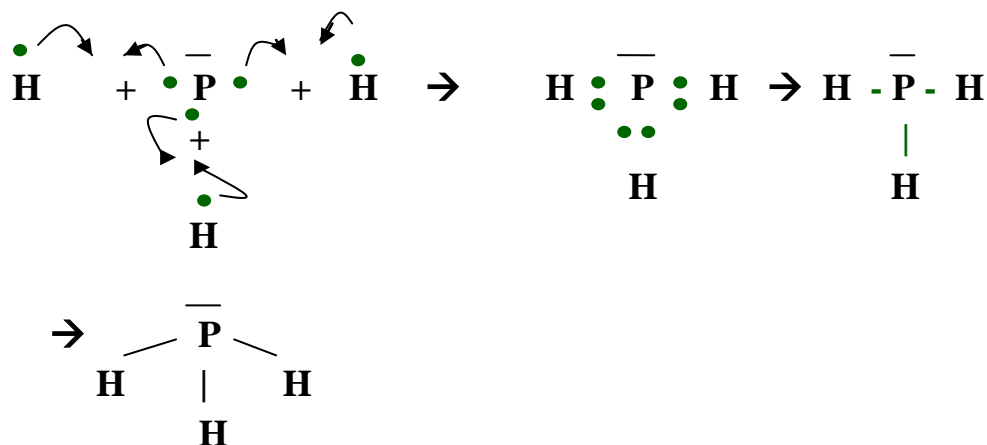


4. Graficzne przedstawienie wiązań dla wybranych cząsteczek hetroatomowych:

Zad.1 Przedstaw graficznie w systemie kropkowym wiązanie w cząsteczce **PH₃**: określ wielokrotność wiązania, wskaż helowiec, którego konfigurację elektronową osiągnęły atomy H i P w cząsteczce PH₃

Rozwiązanie:

- powłoka walencyjna atomu H: **1s¹** (jeden elektron niesparowany)
- powłoka walencyjna atomu P: **3s²3p³** (1 para + 3 elektrony niesparowane)
- różnica elektroujemności $\Delta E = 2,1 - 2,1 = 0 < 0,4$ (**3 wiązania kowalencyjne pojedyncze sigma**)
- najbliższym helowcem dla at. H jest He (at. H brakuje 1 elektronu), najbliższym helowcem dla at. P jest Ar (at. P brakuje 3 elektronów)

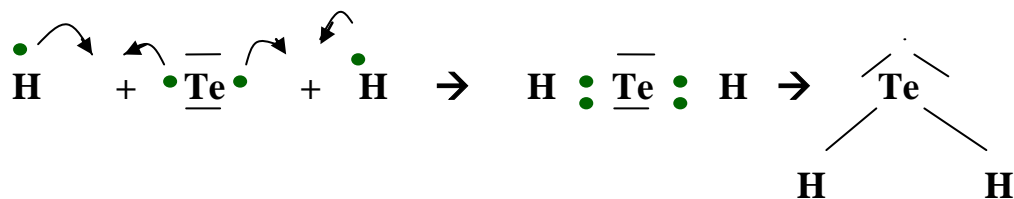


*Uwaga ; cząsteczka **PH₃** ma kształt czworościanu, ponieważ niewiążąca para elektronowa na atomie P odpycha mocniej pary wiążące, niż wzajemne odpychanie się par wiążących , kąty między wiązaniem są mniejsze od 120°*

Zad. 2 Przedstaw graficznie w systemie kropkowym wiązanie w cząsteczce **H₂Te**: określ wielokrotność wiązania, wskaż helowiec, którego konfigurację elektronową osiągnęły atomy H i Te w cząsteczce H₂Te

Rozwiązanie:

- powłoka walencyjna atomu H: **1s¹** (jeden elektron niesparowany)
- powłoka walencyjna atomu Te: **4s²4p⁴** (2 pary + 2 elektrony niesparowane)
- różnica elektroujemności $\Delta E = 2,1 - 2,1 = 0 < 0,4$ (**2 wiązania kowalencyjne pojedyncze sigma**)
- najbliższym helowcem dla at. H jest He (at. H brakuje 1 elektronu), najbliższym helowcem dla at. Te jest Xe (at. Te brakuje 2 elektronów)

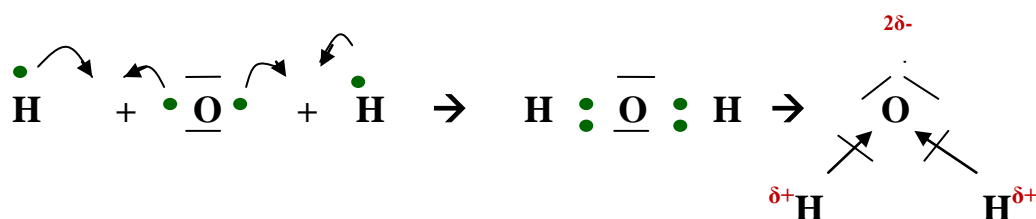


Uwaga:; cząsteczka H_2Te ma kształt kątowy , ponieważ niewiążące pary elektronowe na atomie Te odpychają mocniej pary wiążące, niż wzajemne odpychanie się par wiążących , kąt między wiązaniami są mniejszy od 180°

Zad. 3 Przedstaw graficznie w systemie kropkowym wiązanie w cząsteczce H_2O : określ wielokrotność wiązania, wskaż helowiec, którego konfigurację elektronową osiągnęły atomy H i O w cząsteczce H_2O

Rozwiązanie:

- powłoka walencyjna atomu H: $1s^1$ (jeden elektron niesparowany)
- powłoka walencyjna atomu O: $2s^2 2p^4$ (2 pary + 2 elektrony niesparowane)
- różnica elektroujemności $\Delta E = 3,5 - 2,1 = 1,4$ (**2 wiązania kowalencyjne pojedyncze spolaryzowane sigma**)
- najbliższym helowcem dla at. H jest He (at. H brakuje 1 elektronu), najbliższym helowcem dla at. O jest Ne (at. O brakuje 2 elektronów)



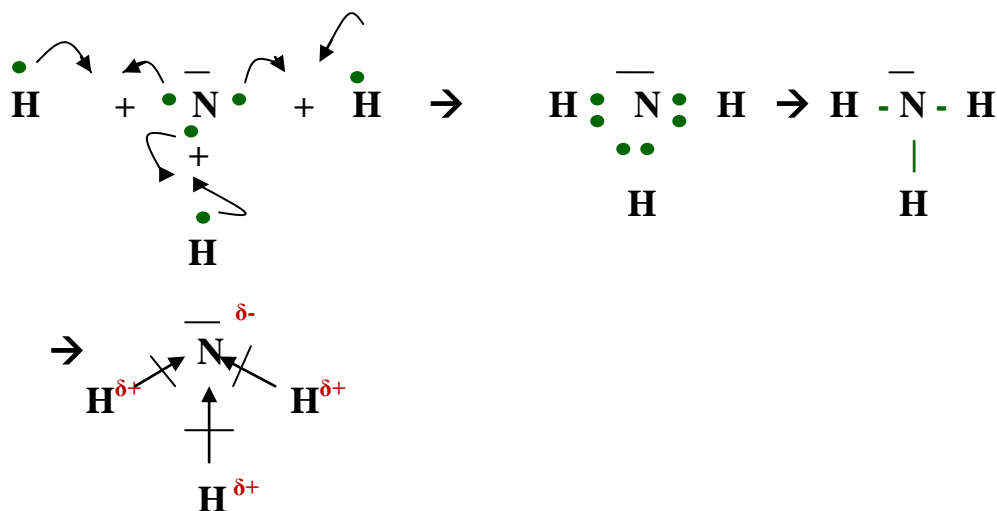
Uwspólnione pary elektronowe są mocniej przyciągane przez jądro pierwiastka bardziej elektroujemnego czyli przez jądro atomu tlenu, czyli pary wiążące są bardziej oddalone od jądra atomu wodoru, co powoduje uwidocznienie się cząsteczkowego ładunku ujemnego na atomie O a dodatnich ładunków cząstkowych na jądrach atomów H oraz nieliniowe (kątowe) ułożenie wiązań w cząsteczce powoduje, że ta cząsteczka jest polarna - jest dipolem.

Uwaga:; cząsteczka H_2O ma kształt kątowy , ponieważ niewiążące pary elektronowe na atomie O odpychają mocniej pary wiążące, niż wzajemne odpychanie się par wiążących , kąt między wiązaniami są mniejszy od 180° , wynosi $104,5^\circ$ (cząsteczka jest dipolem)

Zad.4 Przedstaw graficznie w systemie kropkowym wiązanie w cząsteczce NH_3 : określ wielokrotność wiązania, wskaż helowiec, którego konfigurację elektronową osiągnęły atomy H i N w cząsteczce NH_3

Rozwiązanie:

- powłoka walencyjna atomu H: $1s^1$ (jeden elektron niesparowany)
- powłoka walencyjna atomu N: $2s^2 2p^3$ (1 para + 3 elektrony niesparowane)
- różnica elektroujemności $\Delta E = 3,0 - 2,1 = 0,9$ (**3 wiązania kowalencyjne pojedyncze spolaryzowane sigma**)
- najbliższym helowcem dla at. H jest He (at. H brakuje 1 elektronu), najbliższym helowcem dla at. N jest Ne (at. N brakuje 3 elektronów)



Uwaga ; cząsteczka NH_3 ma kształt czworościanu, ponieważ niewiążąca para elektronowa na atomie N odpycha mocniej pary wiążące, niż wzajemne odpychanie się par wiążących , kąty między wiązaniami są mniejsze od 120° , cząsteczka jest polarna - jest dipolem

Zad.4 Przedstaw graficznie w systemie kropkowym wiązanie w cząsteczce **HBr**: określ wielokrotność wiązania, wskaż helowiec, którego konfigurację elektronową osiągnęły atomy H i Br w cząsteczce HBr.

Rozwiązanie:

- powłoka walencyjna atomu H: $1s^1$ (jeden elektron niesparowany)
- powłoka walencyjna atomu Br: $4s^2 4p^5$ (3 pary + 1 elektron niesparowany)
- różnica elektroujemności $\Delta E = 2,8 - 2,1 = 0,7$ (*1 wiązanie kowalencyjne pojedyncze spolaryzowane sigma*)
- najbliższym helowcem dla at. H jest He (at. H brakuje 1 elektronu), najbliższym helowcem dla at. Br jest Kr (at. Br brakuje 1 elektronu)

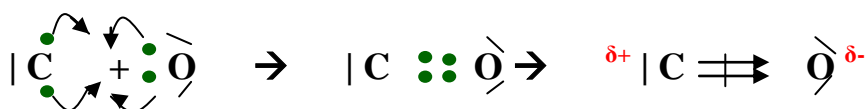


Uwaga ; cząsteczka HCl ma kształt liniowy, cząsteczka jest polarna - jest dipolem

Zad.5 Przedstaw graficznie w systemie kropkowym wiązanie w cząsteczce **CO**: określ wielokrotność wiązania, wskaż helowiec, którego konfigurację elektronową osiągnęły atomy C i O w cząsteczce CO.

Rozwiązanie:

- powłoka walencyjna atomu C: $2s^1 2p^2$ (1 para + 2 elektrony sparowane)
- powłoka walencyjna atomu O: $2s^2 2p^4$ (2 pary + 1 elektron niesparowany)
- różnica elektroujemności $\Delta E = 3,5 - 2,5 = 1,0$ (*podwójne wiązania kowalencyjne Spolaryzowane, jedno sigma i jedno pi*)
- najbliższym helowcem dla at. C jest Ne (at. C brakuje 4 elektronu), najbliższym helowcem dla at. O jest Ne (at. O brakuje 2 elektronów)



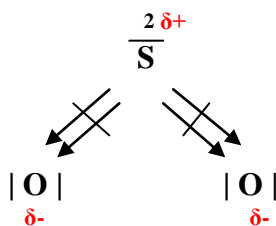
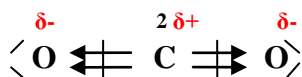
Uwaga ; cząsteczka CO ma kształt liniowy, cząsteczka jest polarna - jest dipolem, jednak atom węgla nie posiada oktetu elektronowego.

Zad. 6. Węgiel i siarka tworzą cząsteczki CO_2 i SO_2 , która cząsteczka jest polarna - dipolem, wskazanie uzasadnij w oparciu o analizę wiązań.

Rozwiązanie:

- CO_2 ; $\Delta E = 3,5 - 2,5 = 1,0$ (*wiązania kowalencyjne spolaryzowane*)

- SO_2 ; $\Delta E = 3,5 - 2,5 = 1,0$ (*wiązania kowalencyjne spolaryzowane*)



- cząsteczka CO_2 ma budowę liniową, kąty między wiązaniami wynoszą 180° , ponieważ na atomie C nie ma wolnych par elektronowych, cząsteczka jest *apolarna* (nie jest dipolem - posiada jednoimienne bieguny, chociaż wiązania są spolaryzowane)

- cząsteczka SO_2 ma budowę kątową, kąty między wiązaniami są różne od 180° , ponieważ na atomie S nie jest wolna para elektronowa która powoduje zmianę kąta między wiązaniami, cząsteczka jest polarna - jest dipolem - posiada różnoimienne bieguny.

Zad. 7. Określ charakter wiązania w cząsteczce CaO

Rozwiązanie

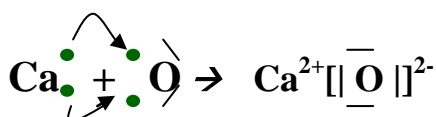
$\Delta E = 3,5 - 1,0 = 2,5 > 1,7$; *wiązanie jonowe*, atomy przekształcają się w jony:

- *atom O* aby osiągnąć konfigurację najbliższego helowca (Ne) pobiera 2 elektrony, jest pierwiastkiem silnie elektroujemnym (elektronobiorcom - elektronoakceptorem), pobierając 2 elektrony uzupełni powłokę do oktetu elektronowego:

$+8: K^2L^6 + 2e^- \rightarrow [+8: K^2L^8]^{2-}$, atom tlenu przekształca się w jon ujemny - anion, którego ładunek ujemny jest równy liczbie pobranych elektronów,

- *atom Ca* aby osiągnąć konfigurację najbliższego helowca (Ar) musi oddać 2 elektrony, jest pierwiastkiem o niskiej elektroujemności (elektronodawcą - elektronodonorem, oddając 2 elektrony pozbywa się zewnętrznej powłoki N^2 , zewnętrzną powłoką zostaje M^8 , atom przekształca się w jon dodatni kation, którego ładunek dodatni jest równy liczbie oddanych elektronów

$+20: K^2L^8M^8N^2 \rightarrow [+20: K^2L^8M^8]^{2+} + 2e^-$



- istotą wiązania jonowego jest elektrostatyczne różnoimiennych jonów (kationów i anionów), jony tworzą sieć krystaliczną, w węzłach której znajdują się nawzajem otaczające się kationy i aniony (z reguły każdy kation otoczony jest przez 6 anionów, każdy anion otoczony jest przez 6 kationów).

Część II zadania: uzupełnij poniższą tabelę w oparciu o I cz. zadania:

| Atom/ion | Liczba protonów | Liczba nukleonów | Liczba elektronów | Ładunek drobiny |
|-----------------------|-----------------|------------------|-------------------|-----------------|
| ^{40}Ca | 20 | 40 | 20 | 0 |
| $^{40}\text{Ca}^{2+}$ | 20 | 40 | *18 | 2+ |
| ^{39}K | 19 | 39 | 19 | 0 |
| $^{39}\text{K}^+$ | 19 | 39 | *18 | 1+ |
| ^{16}O | 8 | 16 | 8 | 0 |
| $^{16}\text{O}^{2-}$ | 8 | 16 | *10 | 2- |
| ^{19}F | 9 | 19 | 9 | 0 |
| $^{19}\text{F}^-$ | 9 | 19 | *10 | 1- |
| ^{20}Ne | 10 | 20 | *10 | 0 |
| ^{40}Ar | 18 | 40 | *18 | 0 |

* identyczna liczba elektronów wskazuje na identyczną konfigurację elektronową jonów z konfiguracją elektronową odpowiedniego helowca.

Zad. 7. Określ charakter wiązania w cząsteczce AlF_3

Rozwiązanie

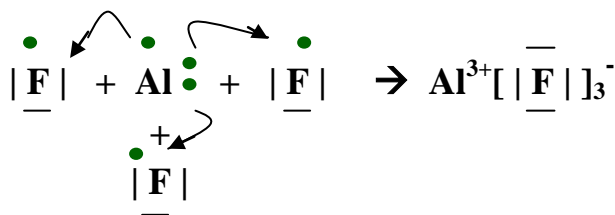
$\Delta E = 4,0 - 1,5 = 2,5 > 1,7$; **wiązanie jonowe**, atomy przekształcają się w jony:

- **atom F** aby osiągnąć konfigurację najbliższego helowca (Ne) pobiera 1 elektron, jest pierwiastkiem silnie elektroujemnym (elektronobiorcom - elektronoakceptorem), pobierając 1 elektrony uzupełni powłokę do oktetu elektronowego:

+9: $\text{K}^2\text{L}^7 + e^- \rightarrow [+9: \text{K}^2\text{L}^8]^-$, atom fluoru przekształca się w jon ujemny - anion, którego ładunek ujemny jest równy liczbie pobranych elektronów,

- **atom Al** aby osiągnąć konfigurację najbliższego helowca (Ne) musi oddać 3 elektrony, jest pierwiastkiem o niskiej elektroujemności (elektronodawcą - elektronodorem, oddając 3 elektrony pozbywa się zewnętrznej powłoki M^3 , zewnętrzną powłokę zostaje L^8 , atom przekształca się w jon dodatni kation, którego ładunek dodatni jest równy liczbie oddanych elektronów

+13: $\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^3 \rightarrow [+13: \text{K}^2\text{L}^8]^{3+} + 3e^-$



Uwaga: w przygotowaniu II część w zakresie pozostałych rodzajów wiązań i wpływu wiązań na właściwości molekuł.