

## Cz. IV Budowa atomu - konfiguracja elektronowa, przemiany jądrowe, promień jonowy, promień atomowy, jonizacja, hybrydyzacja, moment dipolowy

### A. Budowa atomu

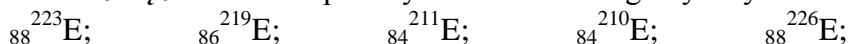
**Nuklidy** atomy o identycznej budowie jądra atomowego (takiej samej liczbie atomowej Z i takiej samej liczbie masowej A, czyli atomy tego samego izotopu danego pierwiastka chemicznego ( np.  $^{14}\text{C}$ , których jądra zawierają 6 protonów i 8 neutronów),

**Izobary** – atomy różnych pierwiastków o takiej samej liczbie masowej A, np.  $^{40}_{19}\text{K}$  i  $^{40}_{18}\text{Ar}$ .

**Izotopy** – atomy tego samego pierwiastka o identycznej liczbie atomowej Z ale różniące się liczbą masową A, czyli różniące się liczbą neutronów w jądrze atomowym ( odmiany tego samego pierwiastka, np.  $^{12}_6\text{C}$  i  $^{14}_6\text{C}$ ).

**Izotony** – atomy różnych pierwiastków o takiej samej liczbie neutronów w jądrze atomowym.

**Zadanie do rozwiązania 1.** Dla podanych nuklidów o ogólnym symbolu:  $^{210}_{83}\text{E}$ ;



Określ: a) liczbę pierwiastków przedstawionych za pomocą ogólnych symboli;

b) które z przedstawionych nuklidów są izobarami, a które izotopami?

**Masa atomowa pierwiastka** wynika z % udział mas poszczególnych izotopów naturalnych występujących w przyrodzie i oblicz się z wyrażenia:

$$m_{\text{at}} = \frac{\% \times m_1 A_1 + \% \times m_2 A_2 + \dots \% \times m_n A_n}{100\%}$$

$mA$  – jest to masa atomowa określonego izotopu (równa liczbie masowej A) wyrażona w jednostkach masy atomowej unit [u].

#### **Przykładowe zadanie:**

Pewien pierwiastek jest mieszaniną dwóch izotopów, z których jeden o zawartości 54,8% ma 44 neutrony w jądrze, natomiast drugi 46 neutronów . Masa atomowa tego pierwiastka jest równa 79,904u.

a) Oblicz liczbę atomową tego pierwiastka,

b) Ile niesparowanych elektronów zawierają w stanie podstawowym atomy tego pierwiastka ?,

c) Ile elektronów znajduje się na poszczególnych powłokach atomu pierwiastka w stanie podstawowym.

#### **Metoda rozwiązania:**

- skoro jeden izotop ( $x + 44$ ) stanowi 54,8% , to drugi izotop ( $x + 46$ ) stanowi  $100\% - 54,8\% = 45,2\%$ . Natomiast  $x = Z$  (liczbie atomowej).

$$79,904\text{u} = \frac{54,8\% \cdot (x + 44\text{u}) + \dots 45,2\% \cdot (x + 46\text{u})}{100\%}$$

$$7990,4 \text{ u} = 54,8x + 2411,2\text{u} + 45,2x + 2079,2\text{u}$$

$$100 x = 3500\text{u}$$

$x = 35\text{u}$  ( jest jednocześnie liczba protonów, ponieważ masa protonu wynosi 1u.

- a)  $Z = 35$ , jest to brom,  
 b) Brom leży w 4 okresie i 17 grupie, więc na zewnętrznej powłoce (powłoka walencyjna) posiada 7 elektronów (druga cyfra numeru grupy) o konfiguracji  $4s^2 4p^5$ , posiada 1 elektron niesparowany.



- c)  $K^2 L^8 M^{18} N^7$

Zadania do samodzielnego rozwiązania:

1. Wiadomo, że jeden z izotopów miedzi ma w jądrze 34 neutrony a drugi 36, natomiast masa atomowa miedzi wynosi 63,546u. Oblicz zawartość % izotopów miedzi.
2. Gazowy chlor stanowi mieszkankę dwóch trwałych izotopów  $^{35}\text{Cl}$  – 75,53%,  $^{37}\text{Cl}$  – 24,47%. Oblicz jego gęstość w warunkach standardowych (1013hPa i 298K),  $R = 83,1$ .

Podpowiedź: należy zastosować wzór Clapeyrona do obliczenia objętości 1 mola chloru). Mając jego objętość i masę obliczoną z % udziału w/w izotopów zastosować wzór na gęstość ;  $d = m : V$ . (gęstość można wyrazić w  $\text{g/cm}^3$  lub w  $\text{g/dm}^3$ ).

### B. Cząstki elementarne atomu i konfiguracja elektronowa, układ okresowy pierwiastków

- liczba porządkowa pierwiastka w UOP = liczbie protonów = liczba atomowa  $Z$  = liczba elektronów = ładunek jądra,
- liczba masowa  $A$  (jest sumą protonów i neutronów) = liczbie nukleonów,
- numer okres jest jednocześnie liczba powłok elektronowych,
- **dla grup 1, 2** (blok energetyczny **s**) a w przypadku gru **od 13 do 18** (blok energetyczny **p**) druga cyfra numeru grupy (wyjątek hel) jest jednocześnie liczbą elektronów na zewnętrznej powłoce i tym samym liczbie elektronów walencyjnych: grupa 1 ;  $ns^1$ , grupa 2;  $ns^2$ , grupa 13:  $ns^2 np^1$ , grupa 14;  $ns^2 np^2$ , grupa 15;  $ns^2 np^3$ , grupa 16;  $ns^2 np^4$ , grupa 17;  $ns^2 np^5$ , grupa 18;  $ns^2 np^6$ ,
- **grupy od 3 do 12** (blok energetyczny **d**) numer grupy jest jednocześnie liczbą elektronów walencyjnych, które obsadzają orbital s na powłoce zewnętrznej 2 elektrony ( $ns^2$ , wyjątek chromowce i miedziowce  $ns^1$ ) oraz orbital d powłoki przedostatniej (n-1) od n-1  $d^1$  (skandowce) do n-1  $d^{10}$  (cynkowce).
- **reguła HUND`A** – atom w stanie podstawowym ma jak największą liczbę elektronów niesparowanych, elektrony zaczynają obsadzać orbitale atomowe od najniższej energii obsadzając je elektronami pojedynczo o tej samej orientacji spinu a następnie są parowane elektronami o przeciwnej orientacji spinu (o ile są jeszcze elektrony do obsadzenia na określonej podpowłoce).
- **reguła n + 1** , (kolejność zapełniania powłok i podpowłok przez elektrony) elektrony w pierwszej kolejności obsadzają (zapełniają) podpowłokę dla której suma  $n + 1$  jest najmniejsza, jeżeli sumy są identyczne to decyduje niższa wartość n, stąd : 1s; 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d , 5p itd.

- **zakaz Pauliego:** w atomie nie dwóch identycznych stanów kwantowych (elektronów o tej samej energii (kwancie energii), muszą różnić się przynajmniej jedną z czterech liczb kwantowych ( $n, l, m, m_s$ ). przykład:

Konfiguracja  ${}_7\text{N}$ :  $1s^2, 2s^2 2p^3$ .

$1s^2$ ; to  $n = 1, l = 0, m = 0, m_s = -1/2; 1/2$ .

$2s^2$ ; to  $n = 2, l = 0, m = 0, m_s = -1/2; 1/2$ .

$2p^3$ ; to  $n = 2, l = 1, m = -1; 0; 1, m_s = -1/2; -1/2; -1/2$ .

- Kation – jon dodatni ma przewagę protonów nad liczbą elektronów, jego ładunek jest równy liczbie oddanych elektronów,
- Anion - - jon ujemny ma przewagę elektronów na liczbą protonów, jego ładunek jest równy liczbie przyjętych elektronów.

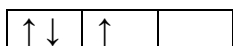
**Zadanie do samodzielnego rozwiązania:**

1. Podaj liczbę cząstek elementarnych w następujących drobinach;

?	${}^2_1\text{D}$	${}^2_1\text{D}^-$	${}^2_1\text{D}^+$	${}^{65}_{30}\text{Zn}^{2+}$	${}^{32}_{16}\text{S}^{2-}$	${}^{18}_8\text{O}^{2+}$	${}^{16}_8\text{O}^{2-}$
protony							
neutrony							
elektrony							

2. W skład rdzenia atomowego pierwiastka wchodzi 35 protonów, 46 neutronów i 28 elektronów. Podaj konfigurację elektronową powłoki walencyjnej tego pierwiastka.
3. Która z przedstawionych konfiguracji elektronowych powłoki walencyjnej atomu fosforu jest zgodna z regułą Hunda?

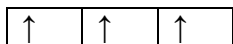
a)



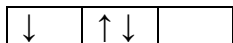
b)



c)

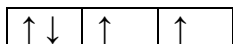


d)

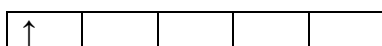
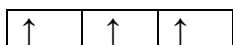


4. Które z poniżej zamieszczonych zapisów przedstawiają stan podstawowy, a które stan wzbudzony atomu siarki?

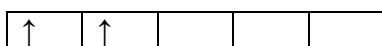
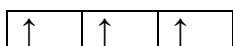
a)



b)



c)



### C. Przemiany jądrowe

#### 1. Charakterystyka przemian jądrowych: promieniowanie : $\alpha$ , $\beta^-$ , $\gamma$ .

- promieniowanie  $\alpha$  (jony helu  ${}^4_2\text{He}^{2+}$ ) w polu elektrostatycznym zostaje odchylone w kierunku bieguna ujemnego, promieniowanie mała przenikliwe, zatrzymuje je kartka papieru,
- promieniowanie  $\beta^-$  (strumień elektronów ( $e^-$ )) w polu elektrostatycznym zostaje odchylone w kierunku bieguna dodatniego, dość przenikliwe, zatrzymuje grubsza warstwa ołowiu lub glinu,
- promieniowanie  $\gamma$  fale elektromagnetyczne o wysokiej energii i przenikliwości, zatrzymują kilkucentymetrowe warstwy ołowiu, w polu elektrostatycznym nie ulega odchyleniu .

#### 2. Przemiany jądrowe:

**2A. naturalne: (przesunięcie w układzie okresowym pierwiastków chemicznych zgodnie z regułą Sodde`go – Fajansa.**

- **przemiana  $\alpha$**  : ulegają jądra atomów bardzo ciężkich o  $A \geq 210$   
 ${}^A_Z\text{X} \rightarrow {}^{A-4}_{Z-2}\text{Y} + {}^4_2\alpha$  (  ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow {}^{234}_{90}\text{Th} + {}^4_2\text{He}$  ); (przesunięcie o 2 miejsca w lewo)
- **przemiana  $\beta^-$** : ulegają jądra atomów, które mają nadmiar neutronów w stosunku do protonów (  ${}^1_0n \rightarrow {}^1_1p + {}^0_{-1}e$  )  
 ${}^A_Z\text{X} \rightarrow {}^{A}_{Z+1}\text{Y} + {}^0_{-1}e$  (  ${}^{60}_{27}\text{Co} \rightarrow {}^{60}_{28}\text{Ni} + {}^0_{-1}e$  ); (przesunięcie i jedno miejsce w lewo)
- **przemiana  $\beta^+$** : ulegają jądra atomów, które mają nadmiar protonów w stosunku do neuronów (  ${}^1_1p \rightarrow {}^1_0n + {}^0_{+1}e$  )  
 ${}^A_Z\text{X} \rightarrow {}^{A}_{Z-1}\text{Y} + {}^0_{+1}e$  (  ${}^{22}_{11}\text{Na} \rightarrow {}^{22}_{10}\text{Ne} + {}^0_{+1}e$  ); (przesunięcie o jedno miejsce w lewo)

- **wychwyty K** (wychwyty elektronu przez proton) ( $(^1_1p + ^0_{-1}e \rightarrow ^1_0n)$   
 $^A_ZX \rightarrow ^{A-1}_{Z-1}Y + ^0_{-1}e$  ( $^7_4Be + ^0_{-1}e \rightarrow ^7_3Li$ ); (przesunięcie o jedno miejsce w lewo).

## 2B. Przemiany sztuczne:

- **bombardowanie protonami:**  $^6_3Li + ^1_1p \rightarrow ^3_2He + ^4_2He$
- **bombardowanie neutronami:**  $^{35}_{17}Cl + ^1_0n \rightarrow ^{35}_{16}S + ^1_1p$  (wybicie protonu przez neutron).
- **rozszczepienie jąder; zderzenie jądra z cząstką wywołuje rozpad jądra ciężkiego na dwa nowe jądra z równoczesnym uwolnieniem cząstek elementarnych:**  
 $^{235}_{92}U + ^1_0n \rightarrow ^{140}_{54}Xe + ^{93}_{36}Kr + 3^1_0n$ ;
- **synteza jąder: w wyniku zderzenia jąder lekkich powstają jądra cięższe i uwalnia się energia:**  $^7_3Li + ^1_1H \rightarrow ^8_4He + \text{energia}$ .

## Przykładowe zadanie:

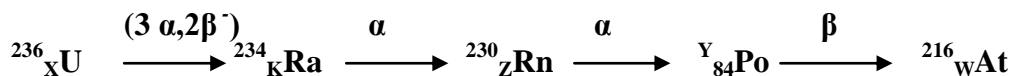
1. Jądro atomu pierwiastka X po 4 rozpadach  $\alpha$  i 3 rozpadach  $\beta^-$  staje się jądrem pierwiastka Y. Określ liczbę masową (A) i liczbę atomową Z pierwiastka Y.

Rozwiązanie:  $Z_Y = Z_X - 4 \times 2 + 3 \times 1 = Z_X - 5$ .

$$A_Y = A_X - 4 \times 4 = A_X - 16.$$

## Zadania do samodzielnego rozwiązania:

1. Pierwiastek promieniotwórczy  $^A_ZX$  ulega dwukrotnie przemianie  $\alpha$ , trzykrotnie przemianie  $\beta^-$  i raz przemianie,  $\beta^+$ . Jaką liczbę atomową Z i masową A będzie miał produkt końcowy tych przemian.
2. Wskaż w układzie okresowym położenie (grupę i okres) pierwiastka otrzymanego z radu w wyniku emisji dwóch cząsteczek  $\alpha$  i dwóch cząsteczek  $\beta^-$ .
3. W wyniku przemian promieniotwórczych jąder:  $^{226}_{88}Ra$  przekształciło się w  $^{218}_{85}At$ ,  $^{208}_{82}Pb$  przekształciło się w  $^{200}_{80}Hg$ ,  $^{238}_{92}U$  przekształciło się w  $^{230}_{90}Th$ . Oblicz, ile cząsteczek  $\alpha$  i  $\beta^-$  zostało wypromieniowanych w każdej z tych przemian.
4. W podanym schemacie przemian, brakujące liczby oznakowane literami: X, K, Y, Z, W. Przypisz tym oznaczeniom określone wartości:



## 3. Okres półtrwania połowicznego rozpadu ( $t_{1/2}$ )

**Czas, po którym połowa masy izotopu ulega rozpadowi (jego promieniotwórczość zmaleje o połowę).**

### Zadanie przykładowe:

1. Okres połowicznego rozpadu radioaktywnego radu wynosi ok. 70 dni. W wyniku awarii elektrowni jądrowej w Czernobylu w dniu 26 kwietnia 1986r na teren województwa zielonogórskiego opadło 320g radioaktywnego jodu. Oblicz ile gramów radioaktywnego izotopu jodu było ok. 26 listopada tego roku.  
Rozwiązanie: od 26 kwietnia do 26 listopada upłynęło 7 miesięcy, tj  $t = 210$  dni.  
 $t : t_{1/2} = 210 \text{ dni} : 70 \text{ dni} = 3$   
 $m_k = m_o \times (1/2)^3 = 320g \times (1/2)^3 = 320g \times 1/8 = 40g$ .

### **Zadania do samodzielnego rozwiązania.**

1. Podczas badania eksponatu archeologicznego wykonanego z drewna stwierdzono, że intensywność rozpadu promieniotwórczego izotopu  $^{14}\text{C}$  jest 4-krotnie mniejsza niż w świeżo ściętym drzewie. Przyjmując  $t_{1/2}$  tego izotopu węgla wynosi 5730 lat, oblicz wiek eksponatu.
2. Okres połowicznego rozpadu  $^{234}\text{Th}$  wynosi 14,3dnia. Jeżeli założymy, że na określonym obszarze na dzień dzisiejszy znajduje się 10g tego izotopu, to ile pozostanie po 71,5 dniach.

### **D. Promień atomowy i promień jonowy.**

#### **1. Promień atomowy**

- **w okresie** (z wyjątkiem okresu pierwszego) maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej  $Z$ , ponieważ efekt przygania elektronów jest silniejszy wraz ze wzrostem ładunku dodatniego jądra atomowego niż przyrost liczby elektronów w atomie, największe promienie atomowe mają litowce a najmniejsze fluorowce (halogeny)

- **w grupie** promień atomowy rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej  $Z$ , ponieważ kolejne elektrony obsadzają coraz odleglejsze powłoki elektronowe, a tym samym wzrost ładunku nie jest w stanie przyciągać wzrastającej liczby elektronów o coraz wyższej energii kwantowej.

#### **2. Promień jonowy**

- **kationu**; silnie maleje, ponieważ ładunek jądra przyciąga mniejszą liczbę elektronów, im większy ładunek kationu tym mniejszy promień kationu,

- **anionu**; silnie wzrasta, ponieważ efektywny ładunek jądra maleje w związku z przyrostem liczby elektronów i efekt przyciągania jest coraz słabszy, im większy ładunek anionu tym większy promień anionu.

### **Zadanie do samodzielnego rozwiązania:**

1. Na podstawie położenia pierwiastka można wnioskować, że:  
I. Największy promień jonowy ma: a)  $\text{Ca}^{2+}$ , b)  $\text{K}^+$ , c)  $\text{F}^-$ , d)  $\text{Cl}^-$ ,  
II. Najmniejszy promień jonowy ma: a)  $\text{I}^-$ , b)  $\text{Cs}^+$ ,  $\text{Ba}^{2+}$ , d)  $\text{Te}^{2-}$ .
2. Pierwiastek należący do 15 grupy uop tworzy tlenek  $\text{XO}_2$ . Tlenek ten w reakcji z wodą ulega dysproporcjonowaniu (jest jednocześnie utleniaczem i reduktorem). Tlenek ten powstaje w wyniku stężonego roztworu kwasu tego pierwiastka na najwyższym stopniu utlenienia z metaliczną miedzią. Podaj jego położenie w uop, podaj wzory; tlenku, kwasu, soli w którym jest on na najwyższym stopniu utlenienia oraz związku, w którym jest na swoim najniższym stopniu utlenienia.

### **E. Wiązania chemiczne**

#### **Elektroujemność pierwiastków:**

Elektroujemność jest miarą zdolności przyciągania elektronów przez jądra danego atomu, im większa elektroujemność tym większa zdolność (pierwiastek jest z reguły elektronoakceptorem (elektronobiorcą), im niższa elektroujemność tym łatwiej pierwiastek

oddaje elektrony, jest elektronodonorem (elektrono dawca). Wszystkie metale są elektronodonorami.

Wszystkie pierwiastki z wyjątkiem helowców mają przypisaną elektroujemność w skali Paulinga od 0,7 (Frans) do 4,0 (Fluor).

Największą elektroujemność posiadają pierwiastki lewego dolnego rogu uop, największą prawego górnego rogu uop. W grupach elektroujemność maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej Z, w okresach wzrasta wraz ze wzrostem liczby atomowej Z.

W aspekcie elektroujemności i różnicy elektroujemności łączących się atomów pierwiastków wiązania umownie (nie jest jedyne kryterium, ponieważ z reguły w heterocząsteczkach nie występuje jeden typ wiązania-wiązania czyste-, umownie przyjmuje się, że jeżeli przynajmniej 51% wiązań w danej cząsteczce dominuje, to przypisuje się ten typ wiązania) można podzielić:

- *atomowe (kowalencyjne)*  $\Delta E < 0,4$

- *kowalencyjne spolaryzowane*  $0,4 \leq \Delta E \leq 1,7$

- *jonowe*  $\Delta E \geq 1,7$ .

**Pozostałe typy wiązań:**

-**Koordynacyjne** (donorowo-akceptorowe)

-**Wodorowe** (szczególny przypadek wiązania koordynacyjnego w którym akceptorem pary elektronowej jest atom wodoru w cząsteczce związku chemicznego, jeżeli atom wodoru w tej cząsteczce połączony jest z atomem centralnym wiązaniem kowalencyjnym spolaryzowanym – posiada cząstkowy ładunek dodatni).

**Zadanie do rozwiązania:** Wiązanie wodorowe (szczególny przypadek wiązania koordynacyjnego) jest to oddziaływanie między atomami wodoru jednej cząsteczki a atomami silnie elektroujemnymi (mającymi wolne pary elektronowe na powłoce walencyjnej) z O, N, F z drugiej cząsteczki lub w ramach jednej cząsteczki.

- Podaj przykłady substancji, w których występują wiązania wodorowe,
- Przedstaw wzór strukturalny dimeru kwasu etanowego (octowego),
- Wyjaśnij, dlaczego różnica między  $T_w$   $\text{NH}_3$  ( $-33^\circ\text{C}$ ) i  $\text{H}_2\text{O}$  ( $100^\circ\text{C}$ ) jest tak duża, mimo że masy cząsteczkowe tych związków są porównywalne.
- d)

- **Metaliczne,**

- **Oddziaływanie Van der Waals'a.**

W rozpatrywaniu powstawania wiązań chemicznych należy uwzględnić następujące procesy, które opisuje funkcja falowa ( $\psi$  – czyli jest to opis matematyczny), który potwierdza badania doświadczalne energii i długości wiązań.

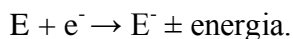
- **jonizacja i energia jonizacji,**
- **stan wzbudzony atomu,**
- **hybrydyzacja orbitali atomowych,**
- elektronowa teoria wiązań chemicznych Lewisa – Kossela (**reguła dubletu i oktetu elektronowego**).

#### **F. Jonizacja (proces odrywania i przyłączania elektronów w procesie powstawania jonów).**

- oderwanie elektronu lub elektronów od atomu wymaga nakładu energii, co można zapisać:  
 $E + \text{energia} \rightarrow E^+ + e^-$ , ( $\text{Na} + \text{energia} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$ )

Energia jonizacji jest wielkością wyznaczaną doświadczalnie, w zależności od tego, który z kolei elektron jest odrywany wyróżnia się odpowiednią pierwszą, drugą, trzecią energię jonizacji, z tym każdy następny etap jonizacji wymaga większego nakładu energii, czyli:  
 $E_1 < E_2 < E_3$ .

- wielkość energii jonizacji pierwiastków grupy 1 i 2 oraz 13 – 18, zmienia się okresowo, w **okresie rośnie** wraz ze **wzrostem liczby atomowej Z**, czyli **rośnie wraz spadkiem promienia atomowego**, w **grupach maleje** wraz ze **wzrostem liczby atomowej Z** pierwiastka (czyli im większy promień atomowy, tym mniejsza energia jonizacji).
- im **więcej elektronów na powłoce walencyjnej**, tym **większa energia jonizacji**.
- procesowi przyłączenia elektronu (przejście w anion) może towarzyszyć wymiana energii z otoczeniem (pobranie lub oddanie), co można zapisać:



Efekt energetyczny (energia przekazana lub pobrana w procesie przyłączenia elektronu, elektronów) określa się **energią powinowactwa elektronowego**.

#### **G. Hybrydyzacja orbitali atomowych i promocja elektronu**

- **promocja elektronu** (rozparowanie elektronów) i przejście elektronu na wyższy poziom energetyczny (wzbudzenie, stany wzbudzone).
- przykłady: stan podstawowy elektronów powłoki walencyjnej atomu **a) węgla**:  $2s^2 2p^2$  (dwa elektrony niesparowane, może utworzyć 2 wiązania), stan wzbudzony:  $2s^1 2p^3$  (4 elektrony niesparowane, może utworzyć 4 wiązania), **b) berylu**:  $2s^2$ , (zero elektronów niesparowanych, nie może utworzyć wiązania), stan wzbudzony  $2s^1 2p^1$  (może utworzyć dwa wiązania).
- różne orbitale tworzą wiązania różnocyenne (o innej energii i długości oraz trwałości), dane doświadczalne wskazują, że bardzo często w cząsteczkach występują (pomimo powyższych różnych orbitali atomowych) powstają wiązania równocyenne, sprzeczność tę wyjaśnia hybrydyzacja orbitali atomowych.



- **hybrydyzacja** – operacja matematyczna na funkcji falowej  $\psi$ , a nie proces realny (czyli jest to pewien postulat, który wyjaśnia dane doświadczalne).

- hybrydyzacja polega na wymieszaniu różnocyfrowych orbitali atomowych jednego atomu i utworzeniu orbitali hybrydyzowanych o uśrednionej energii, z tym że liczba zhybrydyzowanych orbitali jest równa liczbie orbitali biorących w hybrydyzacji.

- **hybrydyzacji  $sp$  (diagonalna)**: jeden elektron z orbitalu  $s$  i jeden elektron  $p$ , tworzą 2 orbitale atomowe pośrednie typu  $sp$ , leżące na jednej osi (maksymalnie oddalone), kąt między orbitalami  $180^\circ$ , (symetria osiowa). ; przykład atom berylu, węgla, takie orbitale mogą nałożyć się czołowo z orbitalami  $s$  lub innych atomów tworząc wiązania sigma (np. atom berylu w  $BeH_2$ , atom węgla w alkinach)

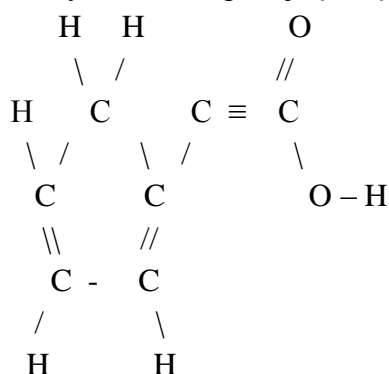
- **hybrydyzacja  $sp^2$  (trygonalna)**:  $1e^-$  z orbitalu  $s$  i  $2e^-$  z orbitali  $p$  tworzą 3 orbitale atomowe hybrydyzowane typu  $sp^2$  leżące w jednej płaszczyźnie, kąty między hybrydyzowanymi orbitalami wynoszą  $120^\circ$ , orbitale te mogą utworzyć wiązania sigma ( przykład atom bor w cząsteczkach  $BH_3$ ,  $BF_3$  lub atomu węgla w alkenach).

- **hybrydyzacja  $sp^3$  (tetraedryczna)**;  $1e^-$  z orbitalu  $s$  i  $3e^-$  z orbitali  $p$  tworzą 4 orbitale atomowe hybrydyzowane  $sp^3$  ułożone względem siebie pod kątem  $109^\circ28'$ , które mogą utworzyć 4 równocenne wiązania sigma (przykład: atom węgla w alkanach, alkenach i alkinach na których występują wyłącznie wiązania pojedyncze, atom N w cząsteczce  $NH_3$ , atom tlenu w cząsteczce  $H_2O$ ,  $O_2$ , ( stąd cząsteczka tlenu jest paramagnetyczna).

**Uwaga:** w przypadku atomu N jeden z 4 orbitali zhybrydyzowanych a w przypadku tlenu 2 orbitale z 4 zhybrydyzowanych są obsadzone elektronami sparowanymi. Hybrydy te decydują o kształcie przestrzennym cząsteczek: **amoniak** – piramida o podstawie trójkąta, kąt między wiązaniami  $107^\circ$ , jeżeli przyjąć parę niewiążącą na orbitalu hybrydyzowanym jako 4 narożnik czworoboku to jest tetraedrem, tak jak metan, **woda** – kątowna, kąt między wiązaniami  $104^\circ5'$ , **siarkowodor** – kątowna – ok.  $106^\circ$ .

**Zadania do samodzielnego rozwiązania:**

1. Określi hybrydyzację atomów Be, B, O, C w cząsteczkach  $BeH_2$ ,  $BF_3$ ,  $CH_4$ ,  $H_2O$ , w której z podanych cząsteczek między wiązaniami jest najmniejszy, a w której największy?
2. Określ liczbę atomów węgla o hybrydyzacji  $sp$ ,  $sp^2$ ,  $sp^3$  w cząsteczce związku o poniższym wzorze, podaj łączną liczbę wiązań sigma i łączną liczbę wiązań pi.



3. Podaj numery lokautów atomów węgla w cząsteczce but-2-enu, które leżą w jednej płaszczyźnie.
4. Podaj przykłady związków w których atom chloru tworzy wiązania:
  - a) jonowe, b) kowalencyjne, c) koordynacyjne, d) kowalencyjne spolaryzowane.

Wyjaśnij zmianę charakteru wiązań i właściwości fizycznych połączeń z chlorem trzeciego okresu uop: a) NaCl, b) MgCl<sub>2</sub>, c) AlCl<sub>3</sub>, d) SiCl<sub>4</sub>, PCl<sub>5</sub>, SCl<sub>6</sub>, Cl<sub>2</sub>.

## H. Moment dipolowy, wiązanie wodorowe

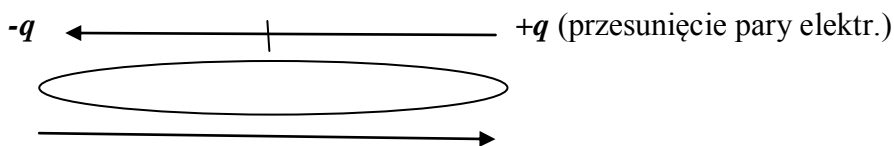
### 1. Dipol elektryczny

- układ dwóch punktowych, równych co do wartości bezwzględnej ładunków elektrycznych o przeciwnych znakach ( $+q$ ,  $-q$ ) znajdujących w odległości  $l$  od siebie . Odległość  $l$  to długość wiązania. (Definicja obejmuje cząsteczki dwu i wieloatomowe : HCl, H<sub>2</sub>O, H<sub>2</sub>S, NH<sub>3</sub>, PH<sub>3</sub>, które traktuje się jako cząsteczki liniowe (biegunem ujemnym jest odpowiedni O, S, N, P a biegunem dodatnim atomy wodoru).

### 2. Moment dipolowy

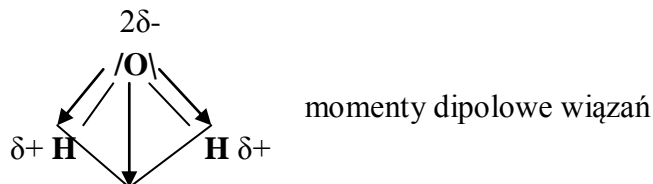
- jest to zdolność dipola do orientowania się w polu elektrycznym , czyli jest to wektor o kierunku zgodnym z osią wiązania i zwrocie (umownie przyjętym) od ładunku ujemnego do ładunku dodatniego (czyli odwrotnie do przesunięcia pary elektronowej wiążącej) i wartości :  $\mu = q \cdot l$

Jednostką jest C · m (kulombometr) lub debaj (D)  $1 \text{ D} = 3,33 \times 10^{-30} \text{ Cm}$



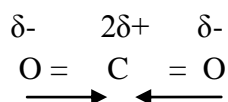
Kierunek wektora momentu dipolowego (moment dipolowy  $\mu = q \cdot l$ )

- ładunek  $q$  zależy od polarności wiązania łączącego atomy pierwiastków w cząsteczce, im silniej spolaryzowane wiązanie (większa różnica elektroujemności) tym ładunek jednostkowy  $q$  większy.
- dla cząsteczek trzy i więcej atomowych jest sumą wektorową momentów dipolowych poszczególnych wiązań.



Suma wektorowa (moment dipolowy cząsteczki)

- w niektórych cząsteczkach pomimo występowania wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych, cząsteczki nie są polarne i nie mają momentu dipolowego, ponieważ momenty dipolowe wiązań „znoszą się” – kompensują się, ich sumy wektorowe zerują się (przykłady CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, SiH<sub>4</sub>).



**Uwaga;** występują pewne przypadki, gdy wg różnicy elektroujemności można stwierdzić, że wiązania ma charakter kowalencyjny, np. w cząsteczce  $\text{PH}_3$   $\Delta E = 0$ , mimo to ta cząsteczka ma mement dipolowy, ponieważ wiązania powstały między atomami o różnym promieniu atomowym.

**Zadania do samodzielnego rozwiązania:**

1. Z poniższych cząsteczek wybierz te, które mają moment dipolowy równy zero: wodór, tlenek węgla(IV), tlenek siarki(IV), jod, fluorek boru, tlenek siarki(VI), tlenek węgla(II), metan, chlorometan.
2. W których parach cząsteczek związków występują różnice między ich mementami dipolowymi ( $\mu = 0$ ,  $\mu > 0$ )?
  - a) 1,4-dichlorobenzen; 1,2-dichlorobenzen,
  - b)  $\text{CO}_2$ ;  $\text{SO}_2$ ,
  - c)  $\text{BH}_3$ ;  $\text{NH}_3$ ,
  - d)  $\text{SO}_2$ ;  $\text{SO}_3$ .
3. Spośród poniższych cząsteczek związków wybierz te, których cząsteczki mają moment dipolowy równy zero:  $\text{CO}_2$ ;  $\text{CH}_4$ ;  $\text{NH}_3$ ;  $\text{CCl}_4$ ;  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ ; benzen; 1,4-dichlorobenzen; 1,4-dimetylobenzen.