

SPIS TREŚCI

- MODELE BUDOWY ATOMU
- SKŁADNIKI ATOMU
- Oznaczanie atomu pierwiastka
- PROMIENIOTWÓRCZOŚĆ I REAKCJE JĄDROWE
- Emisja cząstek α
- Przemiana β^-
- Przemiana β^+
- Wychwyt elektronu
- Promieniowanie γ
- KONFIGURACJE ELEKTRONOWE PIERWIASTKÓW
- PRÓBY KLASYFIKACJI PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH
- BUDOWA UKŁADU OKRESOWEGO PIERWIASTKÓW POŁOŻENIE PIERWIASTKA W UKŁADZIE OKRESOWYM A JEGO WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNE
- Przykłady określania właściwości pierwiastków z jego położenia w układzie okresowym
- WIAZANIA CHEMICZNE

- Reguła oktetu
- Wiązanie jonowe
- Wiązanie kowalencyjne (atomowe)
- Wiązanie kowalencyjne polarne (atomowe częściowo spolaryzowane)
- Wiązanie koordynacyjne
- Wiązanie metaliczne

- BUDOWA ATOMU A MECHANIKA KWANTOWA

- Zasada nieoznaczoności Heisenberga
- Liczby kwantowe i ich dopuszczalne wartości
- Zakaz Pauliego

- KONFIGURACJE ELEKTRONOWE A PODPOWŁOKI

- Reguła Hunda

- KONFIGURACJE ELEKTRONOWE A UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW

- OBSZARY ORBITALNE

- ORBITALE MOLEKULARNE

- METODA VSEPR

- Etapy określenia budowy cząsteczek

- TEORIA HYBRYDYZACJI

MODELE BUDOWY ATOMU

Planetarny model budowy atomu Ernesta Rutherforda; założenia:

- atom składa się z centralnie położonego, dodatnio naładowanego jądra i krążących wokół niego po odpowiednich torach kołowych lub eliptycznych ujemnie naładowanych elektronów;
- prawie cała masa atomu skupiona jest w jądrze, którego rozmiary są znacznie mniejsze od rozmiarów całego atomu;

Model ten nie tłumaczył nieciągłego widma, jakie emitują poszczególne wzbudzone pierwiastki.

W roku 1913 fizyk duński Niels Bohr przedstawił model atomu:

- w skład atomu wchodzi dodatnio naładowane jądro;
- elektrony otaczające jądro mogą poruszać się tylko po określonych torach kołowych; tory te, różniące się energią nazywamy powłokami;
- elektron pochłania lub emituje energię przy przejściu z jednego toru na inny; przechodząc z toru o większej energii na tor o mniejszej energii (bliższy jądra) elektron emituje energię; po otrzymaniu energii przechodzi z toru o mniejszej energii na tor o większej energii (dalej od jądra);
- pochłanianie i emisja energii nie odbywają się sposób ciągły, lecz w postaci kwantów energii $h\nu$, energia jest więc skwantowana: $h = 6,625 \cdot 10^{-34}$ - stała Plancka, ν - częstotliwość absorbowanego lub emitowanego promieniowania;
- elektron nie może znaleźć się w przestrzeni między powłokami elektronowymi;
- stan, w którym elektron ma najniższą energię nazywamy stanem

Model Bohra poprawnie wyjaśnił nieciągłą emisję promieniowania pierwiastków, poprawnie

opisał zachowanie atomów wodoru i jonów wodoropodobnych, lecz nie stosował się do atomów innych pierwiastków.

SKŁADNIKI ATOMU

Elektrony, protony i neutrony to cząstki elementarne - składniki atomów. W skład jąder wchodzi neutrony i protony; tylko najprostsze jądra atomów wodoru składają się z jednego protonu (słuszne dla najprostszego izotopu wodoru).

cząstka el.	symbol		masa	ładunek
elektron	e	-	0,00055 u	-1
proton	p	+	1,00727 u	+
neutron	n	0	1,00868 u	0

gdzie: u - jednostka atomowa, ładunek elementarny e ma wartość $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Liczbą atomową (Z) nazywamy liczbę protonów wchodzących w skład jądra atomowego. Atomy są elektrycznie obojętne, a więc liczba atomowa jest również równa liczbie elektronów.

Liczbą masową (A) nazywamy liczbę neutronów i protonów (nukleonów, ponieważ protony i neutrony są nazywane nukleonami) w jądrze atomu danego pierwiastka.

Pierwiastek jest zbiorem atomów o tej samej liczbie atomowej.

Izotopami nazywamy odmiany tego samego pierwiastka o różnej liczbie masowej (liczbie nukleonów). Atomy izotopów tego samego pierwiastka różnią się więc ilością neutronów, lecz liczba protonów pozostaje taka sama.

Masa atomowa pierwiastka jest średnią wynikającą z procentowej zawartości izotopów.

Masę atomową można wyrazić za pomocą procentowych udziałów poszczególnych izotopów:

$$m_{\text{at}} = \frac{p_1\% A_1 + p_2\% A_2 + \dots + p_n\% A_n}{100\%}$$

gdzie:

$p_1\%$..., $p_n\%$ - udziały procentowe poszczególnych izotopów.

A_1 , ..., A_n - liczby masowe

Oznaczanie atomu pierwiastka

${}_Z^AX$

A - liczba masowa,

Z - liczba atomowa,

X - symbol pierwiastka.

Atomy izotopów tego samego pierwiastka oznaczane są tym samym symbolem, np.:

${}^{35}_{17}\text{Cl}$ ${}^{37}_{17}\text{Cl}$

lub:

${}^3\text{He}$ ${}^4\text{He}$

Wyjątkiem są izotopy wodoru, dla których czasami stosowane są różne symbole:

^1H ^2D ^3T

gdzie:

D - deuter,

T - tryt.

Symbol wody ciężkiej - D_2O (ma ona zastosowanie jako moderator w reaktorach atomowych).

PROMIENIOTWÓRCZOŚĆ I REAKCJE JĄDROWE

Nietrwałe (promieniotwórcze) jądra atomowe ulegają przemianom, którym towarzyszy emisja promieniowania α , β lub γ .

Emisja cząstek α

Cząstki to jądra atomów helu i liczbie masowej 4, czyli cząstki zbudowane z dwóch protonów i dwóch neutronów, zatem emisja cząstek α powoduje powstanie jądra atomu z mniejszą ilością protonów i neutronów:



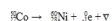
Przemiana β^-

Nadmiar neutronów w jądrze ulega przemianie w protony:



Neutron przekształca się w proton, elektron i antyneutrino (cząsteczka elementarna o zerowym ładunku i zerowej masie), górne indeksy przy neutronie i protonie odnoszą się do masy, dolne

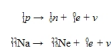
do ładunku:



W tej przemianie liczba masowa pozostaje ta sama, zwiększa się natomiast liczb atomowa.

Przemiana β^+

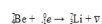
Protony przekształcają się w neutrony oraz dodatnie elektrony (pozytrony) i neutrino (antycząstka antyneutrino również ma zerową masę i ładunek):



czyli w przemianie liczba masowa pozostaje ta sama, zmniejsza się liczba atomowa.

Wchwytywanie elektronu

Z powłoki elektronowej następuje wychwyt elektronu, co prowadzi do zmniejszenia protonów i zwiększenia liczby neutronów:



czyli w przemianie liczba masowa pozostaje ta sama, zmniejsza się liczba atomowa.

Promieniowanie γ występuje wtedy, gdy jądra znajdujące się w stanie wzbudzonym przechodzą do stanu podstawowego, czyli stanu o minimalnej energii.

KONFIGURACJE ELEKTRONOWE PIERWIASTKÓW

Licząc od jądra, powłoki elektronowe oznaczono literami: K, L, M, N, O, P, Q. Na kolejnych powłokach może znaleźć się maksymalnie tylko określona liczba atomów - $2n^2$, gdzie n - numer powłoki (licząc od jądra). I tak na powłoce K mogą znaleźć się 2 elektrony, na L - 8 elektronów, na M - 18 elektronów itd.

Przykładowe konfiguracje

- H - K^1 ,
- He - K^2 ,
- N - K^2L^5 ,
- Na - $K^2L^8M^1$,

gdzie indeksy górne odpowiadają elektronów na danej powłoce.

Konfiguracja wapnia (Ca) o liczbie atomowej 20 - $K^2L^8M^8N^2$ pokazuje, że nie musi być całkowicie zapełniona powłoka bliżej jądra, o niższym numerze (w przypadku wapnia powłoka M), aby na powłoce o wyższym numerze (dalej od jądra) znalazły się elektrony. Tego typu przypadki można wyjaśnić po wprowadzeniu pojęcia podpowłoki elektronowej.

PRÓBY KLASYFIKACJI PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH

Pierwsze próby klasyfikacji pierwiastków podjęto w XIX wieku. J.W. Döbereiner (1829 r.) łączył pierwiastki o podobnych właściwościach chemicznych w trójki, tak zwane triady. Jeśli triady szeregowano według wzrastającej masy atomowej, to w każdej triadzie masa atomowa pierwiastka środkowego była równa średniej arytmetycznej mas atomowych pierwiastków skrajnych. Döbereiner odkrył istnienie następujących triad:

- Ca - Sr - Ba;
- Li - Na - K;
- S - Se - Te;
- Cl - Br - I.

Angielski uczony J.A. Newlands (1864 r.) odkrył, że jeśli pierwiastki zostaną uszeregowane według wzrastających mas atomowych, to ich właściwości chemiczne powtarzają się w co ósmym pierwiastku. Prawidłowość tę nazwał prawem oktaf. Newlands wykrył istnienie trzeb oktaf:

- H - Li - Be - B - C - N - O;
- F - Na - Mg - Al - Si - P - S;
- Cl - K - Ca - Cr - Ti - Mn - Fe;

W tej tablicy nie zawsze pierwiastki w kolumnie mają podobne właściwości i dlatego klasyfikacja ta została odrzucona przez ówczesnych chemików.

L. Meyer (1869 r.) zestawiał tablicę pierwiastków wykazującą wiele podobieństw do tablicy Mendelejewa, jednak jego rozważania nie prowadziły do tak ogólnych wniosków odnośnie powiązań między pierwiastkami, jak badania Mendelejewa.

D.I. Mendelejew (1869 r.) opracował niezależnie od Meyera układ okresowy pierwiastków. Ponadto zdołał on przewidzieć istnienie oraz właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastków jeszcze nie odkrytych.

Mendelejew sformułował prawo okresowości, według którego: właściwości pierwiastków są okresową *funkcją ich mas atomowych.*

Prawu okresowości podlegają nie tylko właściwości chemiczne, ale i fizyczne pierwiastków, np. ich gęstość, temperatura topnienia, twardość, objętość molowa, przewodnictwo elektryczne i cieplne.

BUDOWA UKŁADU OKRESOWEGO PIERWIASTKÓW

Układ okresowy to tablica składająca się z poziomych okresów i pionowych grup. Grupy dzielą się na główne i poboczne (nazywane też podgrupami). Grupy numeruje się liczbami rzymskimi dodając literę A w przypadku grup głównych, a B w przypadku grup pobocznych.

Nazwy grup głównych i pobocznych wywodzą się od nazwy pierwszego pierwiastka w grupie (wyjątkiem jest pierwsza grupa układu, gdzie pominięty został jako pierwszy pierwiastek wodór, stąd nazwa tej grupy litowce, od drugiego pierwiastka w grupie - litu). Wyróżnia się osiem grup głównych IA - litowce, IIA - berylówce, IIIA - borowce itd. oraz osiem grup pobocznych: IIB - miedziowce, IIB - cynkowce itd. Pierwiastki znajdujące się w tej samej grupie charakteryzują się podobnymi właściwościami chemicznymi (nie dotyczy to jednak pierwiastków o tym samym numerze grupy, lecz innym oznaczeniu literowym A lub B).

Obecnie istnieje siedem okresów. W pierwszym znajdują się dwa pierwiastki: wodór i hel. W drugim osiem, poczynając od litu a kończąc na neonie, w trzecim okresie również osiem - od sodu do argonu, w czwartym i piątym okresie znajduje się już po osiemnaście pierwiastków, w szóstym - 32 pierwiastki. W układzie umieszczono ponadto (u dołu tablicy) dwa szeregi pierwiastków: lantanowce i aktynowce.

Początkowo rozpowszechniona była tzw. forma krótka układu okresowego pierwiastków, w której grupy główne i poboczne umieszczone są obok siebie. Wadą takiego podejścia jest

sąsiedztwo pierwiastków grup głównych i pobocznych; przykładowo aktywnie chemiczne litowce oraz nieaktywne miedziowce umieszczone są obok siebie. Istnieje jednak pewne podobieństwo między wartościowością pierwiastków grup głównych i odpowiednich pierwiastków podgrup oraz między budową odpowiednich związków chemicznych.

Obecnie rozpowszechniona jest długa forma układu okresowego, opracowana przez Alfreda Wernera. Wersja ta powstała już po poznaniu złożonej budowy atomu i lepiej opisuje budowę atomów poszczególnych pierwiastków. W wersji tej grupy główne i poboczne zostały umieszczone w oddzielnych kolumnach. Poczynając od lewej strony układu okresowego umieszczono w nim: 2 grupy główne: litowce i berylownce, następnie 10 grup pobocznych: skandowce i tytanowce aż do miedziowców i cynkowców, następnie znowu 6 grup głównych: borowce, węglowce, azotowe, tlenowce, fluorowce i helowce.

Po poznaniu budowy atomów okazało się, że prawo okresowości związane jest, obok masy atomowej, przede wszystkim z liczbą porządkową pierwiastków. Liczba porządkowa odpowiada bowiem liczbie atomowej, czyli ilości elektronów i protonów w atomach (masa atomowa jest natomiast średnią arytmetyczną liczb masowych izotopów danego pierwiastka). Właściwości chemiczne pierwiastków zależą od budowy ich atomów, a liczba porządkowa odpowiada pewnym cechom ich budowy. W miarę wzrostu liczby porządkowej, a wzrost następuje okresami od strony lewej do prawej, wzrasta złożoność atomów danego pierwiastka i zmieniają się jego właściwości chemiczne.

W czasach, kiedy Mendelejew budował swój układ okresowy znano około 60 pierwiastków chemicznych, obecnie znanych ich jest 118 (pierwiastki od 113 do 118 nie mają jeszcze ustalonych nazw, zostały otrzymane w Niemczech). Pierwiastki o liczbach porządkowych większych od 92 (liczbie atomowej 92 odpowiada uran) nie istnieją w przyrodzie i zostały otrzymane sztucznie. Ponadto cztery inne pierwiastki o mniejszych liczbach porządkowych również nie występują w przyrodzie (są nietrwałe); są to: technet, promet, frans i polon.

POŁOŻENIE PIERWIASTKA W UKŁADZIE OKRESOWYM A JEGO WŁAŚCIWOŚCI CHEMICZNE

Po prawej stronie układu okresowego, w górnej części położone są pierwiastki o właściwościach niemetalicznych, po lewej stronie układu - pierwiastki o właściwościach metalicznych. Między nimi znajdują się pierwiastki wykazujące właściwości częściowo metali, częściowo niemetalu (tak zwane półmetale).

Dwie pierwsze grupy główne to typowe, aktywne chemicznie metale (litowce są bardziej aktywne od berylowców). Wszystkie pierwiastki grup pobocznych są metalami (wśród nich znajdują się metale szlachetne: ruten, rod, pallad, srebro, ren, osm, iryd i złoto). Miedź zalicza się do metali półszlachetnych pierwiastki grup pobocznych nazywane są przejściowymi, gdyż stanowią przejście między pierwiastkami grup głównych (w wersji długiej układu okresowego). Grupa VIIIA to niemetale, gazy szlachetne (He, Ne, Ar itd.), nieaktywne chemicznie, nie występują tak jak inne gazy w postaci cząsteczkowej (np. tlen - O₂), lecz są jednoatomowe. Grupa VIIA to typowe niemetale, w grupach IIIA - VIA tylko część pierwiastków jest niemetalami.

Dwa wyodrębnione szeregi aktynowców i lantanowców to metale.

O obrębie grupy, w miarę wzrostu liczby atomowej (czyli przesuwając się z góry w dół) rosną właściwości metaliczne pierwiastków, a maleją właściwości niemetaliczne.

Numer grupy odpowiada liczbie elektronów walencyjnych atomów pierwiastków znajdujących się w grupie, a więc maksymalnej wartościowości pierwiastków.

Tylko elektrony walencyjne mogą uczestniczyć w połączeniach między atomami i dlatego reakcje chemiczne w zasadzie ograniczają się do przemian związanych z elektronami walencyjnymi.

W obrębie okresu, w miarę wzrostu liczby atomowej (czyli przesuwając się z lewej strony układu okresowego w prawą) maleją właściwości metaliczne pierwiastków, rosną zaś właściwości niemetaliczne.

Numer okresu odpowiada liczbie powłok elektronowych atomów pierwiastków danego okresu.

Wartościowości pierwiastka można odczytać z jego położenia w układzie okresowym:

- numer grupy odpowiada maksymalnej wartościowości;
- dla pierwiastków grup IV - VII korzystamy też z reguły: 8 minus numer grupy, lub numer grupy minus 3, otrzymując dodatkowo dwie możliwe wartościowości.

Przykład

siarka - grupa VIA, a więc możliwe wartościowości: 6 (numer grupy), 2 (osiem minus numer grupy), 4 (numer grupy minus 2). Odpowiednio przykłady związków: H_2SO_4 , H_2S , SO_2

Zmienność wartościowości pierwiastków na przykładzie połączeń z tlenem i wodorem w okresie trzecim (kolejne pierwiastki należą do różnych grup):

Numer grupy	IA	IIA	IIIA
-------------	----	-----	------

Związek z tlenem	Na	2	O	
------------------	----	---	---	--

Wartościowość w odniesieniu do tlenu	I	II	III
--------------------------------------	---	----	-----

Związek z wodorem	NaH	MgH	2
-------------------	-----	-----	---

Wartościowość w odniesieniu do wodoru	I	II	III
---------------------------------------	---	----	-----

W przypadku związków z tlenem mamy do czynienia z najwyższą wartościowością (numer grupy równy liczbie elektronów walencyjnych); w przypadku związków z wodorem widzimy zastosowanie reguły 8 minus numer grupy dla pierwiastków grup V - VII, gazy szlachetne (grupa VIIIA) jako nieaktywne chemicznie mają wartościowość 0.

Przykłady określania właściwości pierwiastków z jego położenia w układzie okresowym

Chlor - Cl

Chlor leży w grupie VIIA, więc ma siedem elektronów walencyjnych i taka jest jego maksymalna wartościowość; przykład związku - HClO_4 . Pozostałe wartościowości: 8 minus numer grupy, przykład związku - HCl , numer grupy minus 2, przykład związku HClO

³. Chlor leży w trzecim okresie, a więc posiada trzy powłoki elektronowe. Położenie w układzie wskazuje na typowe właściwości niemetaliczne tego pierwiastka. Jego liczba porządkowa 17 jest równa liczbie atomowej i wskazuje na istnienie 17 elektronów w atomach i 17 protonów w

jądrami tych atomów. Masa atomowa 35,453 odczytana z układu pozwala przypuszczać, że jeden z izotopów chloru ma liczbę atomową 35, a zatem 35 nukleonów w jądrach atomów. Liczba neutronów w takim jądrze wynosi $35 - 17 = 18$. Konfiguracja elektronowa atomów chloru

- K

2

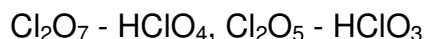
L

8

M

7

. Ponieważ chlor jest niemetalem, więc jego tlenki mają charakter kwasowy i po połączeniu z wodą tworzą odpowiednie kwasy:



Potas - K

Potas leży w grupie IA, a więc ma jeden elektron walencyjny i jedyną możliwą wartościowość 1. Przykłady związków: K_2O , KH . Potas leży w czwartym okresie, ma więc 4 powłoki elektronowe. Jest to typowy aktywny chemiczny metal. Liczba porządkowa 19 (równa liczbie atomowej) - 19 elektronów i 19 protonów. Masa atomowa 39,098, czyli jeden z izotopów może mieć liczbę masową 39, a atomy odpowiedniego izotopy 39 nukleonów, czyli 20 neutronów ($39 - 19$).

Konfiguracja elektronowa atomu potasu - K

$2\text{L}^8\text{M}^8\text{N}^1$. Tlenek potasu K_2O

O ma właściwości zasadowe i po połączeniu z wodą tworzy zasadę - KOH .

WIAZANIA CHEMICZNE

Elektrony walencyjne, czyli te, które znajdują się na zewnętrznej powłoce elektronowej, decydują o wielu właściwościach pierwiastków, między innymi o wartościowości i aktywności chemicznej. Mechanizm wszelkich reakcji chemicznej oraz zasady budowy cząsteczek są

związane z elektronami walencyjnymi. Na przykład reakcje jądrowe, w czasie których mogą powstawać substancje o odmiennych właściwościach fizycznych i chemicznych, nie są zaliczane do reakcji chemicznych. W typowych reakcjach chemicznych uczestniczą tylko elektrony walencyjne. Pozostała część atomu, czyli jądro atomowe i elektrony wewnętrznych powłok nazywana jest rdzeniem bądź zrbem atomowym.

Jeśli atom oddaje z ostatniej powłoki elektronowej jeden lub więcej elektronów, wtedy w wyniku nadmiaru protonów w jądrze (w stosunku do elektronów) uzyskuje ładunek dodatni i staje się jonem dodatnim - kationem.

Jeśli atom zyskuje na ostatniej powłoce elektronowej jeden lub więcej elektronów dodatkowych, to wtedy uzyskuje ładunek ujemny i jest nazywany jonem ujemnym - anionem.

Elektroujemnością nazywamy zdolność atomów pierwiastków do wiązania własnych, lub przyłączonych dodatkowych elektronów. Pierwiastki słabo wiążące elektrony mają właściwości metaliczne, natomiast pierwiastki o właściwościach przeciwnych, tzn. takie, których atomy silnie wiążą własne elektrony i łatwo przyłączają elektrony dodatkowe, są niemetalami. Niemetale charakteryzują się wysoką elektroujemnością, a metale - niską.

W układzie okresowym pierwiastków wzrost elektroujemności następuje zgodnie ze wzrostem charakteru niemetalicznego pierwiastków, czyli w ramach tego samego okresu, wraz ze wzrostem liczby atomowej; w tej samej grupie elektroujemność wzrasta w miarę malejącej liczby atomowej.

W tym samym okresie atomy pierwiastków posiadają tę samą liczbę powłok elektronowych, czyli średnice atomów powinny być takie same. Jeśli jednak rośnie liczba atomowa, wtedy rośnie ładunek jądra, czyli liczba protonów. Elektrony są wówczas silniej przyciągane przez jądro, maleją średnice atomów i rośnie zdolność do wiązania elektronów, czyli elektroujemność.

W tej samej grupie liczba elektronów walencyjnych atomów pierwiastków jest taka sama, jednak w miarę wzrostu liczby atomowej rośnie liczba powłok elektronowych, czyli średnice atomów. To powoduje, że elektrony zewnętrzne są coraz słabiej przyciągane przez jądra, maleje zatem zdolność do ich wiązania, czyli elektroujemność.

Istnieje wiele metod określania elektroujemności. Najczęściej stosowana jest skala wprowadzona przez Paulinga, według której najniższą elektroujemność ma cez (Cs) - 0,7, najwyższą fluor (F) - 4,0.

Reguła oktetu

Atomy dążą do tego, aby na swoich powłokach zewnętrznych osiągnąć trwałą konfigurację ośmiu elektronów, czyli konfigurację atomów najbliższego gazu szlachetnego. Wyjątkiem są tutaj atomy wodoru, które dążą do osiągnięcia konfiguracji atomów helu (najbliższego gazu szlachetnego), a więc dubletu elektronowego.

W myśl powyższej reguły powstają jony i wiązania chemiczne.

Wiązanie jonowe

Powstaje między atomami pierwiastków różniących się znacznie elektroujemnościami. Atom o niskiej elektroujemności oddaje jeden lub więcej elektronów, atom o wyższej elektroujemności przyjmuje elektron, lub większą ich ilość. Powstałe jony o przeciwnych ładunkach przyciągają się.

Przykłady:

- konfiguracja elektronowa atomu sodu:
 $\text{Na} - K^2 L^8 M^1$, czyli $[\text{Ne}] M^1$
- konfiguracja elektronowa jonu sodu:
 $\text{Na}^+ - K^2 L^8$, czyli $[\text{Ne}]$
- konfiguracja elektronowa atomu chloru:
 $\text{Cl} - K^2 L^8 M^7$, czyli $[\text{Ne}] M^7$
- konfiguracja elektronowa jonu chloru:
 $\text{Cl}^- - K^2 L^8 M^7$, czyli $[\text{Ar}]$

Atom sodu posiada jeden elektron walencyjny. Aby osiągnąć konfigurację elektronową najbliższego gazu szlachetnego, czyli neonu, łatwo (niska elektroujemność - 0,9) pozbywa się jednego elektronu, stając się jonem dodatnim. Atom chloru, aby osiągnąć konfigurację neonu musiałby pozbyć się aż siedmiu elektronów, co przy jego wysokiej elektroujemności 3,0 nie jest energetycznie korzystne, przyłącza więc jeden elektron i uzyskuje konfigurację argonu jako jon ujemny. Jony Na^+ i Cl^- o przeciwnych ładunkach przyciągają się, tworząc wiązanie jonowe.

Wiązanie kowalencyjne (atomowe)

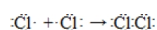
Powstaje między atomami pierwiastków o tych samych elektroujemnościach. Atomy uwspólniają elektrony, tworząc wiązanie atomowe.

Przykład:

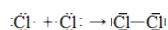
Cl:

atom chloru ma siedem elektronów walencyjnych.

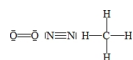
Jeśli wspólnie z drugim atomem o tej samej elektroujemności, czyli również atomem chloru, uwspólnione zostają dwa elektrony (po jednym od każdego atomu), wtedy powstaje wiązanie atomowe, a każdy z atomów uzyska trwałą konfigurację ośmioelektronową ostatniej powłoki:



Pary elektronowe możemy zastąpić kreskami, uzyskując wzory strukturalne:



Podobnie powstają wzory cząsteczek O₂, N₂ i metanu - CH₄.



W przypadku tlenu między atomami powstaje wiązanie podwójne, gdyż każdy z atomów musiał uwspólnić dwa elektrony, aby została spełniona reguła oktetu. W przypadku azotu między atomami powstało, na tej samej zasadzie wiązanie potrójne. W metanie atom węgla osiąga konfigurację oktetu (najbliższego gazu szlachetnego - neonu), natomiast atomy wodoru - dubletu, czyli konfigurację atomów helu.

Wiązanie kowalencyjne polarne (atomowe częściowo spolaryzowane)

Jeśli atomy pierwiastków różnią się elektroujemnością, ale nie w takim stopniu, jak w przypadku wiązania jonowego, wtedy para elektronowa ulega przesunięciu w stronę atomu pierwiastka bardziej elektroujemnego i powstaje wtedy wiązanie pośrednie między jonowym a kowalencyjnym.

Przykładem jest cząsteczka chlorowodoru - HCl, gdzie większa elektroujemność chloru (3,0) niż

wodoru (2,1) sprawia, że para elektronowa przesuwa się w stronę atomu chloru. W cząsteczce HCl można wskazać biegun ujemny zlokalizowany na atomie chloru i dodatni na atomie wodoru. Cząsteczkę, w której nastąpiło takie przemieszczenie ładunku elektronowego nazywamy cząsteczką dipolową. Iloczyn bezwzględnej wartości ładunku jednego z biegunów q i odległości między biegunami

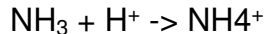
l
jest wartością momentu dipolowego μ :

$$\mu = q \cdot l$$

Moment dipolowy jest wektorem o zwrocie od bieguna ujemnego do dodatniego. Jednostką momentu dipolowego w układzie SI jest kulombometr $C \cdot m$. Dawniej stosowana jednostka debaj $D=3,33 \cdot 10^{-30} C \cdot m$. Moment dipolowy HCl wynosi $3,43 \cdot 10^{-30} C \cdot m$, a H_2O $6,13 \cdot 10^{-30} C \cdot m$.

Wiązanie koordynacyjne

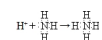
Wiązanie to jest podobne do wiązania atomowego. Jednak tutaj uwspólniona para elektronowa pochodzi tylko od jednego z atomów tworzących wiązanie, donora pary elektronowej. Przykładem jest jon amonowy:



W cząsteczce amoniaku



atom azotu posiada trwałą konfigurację oktetu, jednak jedna wolna para elektronowa nie uczestniczy w wiązaniach, pozostałe trzy pary są wspólne dla azotu i atomów wodoru. Cząsteczka amoniaku łączy się z jonem H^+ przez wiązanie koordynacyjne:



Wiązanie metaliczne

W sieci krystalicznej metali istnieją dodatnio naładowane rdzenie atomowe, rozmieszczone w strukturze metalu zgodnie z wymogami symetrii obowiązującymi w kryształach. Elektrony walencyjne atomów tworzących strukturę kryształu swobodnie przemieszczają się w sieci krystalicznej. Elektrony te nazywane są gazem elektronowym. Oddziaływania elektrostatyczne gazu elektronowego i rdzeni atomowych mają wpływ na trwałość tej struktury.

BUDOWA ATOMU A MECHANIKA KWANTOWA

Zasada nieoznaczoności Heisenberga mówi o tym, że nie można jednocześnie dokładnie położenia i pędu elektronu, bowiem im dokładniej wyznaczymy położenie elektronu, tym większym błędem będzie obarczony jego pęd i odwrotnie.

W tej sytuacji traci sens pojęcie toru elektronu znane z teorii Rutherforda i Bohra. W mechanice kwantowej mówi się o prawdopodobieństwie występowania elektronu w określonym elemencie przestrzeni oraz o gęstości ładunku elektronowego.

Zachowanie elektronów w atomie jest opisywane za pomocą tak zwanych funkcji falowych ψ (psi) nazywanych orbitalami lub za pomocą funkcji ϕ (fi) - spinorbitali. Funkcje opisujące zachowanie elektronów są charakteryzowane przez liczby kwantowe.

Liczby kwantowe i ich dopuszczalne wartości:

1. Główna liczba kwantowa n - kolejne wartości liczb naturalnych: $n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty$
Liczba n określa powłokę elektronową, elektrony o tej samej liczbie n należą do tej samej powłoki.

2. Poboczna (orbitalna) liczba kwantowa l : $l = 0, 1, 2, \dots, (n-1)$
wartości te nie są przyjmowane dla określonej wartości n .

Poboczne liczby kwantowe oznaczone są często literowo: s, p, d, f , co odpowiada liczbom l równym odpowiednio 0, 1, 2, 3.

Elektrony o tej samej liczbie l , w obrębie określonej powłoki elektronowej (czyli również o ustalonym n), należą do tej samej podpowłoki elektronowej.

3. Magnetyczna liczba kwantowa:

$$m = -l, -(l-1), \dots, -1, 0, 1, \dots, (l-1), l$$

m - dla określonej wartości l

4. Spinowa liczba kwantowa s przyjmuje dla elektronów zawsze wartość $\frac{1}{2}$.

5. Magnetyczna spinowa liczba kwantowa m_s przyjmuje dwie wartości: $-\frac{1}{2}$ oraz $\frac{1}{2}$.
Liczba n kwantuje energię elektronu, w atomie wodoru określoną równaniem:

$$E = \frac{E_1}{n^2}$$

gdzie E_1 - wartość energii elektronu w stanie podstawowym, czyli 13,6 eV.

Liczba kwantowa n i kwantowanie energii wystąpiło już w modelu atomu Bohra.

Liczba l kwantuje orbitalny moment pędu, liczba m orientację przestrzenną orbitalnego momentu pędu, zaś liczba s kwantuje wewnętrzny moment pędu elektronu (nazywany spinem), a m_s

s - orientację przestrzenną wektora spinu.

Zakaz Pauliego

W atomie nie mogą istnieć dwa elektrony o tych samych liczbach kwantowych n , l , m , oraz m_s .

Liczba kwantowa s (spinowa) nie ma tutaj znaczenia, ponieważ w przypadku elektronów zawsze przybiera tę samą wartość $\frac{1}{2}$.

Stosując zakaz Pauliego oraz reguły określające dozwolone wartości poszczególnych liczb kwantowych, można określić maksymalną liczbę elektronów na każdej z powłok n . Przykładowo dla powłoki

$n = 3$

mamy:

- dopuszczalne wartości l wynoszą 0, 1, 2 (ponieważ $n - 1 = 2$);
- $l = 0$, wtedy $m = 0$
- $l = 1$, wtedy $m = -1, 0, 1$;
- $l = 2$, to $m = -2, -1, 0, 1, 2$

Istnieją więc dla trzeciej powłoki następujące trójki liczb kwantowych n, l, m :

3, 0, 0; 3, 1, -1; 3, 1, 0; 3, 1, 1; 3, 2, -2; 3, 2, -1; 3, 2, 0; 3, 2, 1; 3, 2, 2

Każda z trójek odpowiada jednemu orbitalowi, a na każdym z orbitali mogą znaleźć się dwa elektrony o dwóch dozwolonych (ale nie takich samych zakaz Pauliego) liczbach m_s , równych $-\frac{1}{2}$ oraz $\frac{1}{2}$, czyli na trzeciej powłoce może być maksymalnie 18 elektronów (zgodnie z relacją $2n^2$).

Wracając do wskazanych powyżej trójek liczb kwantowych:

- 3, 0, 0 - to podpowłoka 3s zawierająca jeden orbital wypełniony maksymalnie dwoma elektronami;
- 3, 1, -1; 3, 1, 0; 3, 1, 1 - to podpowłoka 3p zawierająca trzy orbitale na których może się znaleźć 6 elektronów (lub mniej);
- 3, 2, -2; 3, 2, -1; 3, 2, 0; 3, 2, 1; 3, 2, 2 - podpowłoka 3d, czyli pięć orbitali z maksymalną ilością 10 elektronów.

Ogólnie, niezależnie od wartości liczby kwantowej n , na każdej z podpowłok elektronowych typu s , p , d oraz f (czyli dla $l = 0, 1, 2, 3$) może znaleźć się maksymalnie 2, 6, 10, 14 elektronów.

Wartość liczby kwantowej n określa liczbę podpowłok elektronowych, czyli:

- $n = 1$, podpowłoka 1s;
- $n = 2$, podpowłoka 2s, 2p;
- $n = 3$, podpowłoka 3s, 3p, 3d;
- $n = 4$, podpowłoka 4s, 4p, 4d, 4f;
- $n = 5$, podpowłoka 5s, 5p, 5d, 5f, 5g.

Wartości maksymalnej liczby elektronów na każdej z podpowłok można bardzo łatwo obliczyć. Dla $n = 1$ mamy jedną podpowłokę typu s i wiemy, że $2n^2 = 2$, czyli 2 elektrony na poziomie s ; dla $n = 2$ liczba elektronów $2n^2 = 8$, przy czym występują tutaj podpowłoki s oraz p ; dla s mamy dwa elektrony, a zatem dla p pozostaje $8 - 2 = 6$; jeśli $n = 3$, to $2n^2 = 18$ oraz występują tutaj trzy podpowłoki s , p , d (taką liczbę podpowłok określa wartość $n = 3$),

czyli dla podpowłoki s pozostaje 10 elektronów, bo $18 - 2 - 6 = 10$. Można więc liczyć maksymalne liczby elektronów kolejnych podpowłok.

KONFIGURACJE ELEKTRONOWE A PODPOWŁOKI



czyli 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4d, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d

Przykładowe konfiguracje elektronowe podano poniżej. Górne indeksy oznaczają liczby elektronów na podpowłokach elektronowych; są to maksymalne liczby elektronów z wyjątkiem ostatnich podpowłok, które nie mogą być do końca zapełnione.

Przykładowe konfiguracje elektronowe z rozpisaniem podpowłok

- atomu krzemu $_{14}\text{Si}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
- atomu wapnia $_{20}\text{Ca}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

W przypadku wapnia widać, że na powłoce czwartej znalazły się elektrony, mimo że nie została zapełniona do końca powłoka trzecia (podpowłoka 3d).

W atomach od skandu do cynku elektrony zapełniają podpowłokę 3d, czyli zgodnie ze schematem podanym wcześniej. Jednak oddziaływanie elektronów powoduje, że energia podpowłok 4s i 3d zmienia się wzajemnie w zależności od ilości elektronów.

Dla atomu tytanu $_{22}\text{Ti}$:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$

Mogą wystąpić inne nieregularności, jak na przykład dla atomu chromu $_{24}\text{Cr}$:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$

Orbital może zawierać maksymalnie dwa elektrony o przeciwnej wartości magnetycznej spinowej liczbie kwantowej m_s ; mówimy wtedy, że elektrony te są sparowane.

O pojedynczych elektronach występujących na orbitalach mówimy, że są niesparowane.

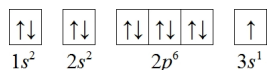
Reguła Hunda

Podpowłoki elektronowe są obsadzone w ten sposób, alby liczba niesparowanych elektronów była maksymalna.

Inne sformułowanie tej reguły: w podpowłokach pary elektronowe powstają dopiero po obsadzeniu każdego orbitalu przez elektron.

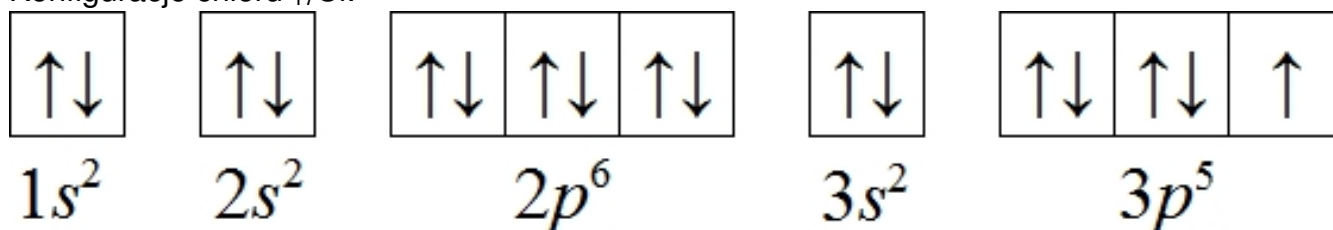
Korzystając z reguły Hunda oraz odpowiedniego zapisu konfiguracji elektronowych, można określić liczbę niesparowanych elektronów. Jest to ważne, gdyż liczba niesparowanych elektronów określa wartościowość pierwiastka.

Konfiguracja sodu $_{11}\text{Na}$:



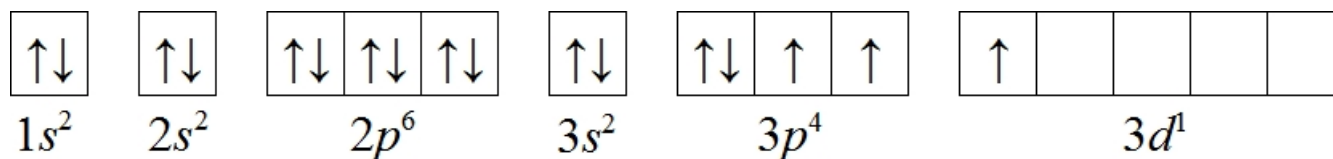
Jeden niesparowany elektron wskazuje na to, że sód jest jednowartościowy.

Konfiguracje chloru $_{17}\text{Cl}$:

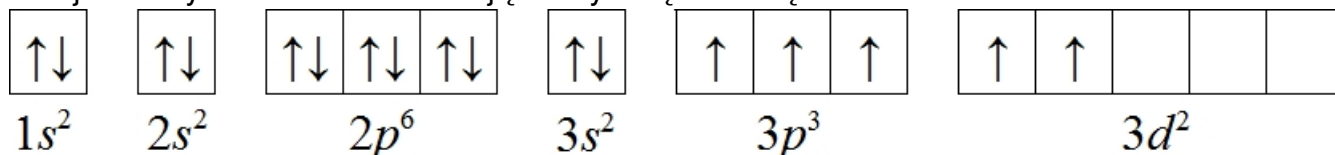


I tutaj niesparowany jeden elektron pokazuje, że chlor jest jednowartościowy, jak np. dla HCl.

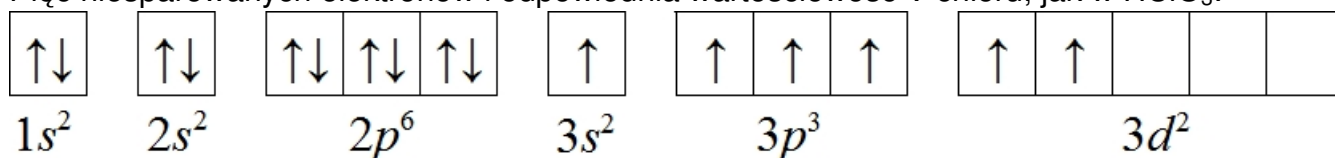
W stanie wzbudzonym mamy tutaj trzy niesparowane elektrony i odpowiednio wzrastającą wartościowość chloru, jak w HClO_2 :



Kolejne stany wzbudzone wskazują na wyższą możliwą wartościowość chloru:



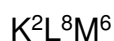
Pięć niesparowanych elektronów i odpowiednia wartościowość V chloru, jak w HClO_3 :



Siedem niesparowanych elektronów i odpowiednia wartościowość chloru, jak w HClO_4 .

Widzimy więc, że znając dodatkowo prawa wynikające z mechaniki kwantowej, można na podstawie położenie określonego pierwiastka w układzie okresowym podać o wiele więcej jego właściwości, niż pokazałem to poprzednio dla chloru i potasu. Rozpatrzmy przykładowo siarkę - S.

Siarka - VI grupa główna układu okresowego - wartościowość VI, trzeci okres - trzy powłoki elektronowe, konfiguracja elektronowa w zapisie powłokowym:

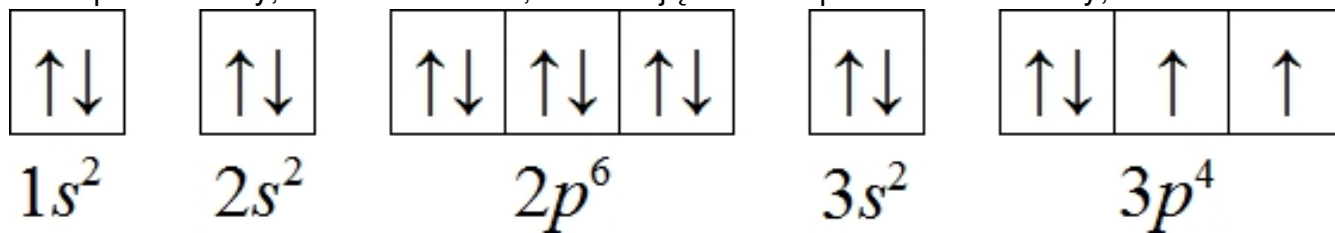


Położenie w układzie okresowym wskazuje na właściwości niemetaliczne tego pierwiastka. Przykładowo tlenki SO_2 i SO_3 są bezwodnikami kwasowymi kwasu siarkowego (IV) - H_2SO_3 i kwasu siarkowego VI - H

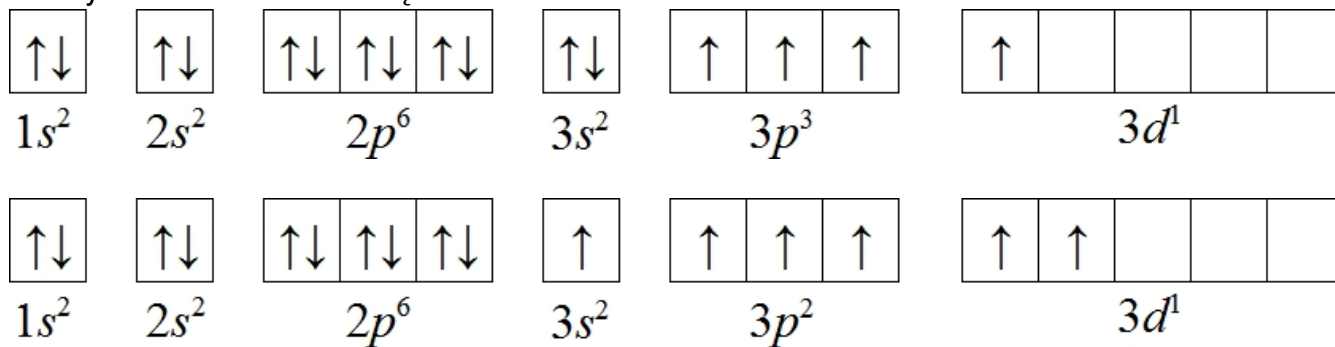


⁴. Wartościowości IV i II można tłumaczyć w oparciu o reguły numer grupy (VI) minus 2 oraz 8 minus numer grupy (VI). Reguły te znajdują jednak uzasadnienie dopiero po dokładnym rozpatrzeniu konfiguracji elektronowych stanu podstawowego i stanów wzbudzonych

- stan podstawowy, wartościowość 2, bo istnieją dwa niesparowane elektrony;



- stany wzbudzone tłumaczą wartościowości IV oraz VI:



KONFIGURACJE ELEKTRONOWE A UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW

W miarę wzrostu liczby atomowej, czyli liczby porządkowej w układzie okresowym, rośnie liczba elektronów a atomach odpowiednich pierwiastków, tzn. wypełniane są kolejne podpowłoki elektronowe. Długa wersja układu okresowego Wernera wskazuje na prawidłowości wypełniania podpowłok elektronowych. I tak dwie pierwsze grupy układu okresowego IA i IIA mają odpowiednio jeden i dwa elektrony walencyjne typu s, czyli ns^1

i ns^2

, gdzie n pokazuje liczbę powłok elektronowych, a zatem numer okresu. Pierwiastki grup głównych (IIIA - VIIIA) wypełniają powłoki typu p, pierwiastki grup pobocznych (IB - VIIIB), czyli pierwiastki przejściowe, podpowłoki d, natomiast lantanowce i aktynowce wypełniają odpowiednio powłoki 4f i 5f).

Uwzględniając podpowłoki elektronowe, można dokładniej sprecyzować pojęcie elektronów walencyjnych.

Elektrony walencyjne pierwiastków grup głównych znajdują się na orbitalach ns i np., gdzie n oznacza numer okresu, w którym leży dany pierwiastek.

Elektrony walencyjne pierwiastków przejściowych znajdują się na orbitalach ns i (n - 1) d, a pierwiastków wewnątrzprzejściowych (lantanowców i aktynowców) na orbitalach ns (n - 1) d, a także (n - 2) f.

OBSZARY ORBITALNE

Pojęcie toru elektronu zgodnie z zasadą nieoznaczoności Heisenberga nie ma sensu; sens ma tylko prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w określonym elemencie objętości.

Obszar orbitalny (często określany jako orbital) to część przestrzeni wokół jądra, na zewnątrz której prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest małe; wewnątrz tego obszaru prawdopodobieństwo jest bliskie jedności.

Z reguły obszar orbitalny definiuje część przestrzeni, wewnątrz której prawdopodobieństwo znalezienia elektronu wynosi 95%.

Obszary orbitalne typu s mają kształt kuli, typu p - kształt „ósemek” a typów d i f są bardziej złożone.

ORBITALE MOLEKULARNE

W cząsteczkach, tak jak i w atomach elektron opisywany jest za pomocą orbitalu. Orbitale molekularne są utworzone z elektronów walencyjnych atomów. Elektrony rdzeniowe opisywane są za pomocą orbitali atomowych.

Elektrony walencyjne tworzące wspólne pary opisywane są orbitalami molekularnymi typu σ oraz π . Pojedyncze wiązanie występujące między atomami jest wiązaniem σ . Wiązanie π powstaje między atomami wówczas, gdy występuje już między nimi wiązanie σ .

W wiązaniu σ obszar maksymalnego występowania elektronów wiążących rozciąga się wzdłuż linii łączącej jądra związanych atomów, obszar orbitalny typu σ charakteryzuje się symetrią osiową względem prostej łączącej jądra atomów.

Obszary orbitalne typu π istniejące w przypadku podwójnego i potrójnego wiązania składające się z dwóch części leżących poza osią łączącą związane atomy.

METODA VSEPR

Metoda VSEPR (Valence Shell Electron Pair Repulsion - odpychanie par elektronowych powłoki walencyjnej) pozwala przewidywać budowę przestrzenną cząsteczek.

Pokarzę zastosowanie tej metody dla cząsteczek, w których można wskazać atom centralny, połączony z pojedynczymi atomami, tak zwanymi ligandami (pojęcia ligandu w metodzie VSEPR nie należy mylić z pojęciem występującym w teorii budowy związków kompleksowych), a nie z grupami atomów (np. NO_2 , CN , OH itp.).

Etapy określenia budowy cząsteczek:

- obliczenie liczby elektronów walencyjnych cząsteczki - L_w ;
 - obliczenie liczby wolnych par elektronowych atomu centralnego L_{wp} ,
 $L_{wp} = \frac{1}{2} L_w - 4n - m$, gdzie n - liczba ligandów, które nie są atomami wodoru, m - liczba atomów wodoru;
 - określenie liczby przestrzennej L_p :
 $L_p = L_{wp} + n + m$
 - określenie budowy cząsteczki; L_p określa liczbę wolnych par elektronowych i par typu σ .
- Ze względu na odpychanie tych par powinny być one maksymalnie oddalone. Tak więc jeśli: L

p
 $= 2$ mamy symetrię liniową cząsteczki L

p
 $= 3$ - symetrię trygonalną, L

p

= 4 - tetraedryczną, L

p
= 5 - bipiramidę, L

p
= 6 - bipiramidę tetragonalną.

Najsilniej odpychają się dwie wolne pary elektronowe, słabiej wolna para i para σ , najslabiej dwie pary σ .

Elektrony walencyjne, które nie wchodzi w skład wolnych par elektronowych i par σ atomu centralnego (czyli te, które nie określają L_p), wchodzi w skład oktetów elektronowych ligandów niewodorowych lub w skład wiązań π .

Przykłady:

- Metan CH_4

$$L_w = 4 + 4 \cdot 1 = 8$$

$$L_{wp} = 4 - 4 \cdot 0 - 4 = 0$$

$$L_p = 0 + 0 + 4 = 4$$

Czyli jest to tetraedr; zgodnie z geometrią tetraedru kąt między wiązaniami C--H wynosi $109,5^\circ$;

- Amoniak NH_3

$$L_w = 5 + 3 = 8$$

$$L_{wp} = 4 - 4 \cdot 0 - 3 = 1$$

$$L_p = 1 + 0 + 3 = 4$$

Czyli jest to tetraedr, jednak istnienie jednej wolnej pary elektronowej powoduje, że kąt między wiązaniami N--H w cząsteczce amoniaku wynosi 107° , tzn. jest mniejszy niż w metanie;

- Woda H_2O

$$L_w = 6 + 2 = 8$$

$$L_{wp} = 4 - 4 \cdot 0 - 2 = 2$$

$$L_p = 2 + 0 + 2 = 4$$

Jest to tetraedr; odpychanie między parami σ jest najmniejsze, kąt między wiązaniami O--H wynosi $104,5^\circ$.

TEORIA HYBRYDYZACJI

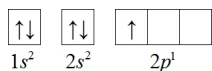
Hybrydyzacja to mieszanie orbitali atomowych elektronów walencyjnych najczęściej o tej samej głównej liczbie kwantowej n , lecz różnych pobocznych liczbach kwantowych l . W wyniku hybrydyzacji powstają orbitale zhybrydyzowane o innym rozkładzie przestrzennym niż orbitale wyjściowe. Liczba orbitali zhybrydyzowanych jest równa wyjściowej liczbie orbitali atomowych; typ hybrydyzacji określa liczbę wiązań i geometrię cząsteczki.

Przykłady:

- BeH_2 Konfiguracja elektronowa berylu ${}_4\text{Be}$:



Brak niesparowanych elektronów, czyli nie mogą powstać wiązania chemiczne, jednak w stanie wzbudzonym ${}_4\text{Be}^*$



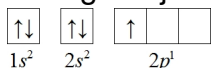
W stanie wzbudzonym istnieją więc dwa niesparowane elektrony. Wymieszanie orbitali $2s$ oraz $2p$ prowadzi do powstania dwóch zhybrydyzowanych orbitali sp o jednakowej energii.

Niesparowane elektrony takich orbitali mogą utworzyć dwa wiązania z elektronami atomów wodoru, tworząc cząsteczkę BeH_2

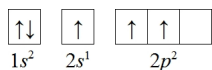
2

.

- BCl_3
Konfiguracja elektronowa ${}_5\text{B}$:



Jeden niesparowany elektron wskazywałby na wartościowość I boru, jednak w stanie wzbudzonym ${}_5\text{B}^*$

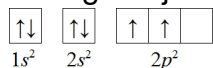


Jeden orbital 2s i dwa orbitale 2p ulegają hybrydyzacji, tworząc trzy orbitale sp^2 ; możliwe jest więc utworzenie cząsteczki BCl

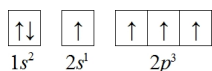
3
.

- CH_4

Konfiguracja elektronowa ${}_6\text{C}$:



Dwa niesparowane elektrony wskazują na wartościowość II, która może występować w tlenku węgla CO, jednak większość związków węgla charakteryzuje się wartościowością IV, co tłumaczy konfiguracja wzbudzonego stanu ${}_6\text{C}^*$



Hybrydyzacji ulega jeden orbital 2s i trzy orbitale 2p, tworząc cztery orbitale sp^3 . Cztery niesparowane elektrony atomu węgla wskazują na wartościowość IV w CH

4
.

Istnieją inne, bardziej złożone typy typy hybrydyzacji z udziałem elektronów typu d.

Typ	Budowa	Przykłady hybrydyzacji cząsteczki
sp	liniowa	BeH
sp	2	trygonalna
sp	3	tetraedryczna

dsp	2	kwadratowa	[PtCl
[Ni(CN)	4	]	2-
sp	3	d	bipiramida trygonalna
sp	3	d	2

Typ hybrydyzacji można często określić, znając kąty między wiązaniami w cząsteczce. W hybrydyzacji sp^3 charakterystycznym kątem jest $109,5^\circ$ (lub kąt zbliżony, wynikający z deformacji spowodowanych nierównym odpychaniem wolnych par i par σ). Hybrydyzacja sp^2

charakteryzuje się kątem 120° (np., w cząsteczce etenu C_2H_4)

H_2

H_2); liniowość jest cechą hybrydyzacji sp (np. w cząsteczce acetylenu C_2H_2)

H_2

H_2)

Artykuł napisał:

Adam Rędzikowski (adam001d)