

VADEMECUM

Stanisława Hejwowska

MATURA 2010

CHEMIA



Publikacja z płytą CD-ROM

Nowość - dodatkowe zadania maturalne z rozwiązaniami krok po kroku



OPERON

4. Budowa materii

4.1. Budowa jądra atomowego. Promieniotwórczość

Składniki jądra

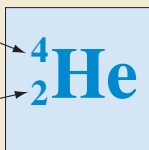
W skład jądra wchodzi:

- **protony**, czyli cząstki obdarzone ładunkiem dodatnim,
- **neutrony**, czyli cząstki elektrycznie obojętne o masie zbliżonej do masy protonów.

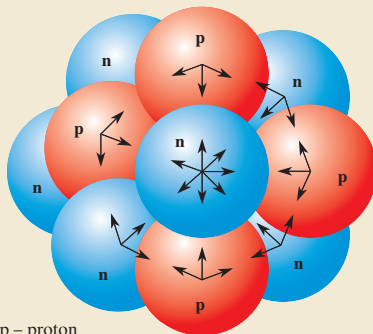
Liczbowa wartość ładunków dodatniego i ujemnego jest taka sama. Aby ładunek atomu był równy zeru, liczba elektronów w atomie musi być równa liczbie protonów.

liczba masowa
suma protonów i neutronów

liczba atomowa
liczba protonów
równa liczbie elektronów



Neutrony i protony to **nukleony**. Nukleony przyciągają się do siebie **siłami jądrowymi**. Suma mas pojedynczych neutronów i protonów jest większa od masy jądra przez nie stworzonego. Jest to **defekt masy**, czyli efekt energetyczny polegający na przetworzeniu części masy składników jądra w energię wiązania jądra.



p – proton
n – neutron

Sily wzajemnego przyciągania się nukleonów w jądrze (nie uwzględniono sił elektrostatycznego odpychania się między protonami)

CIĘKAWOSTKA

Przykłady naturalnych i sztucznych przemian promieniotwórczych



przemiana α



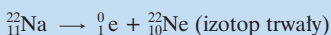
przemiana α



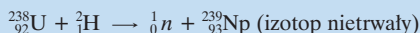
przemiana β^-



przemiana β^-



przemiana β^+



Izotopy

Izotopy tego samego pierwiastka to atomy o takiej samej liczbie protonów i różnej liczbie neutronów. Np. wodór występuje w postaci trzech izotopów: wodoru ${}^1_1\text{H}$, deuteru ${}^2_1\text{H}$, i trytu ${}^3_1\text{H}$.

Nuklidy

Nuklidy to atomy o określonym składzie jądra atomowego. Np. każdy izotop wodoru to odrębny nuklid.

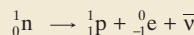
Trwałość jąder atomowych

Trwale są jądra mające tyle samo protonów i neutronów. Trwałość jądra atomowego zależy także od jego rozmiaru. Im mniejsze jądro, tym jest ono trwalsze.

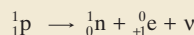
Neutrino i antyneutrino

Podczas przemiany protonu w neutron i neutronu w proton jest wydzielana pozbawiona ładunku cząstka o masie bliskiej zeru. Cząstka ta przenosi część energii wydzielanej podczas przemiany jądrowej.

Przemianie neutronu w proton, czyli przemianie β^- , towarzyszy emisja antyneutrina $\bar{\nu}$:

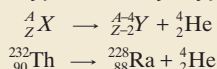


Przemianie protonu w neutron, czyli przemianie β^+ , towarzyszy emisja neutrino ν :



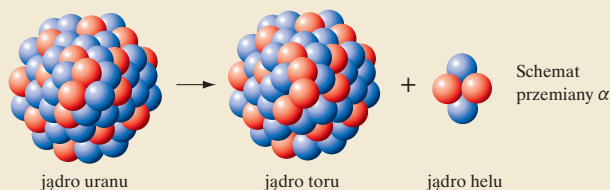
Naturalne przemiany promieniotwórcze

Przemiana α to rozpad jądra na mniejsze jądro oraz na jądro helu:

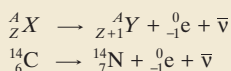


Suma liczb atomowych produktów jest równa liczbie atomowej substratu, a suma liczb masowych produktów jest równa liczbie masowej substratu. Liczba atomowa powstającego pierwiastka jest o 2 mniejsza od liczby atomowej substratu. Liczba masowa zmniejsza się zaś o 4.

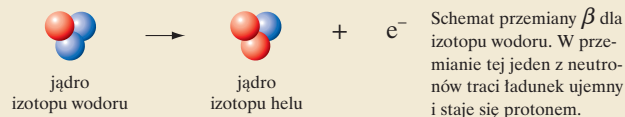
Emitowane jądro helu podczas przemieszczenia się w przestrzeni wyłapuje elektrony, tworząc obojętny atom. Następnym przemiany jądra jest późniejsza przebudowa powłok elektronowych w atomie. Przemianie α towarzyszy więc jonizacja otoczenia.



Przemiana β^- to emisja elektronu z jądra na skutek przemiany neutronu w proton:

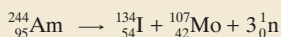


Liczba atomowa powstającego pierwiastka jest o 1 większa od liczby atomowej substratu. Liczba masowa powstającego atomu jest równa liczbie masowej substratu.



Samorzutne rozszczepienie jądra

Ciężkie jądro rozpada się na mniejsze jądra:

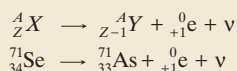


W tym procesie może zostać uwolnionych kilka nukleonów.

Przemiana β^+

Naturalne izotopy promieniotwórcze ulegają przemianom β^- . Izotopy otrzymywane sztucznie ulegają często przemianie.

Przemiana β^+ polega na emisji z jądra pozytonu, czyli cząstki o masie elektronu i ładunku dodatnim. W czasie tej przemiany jeden z protonów w jądrze staje się neutronem:

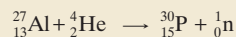


Liczba atomowa powstającego pierwiastka jest o 1 mniejsza od liczby atomowej substratu, liczba masowa się nie zmienia.

Przemiany sztuczne

We wszystkich sztucznych przemianach suma liczb atomowych produktów jest równa sumie liczb atomowych substratów, a suma liczb masowych produktów jest równa sumie liczb masowych substratów.

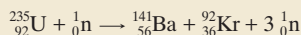
Synteza to proces, w którym jądra pierwiastków łączą się z jądrami tych samych lub innych pierwiastków i w wyniku tego powstają jądra nowych pierwiastków. Często takim procesom towarzyszy emisja małych cząstek. Najczęściej jądro pierwiastka jest bombardowane cząstkami typu α , protonami, neutronami, jądrami trytu itd.



Synteza jądrowa jest bardzo trudna do przeprowadzenia, ponieważ jądra muszą się zderzać z ogromną energią.

Wymuszone rozszczepienie jądra

Duże jądro atomowe pod wpływem promieniowania neutronowego rozpada się na mniejsze jądra:



Ponieważ w większości wypadków w czasie takiego rozszczepienia powstają nowe neutrony, proces ten po zapoczątkowaniu może zachodzić dalej bez dostarczenia następnych neutronów z zewnątrz. Mówi się wówczas o masie krytycznej.

Masa krytyczna to masa materiału rozszczepialnego, po przekroczeniu której reakcja rozszczepienia jąder przebiega wybuchowo.

4.2. Szybkość przemian promieniotwórczych. Wykorzystanie energii jądrowej

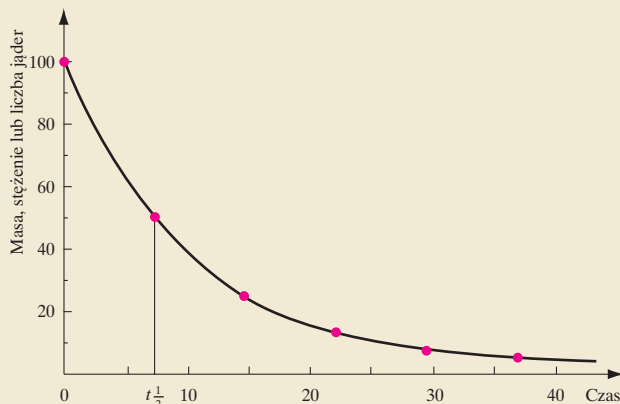
Szybkość przemian promieniotwórczych

Przemiany promieniotwórcze są reakcjami I rzędu. Szybkość rozpadu jest opisana równaniem kinetycznym:

$$v = k \cdot N,$$

gdzie k to stała szybkości rozpadu promieniotwórczego, a N to liczba jąder promieniotwórczych.

Szybkość przemiany promieniotwórczej zależy od zgromadzonej ilości materiału. Im więcej materiału jest zgromadzone w jednym miejscu, tym szybciej się on rozpada.



Wykres rozpadu promieniotwórczego pierwiastka

Okres półtrwania $t_{\frac{1}{2}}$ to czas, w którym ulega rozpadowi połowa początkowej liczby jąder.

$$t_{\frac{1}{2}} = \frac{0,69}{k}, \text{ gdzie } k \text{ to stała szybkości rozpadu promieniotwórczego.}$$

Pomiar promieniowania

Licznik Geigera wykrywa promieniowanie na podstawie pomiaru jonizacji gazu.

Licznik scyntylacyjny sygnalizuje promieniowanie błyskiem, ponieważ związki w nim zawarte wytwarzają pod wpływem promieniowania błyski światła.

Aktywność źródła promieniowania jest tym większa, im większa jest liczba rozpadów promieniotwórczych na sekundę. Jednostkami aktywności promieniotwórczej są bekerel oraz kiur:

$$1 \text{ bekerel} = 1 \text{ rozpad/sekundę}$$

$$1 \text{ kiur} = 3,7 \cdot 10^{10} \text{ rozpadu/sekundę}$$

Czasami określa się **dawkę pochłoniętą** przez materiał. Jest to ilość energii, która została pochłonięta przez określoną masę materiału. Jednostkami dawki pochłoniętej są rad i grej:

$$1 \text{ rad} = 10^{-2} \text{ J/kg}$$

$$1 \text{ grej} = 1 \text{ J/kg}$$

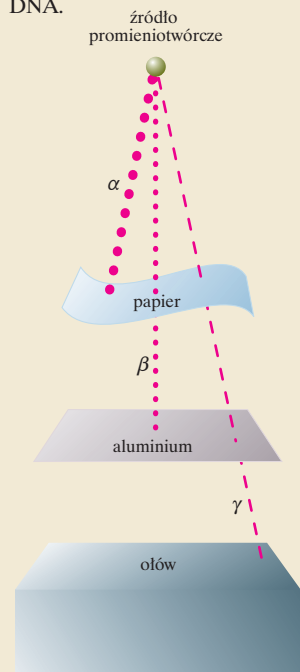
Działanie promieniowania

Najbardziej przenikliwe jest promieniowanie γ towarzyszące większości przemian promieniotwórczych. Jest to fala elektromagnetyczna. Promieniowanie to zatrzymuje ołów.

Średnio przenikliwe jest promieniowanie β – przenika ono przez papier i skórę, ale zatrzymują je metalowe blachy.

Najmniej przenikliwe jest promieniowanie α – jest zatrzymywane przez papier i skórę.

Promieniowanie pochłonięte przez materię powoduje różnego typu zniszczenia. Np. w organizmach żywych pod wpływem promieniowania następuje uszkodzenie cząsteczek białek oraz DNA.



Zdolność przenikania promieniowania jądrowego przez różne osłony

Wykorzystanie promieniowania

Datowanie metodą radioizotopów

Metodą radioizotopów bada się zawartość węgla ^{14}C w materiale organicznym. W przyrodzie ożywionej zawartość tego izotopu jest stała. Po obumarciu roślin lub zwierząt zawartość izotopu ^{14}C w ich organizmach maleje. Na podstawie pozostałej ilości izotopu można określić wiek materiału.

Dla datowania skał stosuje się badanie zawartości innych pierwiastków promieniotwórczych niż węgiel ^{14}C lub produktów powstałych w wyniku przemian promieniotwórczych.

Stosowanie wskaźników promieniotwórczych

Izotopy promieniotwórcze wykorzystuje się do śledzenia drogi przemian lub gromadzenia się substancji na określonych obszarach. Np. nawozy znakowane fosforem pozwalają śledzić mechanizm wzrostu roślin i wędrówkę tego pierwiastka w środowisku.

Sterylizacja produktów

Promieniowanie zabija bakterie oraz pasożyty. Z tego powodu stosuje się je do sterylizacji żywności i preparatów medycznych.

Elektrownie jądrowe

W elektrowniach jądrowych produkuje się energię elektryczną kosztem kontrolowanych przemian jądrowych. Najczęściej stosuje się proces rozszczepiania jąder uranu ^{235}U pod wpływem bombardowania neutronami.

Produkcja materiałów rozszczepialnych

Paliwo jądrowe wytwarza się w reaktorach podobnych do reaktorów stosowanych w elektrowniach jądrowych. Różnica polega na spowolnieniu neutronów używanych do bombardowania. Dzięki temu podczas procesu powstają różne pierwiastki promieniotwórcze.

Broń jądrowa

Promieniowanie wykorzystuje się do produkcji broni zawierającej materiał rozszczepialny. Ta broń charakteryzuje się dużą siłą rażenia.

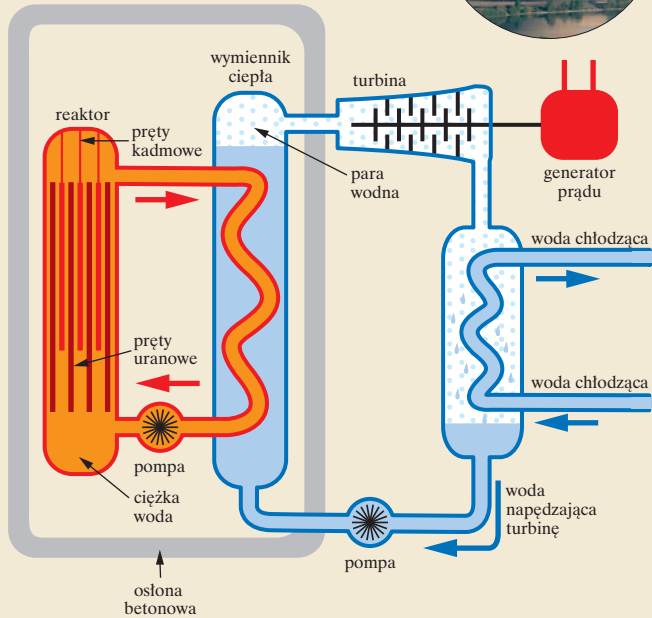
Niszczanie komórek nowotworowych

Stosowane w lecznictwie. Niewielkie ilości pierwiastka promieniotwórczego (np. radu) umieszcza się w cylindrach i styka z chorymi tkankami.

Radioterapia

Radioterapia polega na podawaniu choremu preparatów promieniotwórczych gromadzących się w zaatakowanym przez nowotwór narządzie (np. jodu ^{131}J , który gromadzi się w tarczycy). Po pewnym czasie preparat promieniotwórczy rozkłada się i zanika, a chora tkanka jest zniszczona.

Elektrownia jądrowa w Saint-Laurent-des-Eaux



Uproszczony schemat elektrowni wyposażonej w reaktor z ciężką wodą

Odpady promieniotwórcze

Najczęściej odpady promieniotwórcze zakopuje się w ziemi (np. gromadzi w starych kopalniach). Ogromnym problemem jest stosowanie odpowiednich pojemników, które podczas składowania nie będą ulegały zniszczeniu.

Obecnie naukowcy pracują nad metodą przetwarzania odpadów o długich czasach półtrwania w izotopy szybko się rozkładające do trwałych produktów.

4.3. Budowa chmury elektronowej

Fala de Broglie'a

Elektrony mają jednocześnie naturę cząstki i fali. Dualizm korpuskularno-falowy zakłada, że cała materia wykazuje jednocześnie właściwości fali i cząstki materialnej. W świecie dużych cząstek, czyli w świecie makroskopowym, falowy aspekt materii nie odgrywa żadnej roli.

Zasada nieoznaczoności Heisenberga

Zasada nieoznaczoności Heisenberga mówi o tym, że nie można jednocześnie ustalić dokładnie położenia i pędu (dokładniej prędkości) elektronu.

Funkcja falowa

Mechanika kwantowa zajmuje się falową naturą elektronu. Równanie Schrödingera pozwala na obliczenie kształtu fali związanej z elektronem. Zakłada ono kwantowanie energii w atomie, czyli fakt, że elektrony mogą przyjmować tylko określone wartości energii. Konsekwencją tego jest istnienie w atomie określonych fal. Równania opisujące kształty tych fal nazywa się **funkcjami falowymi**.

Orbital atomowy

Orbital atomowy jest to przestrzeń, w której prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest największe. Orbitale atomowe mają określone kształty i energie. Orbitale nie mają ostro zaznaczonych granic.

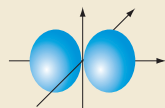
Orbital s to kulista chmura, której gęstość maleje w miarę oddalania się od jądra.



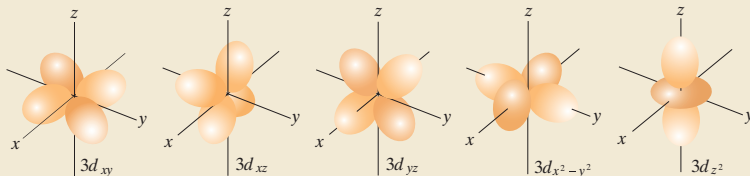
Kształt orbitalu 1s

Orbital p to chmura zajmująca dwie przestrzenie po dwóch stronach jądra.

Orbitale d i f mają kształty bardziej skomplikowane niż orbital p .



Kształt pojedynczej formy przestrzennej orbitalu 2p



Kształty przestrzenne orbitali d

Orbitale 1s i 2s mają taki sam kształt, ale różną promień i różną energię. Podobnie orbitale 2p i 3p różnią się od siebie rozmiarami i energią, mają zaś takie same kształty.

Każdemu orbitalowi s można przypisać maksymalnie 2 elektrony. Orbitalom p danej powłoki można przypisać w sumie 6 elektronów, ponieważ na danej powłoce są 3 orbitale p (położone prostopadle do siebie wzdłuż 3 osi współrzędnych).

Liczby kwantowe

Liczby kwantowe to liczby opisujące jednoznacznie stan elektronu w atomie:

- n , czyli **główna liczba kwantowa**, oznacza numer powłoki, na której znajduje się elektron. Przybiera wartości 1, 2, 3 itd. oraz charakteryzuje przedział energetyczny związany z położeniem elektronu;
- l , czyli **poboczna liczba kwantowa**, charakteryzuje kształt orbitali i może przyjmować wartości 0, 1, 2 ... $(n - 1)$;

Poboczna liczba kwantowa $l = 0$ jest zawsze związana z orbitalem s .

Poboczna liczba kwantowa $l = 1$ jest zawsze związana z orbitalem p .

Poboczna liczba kwantowa $l = 2$ jest zawsze związana z orbitalem d .

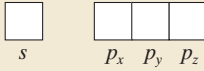
- m , czyli **magnetyczna liczba kwantowa**, przybiera wartości z przedziału $-l \dots 0 \dots +l$. Określa sposób, w jaki orbital zachowuje się w polu magnetycznym (sposób, w jaki ustawia się w obcym polu magnetycznym);
- m_s , czyli **magnetyczna spinowa liczba kwantowa**, przyjmuje dwie wartości $+\frac{1}{2}$ i $-\frac{1}{2}$. Te wartości charakteryzują spin elektronu.

Zakaz Pauliego

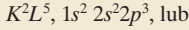
W atomie nie może być dwóch elektronów mających identyczne wszystkie liczby kwantowe.

Konfiguracja elektronowa

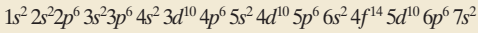
- Konfigurację elektronu można opisać za pomocą:
- zapisu powłokowego $K, L, M,$
 - zapisu orbitalnego $1s\ 2s2p\ \dots,$
 - diagramu klatkowego:



Np. konfigurację atomu azotu można zapisać na trzy sposoby:

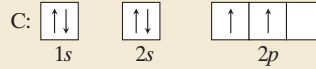


Kolejność wypełniania orbitali wraz z maksymalną liczbą elektronów



Elektryony walencyjne

Elektryony powłoki zewnętrznej nazywa się **elektryonami walencyjnymi**. Elektryony zapełniają powłokę walencyjną zgodnie z **regułą Hunda**. Mówi ona, że liczba niesparowanych elektryonów na orbitalach jednego typu i o jednakowej energii powinna być jak największa, a pary elektryonowe tworzą się dopiero wtedy, gdy każda z form przestrzennych orbitalu jest wypełniona pojedynczymi elektryonami:



Elektryony walencyjne często zaznacza się za pomocą **wzoru Lewisa**, zwanego też elektronowym wzorem strukturalnym. Wzór ten często nosi także nazwę wzoru kropkowo-kreskowego.

Np. dla atomu azotu wzór Lewisa ma postać:

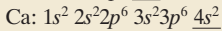
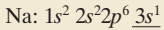


Bloki energetyczne

Bloki energetyczne to grupy układu okresowego zestawione w taki sposób, aby pierwiastki należące do danego bloku miały ten sam typ powłoki walencyjnej.

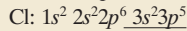
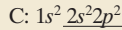
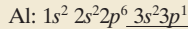
Blok s

Powłoką walencyjną bloku s jest tylko orbital ns :



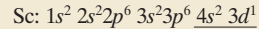
Blok p

Powłoką walencyjną bloku p są orbitale ns i np :



Blok d

Powłoką walencyjną bloku d są orbitale ns i $(n-1)d$:



I												VIII					
1	2											13	14	15	16	17	18
H	He											B	C	N	O	F	Ne
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub						

← blok s →←

blok d

→←

blok p

→

Położenie bloków energetycznych w układzie okresowym.

Z powodu konfiguracji elektronowej atom helu bywa przypisywany do bloku s.

4.4. Budowa cząsteczki

Energie jonizacji, wzbudzenia, powinowactwa. Elektroujemność

I energia jonizacji to najmniejsza energia pozwalająca na oderwanie elektronu od atomu i przeniesienie go do nieskończoności.

II energia jonizacji to energia potrzebna do oderwania następnego elektronu od jednododatniego jonu itd.

Najmniejsza jest zawsze I energia jonizacji, a następne elektrony coraz trudniej oderwać.

Energia wzbudzenia to energia potrzebna do przeniesienia elektronu w atomie na wyższy poziom energetyczny.

Energia powinowactwa to energia wymieniana z otoczeniem podczas dołączania elektronu do obojętnego atomu.

Elektroujemność to zdolność atomu do przesuwania w swoją stronę pary elektronowej tworzącej wiązanie.

Rodzaje wiązań

Wiązanie jonowe to elektrostatyczne przyciąganie między jonami o przeciwnych znakach, np. $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$ w NaCl . Atomy tworzące wiązanie jonowe muszą się bardzo różnić elektroujemnością.

Wiązanie kowalencyjne powstaje wtedy, gdy dwa atomy mające niesparowane elektrony stworzą z tych elektronów wspólną parę elektronową. Atomy tworzące wiązanie kowalencyjne muszą mieć podobną lub taką samą elektroujemność, np. $\text{H}-\text{H}$.

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane powstaje wtedy, gdy dwa atomy mające niesparowane elektrony stworzą z tych elektronów wspólną parę elektronową. Atomy tworzące wiązanie kowalencyjne spolaryzowane muszą się różnić elektroujemnością:

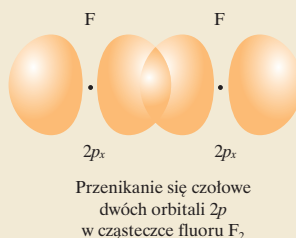
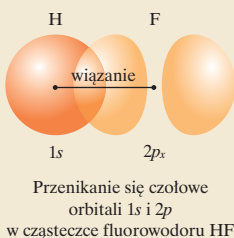
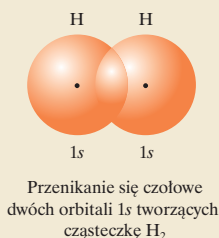


Wiązanie koordynacyjne powstaje wtedy, gdy jeden atom jest dawcą, a drugi biorcą pary elektronowej:

**Wiązania σ i π**

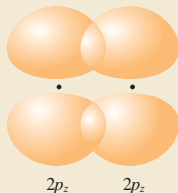
Wiązania kowalencyjne, koordynacyjne i kowalencyjne spolaryzowane istnieją dzięki przenikaniu się orbitali.

Wiązania typu σ powstają na skutek czołowego przenikania się orbitali.



W każdej cząsteczce mającej wiązania σ istnieje możliwość obrotu atomów wokół osi wiązania.

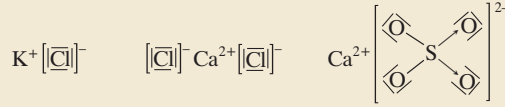
Wiązania π tworzą się między orbitalami p . Podczas tworzenia tego wiązania orbitalne p pochodzące od dwóch różnych atomów, ustawiają się równoległe do siebie i następuje tzw. przenikanie boczne. Wiązanie π nie pozwala w cząsteczce na swobodny obrót atomów wokół wiązania. Nie powstaje ono jednak jako wiązanie samodzielne – powstaje obok wiązań σ . Wiązania potrójne są najkrótsze, a pojedyncze najdłuższe.



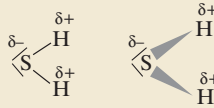
Tworzenie się wiązania π na skutek boczego przenikania się orbitali p

Wzory elektronowe cząsteczek

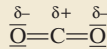
Cząsteczki w wiązaniach jonowych powstają wtedy, gdy różnica elektroujemności między atomami wynosi co najmniej 1,7. W związkach o wiązaniach jonowych powstają duże sieci krystaliczne i w rzeczywistości nie można wyodrębnić pojedynczych cząsteczek. Zapis elektronowy jest więc umowny:



Cząsteczki o wiązaniach kowalencyjnych spolaryzowanych powstają wtedy, gdy atomy tworzące różnią się elektroujemnością w zakresie od 0,4 do 1,7. Wiązania spolaryzowane można zaznaczać za pomocą kreski lub klina, a na atomach zaznacza się cząstkowe ładunki dodatnie i ujemne:

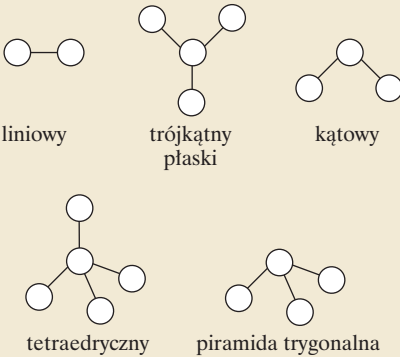


Wiązania wielokrotne powstają wtedy, gdy więcej niż jedna para elektronowa między dwoma atomami jest współpólna. W wiązaniach podwójnych jedno wiązanie jest wiązaniem σ , a drugie π . W wiązaniach potrójnych jedno jest wiązaniem σ , a dwa pozostałe to wiązania π .

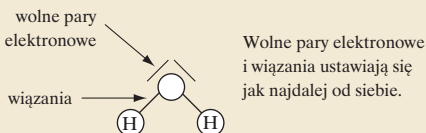


Kształty cząsteczek

Najbardziej typowe kształty cząsteczek:

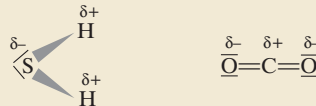


Oceniając kształt cząsteczki, najczęściej posługuje się zasadą odpychania się par elektronowych VSEPR. Mówi ona, że wolne pary elektronowe i pary tworzone przez wiązania zajmują takie położenia, aby być jak najdalej od siebie. Np. w cząsteczce wody:

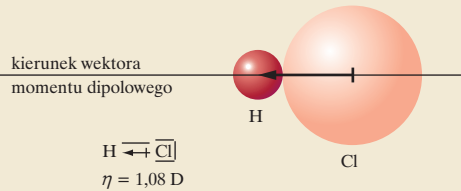


Polarność cząsteczek

W wypadku związków tworzących pojedyncze cząsteczki wyróżnia się cząsteczki polarne, czyli takie, w których kształt cząsteczki i polaryzacja wiązań powodują pojawienie się wektora momentu dipolowego. Upraszczając: w cząsteczkach polarnych udaje się przeprowadzić płaszczyznę dzielącą cząsteczkę na część dodatnią i ujemną. O takich cząsteczkach mówimy, że są dipolami.



Cząsteczka H_2S jest dipolem, a cząsteczka CO_2 nie jest dipolem.



Wektorowa interpretacja polarności cząsteczki HCl

4.5. Sposoby określania kształtu cząsteczek

Sposoby określania kształtu cząsteczek

Cząsteczki o wiązaniach jonowych są ciałami stałymi. I tworzą sieci krystaliczne zbudowane z setek jonów przyciągających się siłami elektrostatycznymi. W takim wypadku można określić jedynie typ sieci krystalicznej – nie mówi się o kształcie pojedynczej cząsteczki.

Cząsteczki o wiązaniach kowalencyjnych, kowalencyjnych spolaryzowanych lub koordynacyjnych czasami tworzą sieci krystaliczne (np. diament). Często

występują jednak w postaci pojedynczych cząsteczek.

Kształt pojedynczych cząsteczek ustala się za pomocą **metody VSEPR** (z ang. *Valence Shell Electron Pair Repulsion* – koncepcja odpychania par elektronowych powłoki walencyjnej), która służy do określania kształtu cząsteczek zhybrydowanych i typu hybrydyzacji, lub określając **hybrydyzację** atomów centralnych.

Hybrydyzacja orbitali

Teoria hybrydyzacji pozwala ustalić, jaki kształt ma cząsteczka oraz jakie rodzaje wiązań w niej występują. Ta teoria jest związana z interpretacją funkcji falowych, czyli z matematycznym opisem wnętrza atomu.

Jeśli atom tworzy wiązania, wykorzystując różne orbitale, konieczne jest ujednoclenie kształtu i energii tych orbitali. We wnętrzu atomu znikają stare orbitale różniące się kształtem i energią, a pojawiają się nowe, o identycznym kształcie i energii. Do hybrydyzacji dochodzi tylko w czasie tworzenia się wiązań.

Rozróżniamy wiele typów hybryd. Najczęściej w opisie wiązań posługujemy się hybrydami sp^3 , sp^2 , sp .

Całkowita liczba orbitali nie zmienia się podczas hybrydyzacji. Na przykład podczas hybrydyzacji sp przy tworzeniu ulega 1 orbital s i 1 orbital p , a pojawiają się 2 hybrydy sp .

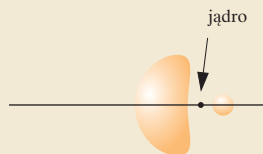
Czasami hybrydyzacja jest poprzedzona wzbudzeniem atomu, czyli przeniesieniem elektronów na sąsiednie orbitale. Dzieje się tak np. w atomie węgla znajdującym się w cząsteczce CH_4 – hybrydyzacji ulega atom węgla o konfiguracji $2s^1 2p^3$, który ma 4 niesparowane elektrony.

Czasami hybrydują orbitale o różnym stopniu wypełnienia. Np. w atomie azotu podczas tworzenia NH_3 hybrydyzacji ulegają 3 orbitale p wypełnione pojedynczymi elektronami i 1 orbital s zawierający parę elektronową.

Czasem nie wszystkie orbitale ulegają hybrydyzacji. Np. w cząsteczce etenu 3 orbitale węgla ulegają hybrydyzacji, a 1 tworzący wiązanie π pozostaje niezhybrydowany.

Kształt orbitalu zhybrydowanego

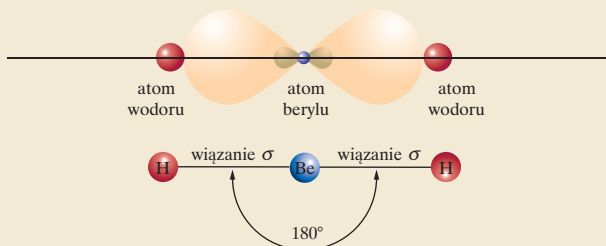
Orbital zhybrydowany jest skoncentrowany po jednej stronie jądra atomowego i dzięki temu ładunek rozkłada się w określonym kierunku. Każda hybryda, niezależnie od tego, czy pochodzi z hybrydyzacji sp , sp^2 czy sp^3 ma taki sam kształt.



kierunek, wzdłuż którego położony jest pojedynczy orbital

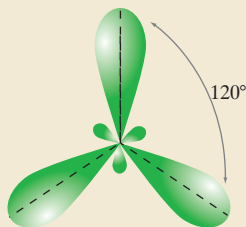
Hybrydyzacja sp

Najprostszym przykładem hybrydyzacji typu sp jest cząsteczka **wodoru berylu** BeH_2 . Aby powstała cząsteczka o dwóch identycznych wiązaniach, atom berylu ulega wzbudzeniu, elektron przenoszony jest na orbital $2p$ z orbitalu $2s$. Orbitale $2s$ i $2p$ różnią się jednak energią i kształtem. Musi więc nastąpić ujednoclenie, czyli hybrydyzacja orbitali, znikają orbitale s i p , a pojawiają się 2 hybrydy sp o energii pośredniej między energią orbitali s i p . Energia obu hybryd jest identyczna. Hybrydy leżą na jednej linii, a kąt między wiązaniami tworzonymi przez zhybrydowane orbitale wynosi 180° .



Hybrydyzacja sp^2

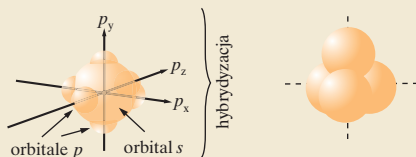
Jeśli wymieszaniu czyli hybrydyzacji ulegnie jeden orbital s i 2 orbitale p , uzyskujemy 3 identyczne hybrydy ułożone na jednej płaszczyźnie pod 120° .



Hybrydyzacja ta występuje w atomach węgla wielu związków organicznych na przykład: HCHO, C_2H_4 czy C_6H_6 .

Hybrydyzacja sp^3

Najprostszym przykładem hybrydyzacji typu sp^3 jest cząsteczka metanu CH_4 . Aby ona powstała, atom węgla ulega wzbudzeniu, przenosząc elektron z orbitalu $2s$ na orbital $2p$. Podczas hybrydyzacji znikają 1 orbital s i 3 orbitale p , a pojawiają się 4 hybrydy sp^3 . Nowe hybrydy są rozłożone symetrycznie w przestrzeni, a kąt między wiązaniami wynosi $109,3^\circ$.



orbitale walencyjne atomu węgla wykorzystują całą przestrzeń wokół jądra

4 orbitale, ulegając hybrydyzacji, przetwarzają się w równomiernie rozłożone w przestrzeni 4 identyczne orbitale zhybrydyzowane

Model odpychania się par elektronowych (VSEPR)

Kształt cząsteczki można określić, analizując sposób odpychania się par elektronowych. Przyjmuje się, że w cząsteczce wszystkie pary elektronowe atomu centralnego znajdują się w tym samym stanie energetycznym, bez względu na to, czy są elektronami s czy p . **Pary elektronowe tworzące wiązania układają się w przestrzeni tak, aby być jak najdalej od siebie.** Np.:

- w cząsteczce BeH_2 2 pary elektronowe tworzące wiązania ułożą się na jednej linii po dwóch stronach atomu centralnego,
- w cząsteczce BH_3 2 pary elektronowe tworzące wiązania ułożą się w jednej płaszczyźnie pod kątem 120° ,
- w cząsteczce CH_4 4 pary elektronowe tworzące wiązania ułożą się równomiernie w przestrzeni i będą skierowane ku wierzchołkom czworościanu foremnego, tak że kąt między nimi będzie wynosił około $109,3^\circ$.

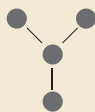
Cząsteczki mające dodatkowe wolne pary elektronów (elektrony niewiążące) można analizować tak samo. Wolne pary elektronowe zajmują nieco większą przestrzeń i odpychają się od siebie nieco silniej niż pary elektronowe tworzące wiązania. To powoduje niewielką zmianę kątów między wiązaniami. Np. w cząsteczce wody mającej w atomie tlenu 2 pary tworzące wiązania i 2 wolne pary elektronowe rozłożenie par jest tetraedyczne, ale kąt między wiązaniami wodoru – tlenu wynosi nie $109,3^\circ$ a $104,5^\circ$.

Struktura przestrzenna cząsteczek według modelu VSEPR

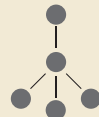
a) W cząsteczce są tylko pary elektronowe tworzące wiązania:



kąt 180°



kąt 120°



kąt $109,3^\circ$

b) W cząsteczce są pary elektronowe tworzące wiązania i wolne pary elektronowe:



Linia przerywaną zaznaczono pary niewiążące, kąty między wiązaniami będą miały nieco inne wartości niż na rysunku a), chociaż ułożenie w przestrzeni wszystkich par elektronowych jest takie samo jak na pierwszym rysunku.

4.6. Budowa cząsteczki a właściwości fizykochemiczne związku

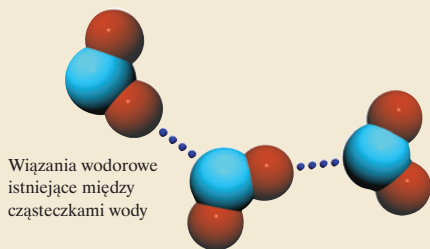
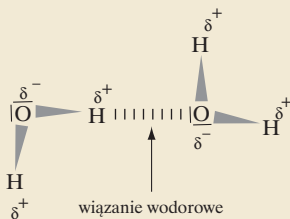
Wiązania międzycząsteczkowe

Sily van der Waalsa to słabe oddziaływania międzycząsteczkowe powstające na skutek nietrwałych deformacji chmur elektronowych atomów lub cząsteczek. Działają tylko na małych odległościach. Im cząsteczki są bliżej położone, tym oddziałują między nimi większe sily van der Waalsa.

Niepolarne cząsteczki węglowodorów silnie rozgałęzionych przyciągają się słabiej niż cząsteczki węglowodorów liniowych. Dlatego w temperaturze 20°C n-pentan jest cieczą a jego izomer 2,2-dimetylopropan jest gazem.

Sily dipol-dipol są to oddziaływania istniejące między cząsteczkami polarnymi. Im lepszym dipolem jest cząsteczka, tym silniej jest przyciągana przez inne cząsteczki. Dlatego gazy SO_2 łatwo daje się skroplić.

Wiązania wodorowe powstają między atomem wodoru jednej cząsteczki a silnie elektroujemnym atomem innej cząsteczki zawierającym wolne pary elektronowe. Aby powstało wiązanie wodorowe, atom wodoru tworzący to wiązanie musi mieć dostatecznie duży cząstkowy ładunek dodatni. To wiązanie jest najsilniejsze, gdy atom wodoru jest położony w linii prostej między dwoma elektroujemnymi atomami. Wiązanie wodorowe tworzy najczęściej atom wodoru połączony w cząsteczce z atomami tlenu, azotu i fluoru:



Wiązanie wodorowe jest najsilniejszym z oddziaływań międzycząsteczkowych. Dlatego woda jest cieczą mimo niewielkiej masy cząsteczek, a metanol rozpuszcza się w wodzie.

Wiązanie metaliczne

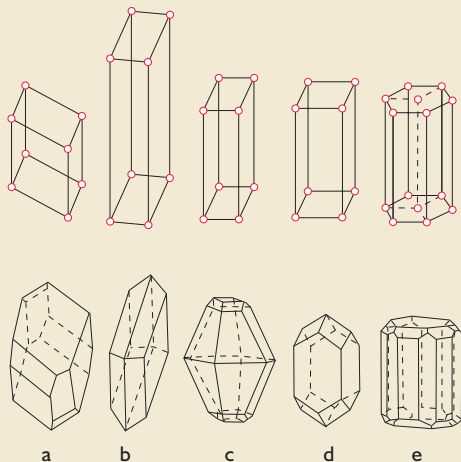
Atomy metalu są ściśle ułożone. Elektrony zewnętrznych powłok tworzą ruchliwe morze elektronowe, w którym są osadzone nieruchome kationy metalu. Taka struktura ciała stałego sprawia, że metale przewodzą prąd elektryczny i są kowalne. Swoją połysk metale zawdzięczają ruchliwości elektronów. Ciasne ułożenie atomów i łatwość drgań powodują dobrą przewodność ciepła.

Rodzaje kryształów

Po uwzględnieniu sił przyciągania między atomami lub cząsteczkami kryształy dzielimy na:

- metaliczne – atomy są powiązane wiązaniami metalicznymi,
- jonowe – jony są powiązane wiązaniami jonowymi,
- molekularne – cząsteczki są powiązane wiązaniami van der Waalsa, wiązaniami wodorowymi, wiązaniami dipol-dipol,
- kowalencyjne – atomy są powiązane wiązaniami kowalencyjnymi.

Po uwzględnieniu symetrii kryształy dzieli się według grup krystalograficznych, najczęściej na 6 układów krystalograficznych. Np. chlorek sodu należy do grupy kryształów o sieci regularnej.



Komórki elementarne niektórych typów sieci krystalicznych (na górze) i odpowiadające im kształty kryształów (na dole)

Właściwości kryształów

Alotropia to zjawisko polegające na tworzeniu przez ten sam pierwiastek różnych postaci krystalicznych, np. węgiel tworzy diament, grafit i fuleren, a fosfor odmiany białą, czerwoną, fioletową i czarną.

Polimorfizm to zjawisko polegające na tworzeniu przez ten

sam związek różnych struktur krystalicznych, np. węgiel wapnia tworzy kwarcyt i aragonit.

Izomorfizm to zjawisko polegające na tworzeniu takich samych sieci krystalicznych przez różne związki, np. KClO_4 i KMnO_4 .

Anizotropia to zjawisko polegające na zależności cech krysz-

tału od kierunku ich badania, np. może istnieć różna rozszerzalność cieplna wzdłuż i w poprzek kryształu.

Ciała bezpostaciowe to ciała stałe, które nie mają regularnej sieci krystalicznej. Takim ciałem jest np. szkło okienne.

Typy ciał stałych

Rodzaj kryształu	Cząsteczki lub jony osadzone w węzłach sieci	Typy wiązań w sieci	Właściwości postaci krystalicznej	Przykłady
kowalencyjny	atomy	wiązania kowalencyjne między atomami	bardzo twarde, wysoka temp. topnienia, izolatory	diaament, SiO_2 , Si
jonowy	kationy i aniony	oddziaływanie elektrostatyczne	twarde, wysoka temp. topnienia, kruche izolatory	NaCl , CaF_2 , KBr , KNO_3
molekularny	polarne cząsteczki	dipol–dipol	niezbyt twarde, niewielka temp. topnienia, izolatory	HCl , H_2O , SO_2
	niepolarne cząsteczki lub atomy	siły van der Waalsa	miękkie, bardzo niska temp. topnienia, izolatory	I_2 , CO_2 , CH_4 , Ar
metaliczny	kationy umieszczone w chmurze elektronowej	przyciąganie elektrostatyczne między kationami a chmurą elektronów	różne temp. topnienia, dobre przewodniki elektryczności	Na, Cu, Mg, Fe

Właściwości cieczy

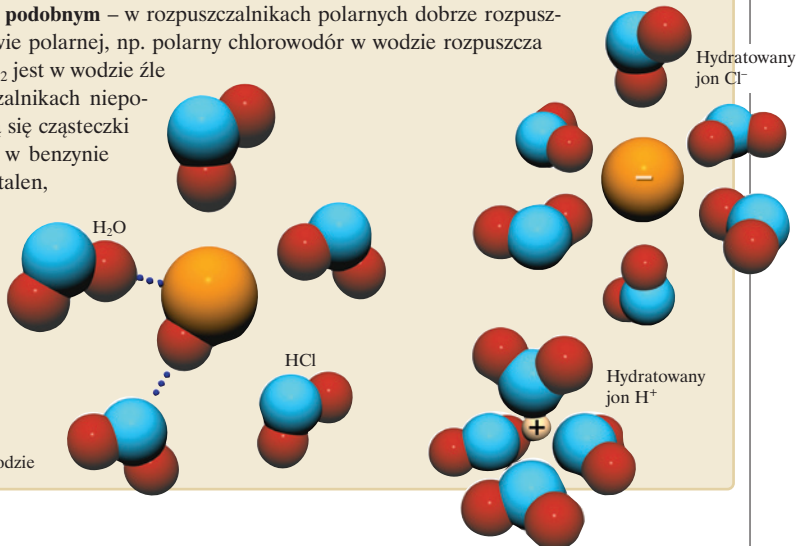
Rozpuszczalniki polarne to rozpuszczalniki zbudowane z cząsteczek polarnych (np. woda).

Rozpuszczalniki niepolarne to rozpuszczalniki zbudowane z cząsteczek niepolarnych (np. CCl_4).

Podobne rozpuszcza się w podobnym – w rozpuszczalnikach polarnych dobrze rozpuszczają się cząsteczki o budowie polarnej, np. polarny chlorowódz w wodzie rozpuszcza się dobrze, a niepolarny CO_2 jest w wodzie źle rozpuszczalny. W rozpuszczalnikach niepolarnych dobrze rozpuszczają się cząsteczki o budowie niepolarnej, np. w benzynie dobrze rozpuszcza się naftalen, a źle cukier.

Solvatacja to zjawisko otaczania rozpuszczanych cząsteczek przez cząsteczki rozpuszczalnika. W wypadku wody zjawisko solwatacji nazywa się **hydratacją**.

Rozpuszczanie chlorowodoru w wodzie



POZNAJ CAŁĄ NASZĄ OFERTĘ

PUBLIKACJE PRZYGOTOWUJĄCE DO EGZAMINU MATURALNEGO



Vademecum z 8 przedmiotów: biologii, chemii, fizyki i astronomii, geografii, historii, języka polskiego, matematyki i wiedzy o społeczeństwie.

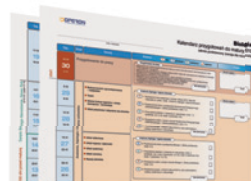
NOWOŚĆ! „Obowiązkowa matura z matematyki” – ponad 1200 zadań do matury na poziomie podstawowym.



Testy maturalne z 8 przedmiotów:

biologii, chemii, fizyki i astronomii, geografii, historii, języka polskiego, matematyki i wiedzy o społeczeństwie.

NOWOŚĆ! Testy do matury z matematyki na poziomie podstawowym.



Kalendarze przygotowań do egzaminu maturalnego:

do bezpłatnego pobrania na stronie [www](http://www.operon.pl).