

ELEMENTY CHEMII W LICEUM SPORTOWYM

MATERIAŁ EDUKACYJNY Z ĆWICZENIAMI

OPRACOWANIE MGR ANNA PIWOWAR

Rozdział I – BUDOWA MATERII

Materiał edukacyjny z zakresu chemii w gimnazjum zawarty jest w Vademecum „Przypomnij sobie”.

SUBSTANCJE CHEMICZNE

PIERWIASTKI

ZWIĄZKI CHEMICZNE

MIESZANINY

METALE

NIEMETALE

NIEORGANICZNE

ORGANICZNE

JEDNORODNE

NIEJEDNORODNE

tlenki

węglowodory

kwasy

alkohole

wodorotlenki

aldehydy

sole

ketony

wodorki

kwasy karboksylowe

inne

estry

aminy

aminokwasy

białka

cukry

PIERWIASTKI CHEMICZNE – substancje proste, zbiór atomów o tej samej liczbie atomowej.

IZOTOPY – atomy tego samego pierwiastka różniące się liczbą masową A, czyli ilością neutronów w jądrze, a tym samym masą.

ŚREDNIA MASA ATOMOWA /WAŻONA/ - średnia mas atomowych z uwzględnieniem zawartości procentowej poszczególnych izotopów

$$M_{\text{at}} = \frac{a\% A + b\% A + c\% A + \dots}{100 \%}$$

ZWIĄZKI CHEMICZNE – substancje złożone z co najmniej dwóch pierwiastków połączonych ze sobą trwale w ściśle określonym stosunku

wagowym /prawo stałości składu związku chemicznego/

METALE – grupa pierwiastków o wielu wspólnych cechach - ciała stałe /wyj. rtęć/, srebrzysto-szare /wyj. złoto, miedź/ z metalicznym

połyskiem, kowalne i ciągliwe, ulegają rozszerzalności temperaturowej, przewodzą prąd elektryczny i ciepło.

ZJAWISKA FIZYCZNE – przemiany, w których zmieniają się tylko właściwości fizyczne danej substancji np. topnienie lodu, powstawanie mgły,

szronu, rosy, rozpuszczanie soli, gazów w wodzie, parowanie itp.

PRZEMIANY /REAKCJE CHEMICZNE/ - przemiany, w których zmienia się skład chemiczny substancji, czyli powstaje inna substancja o nowym

składzie i właściwościach np. spalanie, korozja, kwaśnienie, fermentacja, gnicie itp.

PRAWO ZACHOWANIA MASY – w układzie zamkniętym suma mas substratów w reakcji chemicznej równa jest sumie mas produktów.

PRAWO STAŁOŚCI SKŁADU ZWIĄZKU CHEMICZNEGO - stosunek mas pierwiastków w związku chemicznym jest stały i niezależny od sposobu

otrzymywania np. w wodzie H_2O $m_{\text{H}} : m_{\text{O}} = 2 : 16 = 1 : 8$.

TYPY REAKCJI CHEMICZNYCH

CHEMIA NIEORGANICZNA

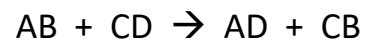
Synteza $A + B \rightarrow AB$

Analiza $AB \rightarrow A + B$

Wymiana pojedyncza



Wymiana podwójna



CHEMIA ORGANICZNA

Substytucja /podstawianie/

- rodnikowa
- elektrofilowa
- nukleofilowa

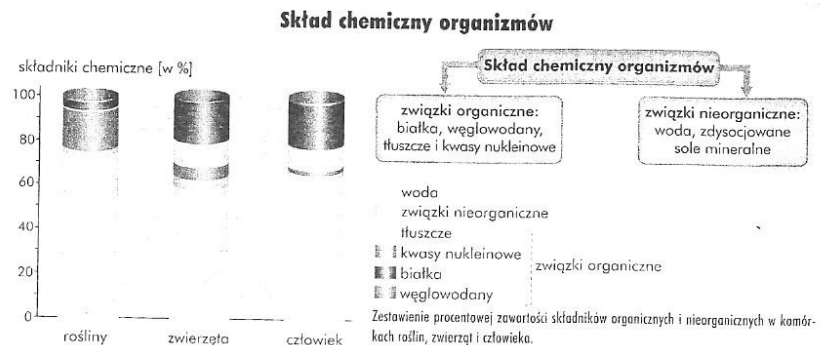
Addycja /przyłączenie/

Eliminacja

1. Budowa chemiczna organizmów

1.1. SKŁAD CHEMICZNY ORGANIZMÓW

Wszystkie organizmy żywe wykazują zasadnicze podobieństwo pod względem składu chemicznego – składają się ze **związków organicznych** oraz ze **związków nieorganicznych**.



Makroelementy, mikroelementy i pierwiastki biogenne

- **Makroelementy** to pierwiastki niezbędne do prawidłowego rozwoju i funkcjonowania organizmów żywych. Występują w ilości powyżej 0,01% suchej masy (łącznie ponad 99% całkowitej masy organizmów). Sześć spośród nich jest podstawowym składnikiem budulcowym większości związków organicznych. Są to tak zwane **pierwiastki biogenne** (C, H, O, N, S, P).
- **Mikroelementy** to pierwiastki, które występują w organizmach w śladowych ilościach – poniżej 0,01% suchej masy. Ich obecność jest jednak niezbędna do właściwego rozwoju i przebiegu procesów życiowych organizmów.

Makroelementy – pełnione funkcje, źródła i skutki niedoboru w organizmie

Pierwiastek	Najważniejsze funkcje w organizmie	Główne źródła	Niektóre skutki niedoboru	
			u zwierząt i człowieka	u roślin
Węgiel (C)* Tlen (O)* Wodór (H)*	podstawowe materiały budulcowe wszystkich związków organicznych	produkty pokarmowe	zahamowanie procesów życiowych, spadek masy ciała	brak danych
Azot (N)*	składnik budulcowy białek, kwasów nukleinowych, niektórych koenzymów, nośników energii (ATP, ADP), barwników fotosyntetycznych, hormonów wzrostowych roślin	produkty białkowe pochodzenia roślinnego i zwierzęcego	zahamowanie procesów życiowych	zahamowanie wzrostu części nadziemnych i podziemnych, pędy krótkie i cienkie, liście bladezielone, zahamowanie rozwoju pędów bocznych
Siarka (S)*	składnik niektórych aminokwasów, białek, enzymów, hormonów, koenzym CoA	mięso, ryby, rośliny strączkowe, cebula, czosnek, soja	brak danych	występując rzadko

Makroelementy – pełnione funkcje, źródła i skutki niedoboru w organizmie cd.

Fosfor (P)*	składnik budulcowy kości ssaków, zębów, błon komórkowych, związków wysokoenergetycznych (ATP, ADP), kwasów nukleinowych i niektórych białek	otręby, sery, orzechy, nasiona, pełne ziarna zbóż, ryby, mięso	zaburzenia wzrostu, dolegliwości kostne, wzmożona nerwowość, próchnica zębów	podobne do azotu, liście matowe, ciemne niebieskozielone, często z odcieniem purpurowym lub fioletowym, brązowe matowe plamy
Wapń (Ca)	składnik budulcowy kości, zębów, odpowiada za prawidłowe przewodnictwo impulsów nerwowych i mechanizm skurczu mięśni, jeden z czynników krzepnięcia krwi	mleko tłuste, nabiał, ryby, migdały, orzechy, rośliny strączkowe	łamliwość kości, skurcze mięśni, osteoporoza, stany lękowe, ubytki masy zębowej	młode liście silnie skręcone, starsze o nieregularnych kształtach, mogą występować brązowe plamy
Magnez (Mg)	składnik kości, mięśni, chlorofilu, aktywator wielu enzymów	szpinak, produkty sojowe, warzywa strączkowe, orzechy, czekolada	osłabienie i skurcze mięśni, zaburzenie rytmu serca, drgawki, apatia	zwiedły pokrój roślin, chloroza liści, zahamowanie fotosyntezy
Sód (Na)	odpowiada za równowagę wodno-elektrolitową organizmu, wpływa na prawidłowe funkcjonowanie mięśni i nerwów	ryby, owoce morza, sól kuchenna	niskie ciśnienie krwi, skurcze mięśni, odwodnienie, utrata pobudliwości komórek	zanik różnicy potencjałów i utrata pobudliwości komórek
Potas (K)	utrzymanie ciśnienia osmotycznego komórek, udział w przewodzeniu impulsów nerwowych, aktywator wielu enzymów	rośliny strączkowe, warzywa, owoce, orzechy, banany, pomidory	choroby serca i nerek, osłabienie mięśni szkieletowych i gładkich, osłabienie organizmu, apatia, uczucie splątania	chloroza liści, skrócone międzywęzła, skąpy system korzeniowy, zwiedły pokrój rośliny
Chlor (Cl)	odpowiada za równowagę wodno-mineralną, aktywuje enzymy trawienne w żołądku (HCl), czynnik katalityczny przy fotolizie wody w czasie fotosyntezy	ryby i owoce morza, sól	zaburzenia trawienia, zaburzenia procesu oddychania komórkowego	zakłócenie przebiegu fotosyntezy i oddychania

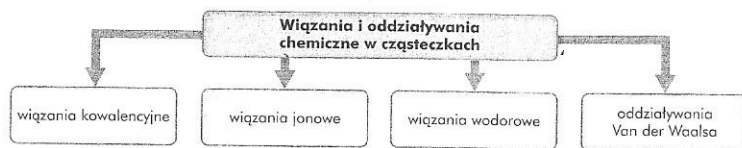
Mikroelementy – pełnione funkcje, źródła i skutki niedoboru w organizmie

Pierwiastek	Funkcje w organizmie	Główne źródła	Niektóre skutki niedoboru	
			u zwierząt i człowieka	u roślin
Żelazo (Fe)	składnik enzymów szlaków oddychania komórkowego, cytochromów, hemoglobiny, mioglobiny, katalizator syntezy chlorofilu	mięso, wątroba, ryby, jaja, warzywa liściaste, pomidory, nasiona słonecznika	anemia, ogólne osłabienie, bóle głowy, arytmia serca, zakłócenia procesu oddychania	najczęściej u drzew owocowych: chloroza młodych liści, zakłócenie procesu fotosyntezy i oddychania
Miedź (Cu)	składnik wielu enzymów, uczestniczy w syntezie hemoglobiny i chlorofilu	fasola, orzechy, kakao, ziemniaki, warzywa liściaste	występuje rzadko	bielenie i zasychanie wierzchołków młodych liści

Mikroelementy – pełnione funkcje, źródła i skutki niedoboru w organizmie cd.

Pierwiastek	Funkcje w organizmie	Główne źródła	Niektóre skutki niedoboru	
			u zwierząt i człowieka	u roślin
Cynk (Zn)	składnik wszystkich narządów, około 200 enzymów, przyspieszenie procesu gojenia ran, reguluje stężenie witaminy A, składnik insuliny, niezbędny do syntezy związków regulujących wzrost roślin	produkty zbożowe, warzywa, mleko, nasiona słonecznika, ostrygi	niedokrwiistość, powolne gojenie ran, łysienie, łamliwość włosów i paznokci, stany zapalne	obniża syntezę regulatorów wzrostu, chloroza i karlenie młodych liści, niskie plony
Fluor (F)	składnik kości i zębów, chroni przed próchnicą	ryby, woda wodociągowa, herbata	próchnica zębów	brak danych (nie stwierdzono)
Jod (I)	niezbędny do wytworzenia tyroksyny i trójiodotyroniny	powietrze nadmorskie, owoce morza, sól jodowana, glony (np. morskizyn)	niedoczynność tarczycy, u dzieci matołectwo, wrodzony zespół niedoboru jodu, zwolnienie metabolizmu,	brak danych (nie stwierdzono)
Kobalt (Co)	składnik witaminy B ₁₂ (kobalaminy), niezbędny do wytworzenia czerwonych krwinek, uczestniczy w procesie wiązania N ₂ przez bakterie brodawkowe	mięso, nabiał	anemia, zaburzenie procesu krzepnięcia krwi	zahamowanie procesu wiązania azotu przez rośliny motylkowe

Rodzaje wiązań i oddziaływań chemicznych występujących w cząsteczkach biologicznych



● **Wiązania kowalencyjne** – powstają, gdy dwa atomy wspólniają jedną parę elektronów lub więcej.

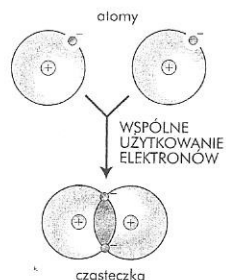
Podział wiązań kowalencyjnych ze względu na liczbę wiązań:

- **pojedyncze** (wykorzystana jest jedna para elektronów, np. C-H, C-C),
- **podwójne** (wykorzystane są dwie pary elektronów, np. C=C, C=O),
- **potrójne** (wykorzystane są trzy pary elektronów, np. N-N).

Podział wiązań kowalencyjnych ze względu na charakter wiązania:

- niespolaryzowane (wspólnieniu ulega para elektronów, pochodzących od atomów, które charakteryzują się dokładnie lub niemal identyczną elektroujemnością, np. H-H, C-C),
- spolaryzowane (wspólne użytkowanie jednej lub kilku par elektronowych, które są przesunięte w kierunku atomu o większej elektroujemności, np. H₂O),
- koordynacyjne (wspólnieniu ulega para elektronów pochodząca wyłącznie od jednego z atomów tworzących wiązanie, np. SO₂).

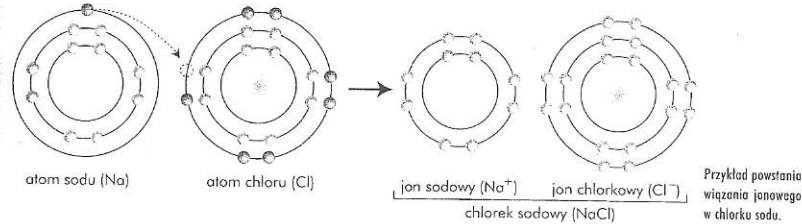
Rola: Wiązania kowalencyjne są wiązaniami wysoce energetycznymi. Zabezpiecza to cząsteczki, w których występują, przed rozpadem, zaś w reakcjach enzymatycznych pozwala uzyskać odpowiednio dużą ilość energii. Determinują strukturę przestrzenną cząsteczek biologicznych.



Schemat powstania wiązania kowalencyjnego.

Rodzaje wiązań i oddziaływań chemicznych cd.

- **Wiązania jonowe** – powstają pomiędzy naładowanymi różnoimiennie jonami (kation i anion) lub grupami funkcyjnymi. W wiązaniach tego typu następuje przemieszczenie elektronów z atomu mniej elektroujemnego do atomu bardziej elektroujemnego. Mają one charakter polarny, a pierwiastki je tworzące uzyskują na powłoce walencyjnej oktet elektronowy (poza atomem wodoru, który w takiej sytuacji uzyskuje dublet).



Rola: Związki zawierające wiązania jonowe łatwo rozpuszczają się w wodzie, dysocjując na poszczególne jony, z których każdy otoczony jest cząsteczkami wody (hydratacja). Są to wiązania wysokoenergetyczne – niezbędna jest duża energia do ich rozerwania.

- **Wiązania wodorowe** – wiązania powstające między atomem wodoru, w kierunku którego przesunięty jest ładunek dodatni, a wolną parą elektronową atomu pierwiastka o dużej elektroujemności (np. tlenu, azotu). Zwiększenie liczby wiązań wodorowych powoduje zwiększenie stabilności cząsteczki biologicznej (np. strukturę aktywnych białek), w której one występują.



Rola: Dzięki tym wiązaniom cząsteczki mają zdolność do asocjacji (łączenia się w większe zespoły). W makrocząsteczkach, np. w białkach, kwasach nukleinowych, mają wpływ na konformację (kształt), a tym samym na ich właściwości biologiczne.

- **Oddziaływania Van der Waalsa** – bardzo słabe (niskoenergetyczne) występują między dwiema cząsteczkami (lub atomami) znajdującymi się blisko siebie, odmiennie naładowanymi. Mimo niewielkiej energii mogą stabilizować nie tylko różne związki (np. białka, kwasy nukleinowe), ale i struktury komórkowe (np. błony komórkowe). Jeśli są to cząsteczki tak samo naładowane, to jest to **oddziaływanie hydrofobowe**; jeśli odmiennie naładowane – **oddziaływanie hydrofilowe**. Oddziaływania hydrofobowe decydują o łączeniu się fosfolipidów w błony biologiczne oraz nadają większości białek globularny (zwarty) kształt. Oddziaływania hydrofilowe ułatwiają transport.

Budowa atomu.

Vademecum – charakterystyka cząstek w atomie, konfiguracje elektronowe pierwiastków do $Z=18$, liczba Z i A ,

- informacje zawarte w układzie okresowym
- rodzaje wiązań chemicznych i właściwości ciał o budowie jonowej.

Grupa pierwiastków /rodzina/ to zbiór pierwiastków o identycznej budowie powłoki walencyjnej /ta sama ilość e walencyjnych i ten sam rozkład/, co wpływa na podobne właściwości tych pierwiastków np. : litowce, azotowce, helowce.

Atomy z małą ilością e walencyjnych /1-4/wykazują łatwość oddawania tych elektronów i tworzenie kationów lub dodatnich biegunów dipoli – to są **metale**.

Atomy z dużą ilością e walencyjnych /4 – 8/wykazują łatwość przyjmowania dodatkowych elektronów i tworzenie anionów lub ujemnych biegunów dipoli – to są **niemetale**.

JĄDRO – umieszczone w środku atomu, zbudowane z protonów i neutronów, połączonych siłami jądrowymi /najsilniejsze oddziaływania w przyrodzie/, posiada elektryczny ładunek dodatni, gromadzi praktycznie całą masę atomu, średnica jądra jest 100 tys. razy mniejsza od średnicy atomu.

POWŁOKI ELEKTRONOWE – przestrzeń, w której poruszają się elektrony wokół jądra, chmury elektronowe gromadzą elektryczny ładunek ujemny.

PROTON – składnik jądra, subatomowa cząstka o masie 1 u, elementarnym ładunku dodatnim +1, zbudowana z dwóch rodzajów kwarków.

NEUTRON – składnik jądra o masie 1 u, subatomowa cząstka elektrycznie obojętna, zbudowana z dwóch rodzajów kwarków.

ELEKTRON – niepodzielna elementarna cząstka materii, o masie około 2000 razy mniejszej od masy protonu, elementarnym ładunku -1.

KWARK – niepodzielna elementarna cząstka materii, dwa jego rodzaje /u - górny i d – dolny/ budują protony i neutrony.

LICZBA ATOMOWA - in. liczba porządkowa Z, liczba protonów w jądrze danego atomu, jest ona równa liczbie elektronów w atomie obojętnym/.

LICZBA MASOWA – liczba A, suma protonów i neutronów /czyli nukleonów/ w jądrze lub masa atomowa pierwiastka /u/.

MASA ATOMOWA – masa atomu wyrażona w atomowej jednostce masy /1u/ $1u = 0,167 \cdot 10^{-23}$ g/atom.

MASA CZĄSTECZKOWA – masa cząsteczki wyrażona w atomowej jednostce masy /1u/, suma atomowych mas poszczególnych pierwiastków z uwzględnieniem ilości atomów tego pierwiastka.

$$\text{np. } M_{\text{cz}} \text{ H}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 1u + 32u + 4 \cdot 16u = 98u$$

POWŁOKOWA KONFIGURACJA ELEKTRONOWA - rozkład elektronów na poszczególnych powłokach bez uwzględniania orbitali, powłoki oznacza się kolejnymi literami alfabetu zaczynając od K

np. : konfiguracja tlenu K^2L^6 konfiguracja chloru $K^2L^8M^7$ konfiguracja manganu $K^2L^8M^{13}N^2$

ELEMENTY CHEMII KWANTOWEJ

1. W atomie energia jest pobierana lub oddawana ściśle określonymi porcjami tzw. kwantami lub fotonami , co związane jest z przeskokiem elektronu na wyższą powłokę /pochłonięcie energii/ lub spadek na niższą /wydzielenie energii/

$$E = h\nu \text{ gdzie } E - \text{energia kwantu, } h - \text{stała Plancka, } \nu /ni/ - \text{częstotliwość promieniowania.}$$

2. Zasada nieoznaczoności Heisenberga podaje, że nie można jednocześnie określić położenia i pędu elektronu w danej chwili.

3. Orbital to przestrzeń wokół jądra , w której prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest największe, wykres prawdopodobieństwa obrazuje kształt tego orbitala.

LICZBY KWANTOWE

1. Liczby opisują stan elektronu w atomie , tzw. stan kwantowy.

2. **Liczba główna – n** – przyjmuje wartości liczb naturalnych $n = 1,2,3,4...$, określa numer powłoki /zgodnie z numerami okresów chemicznych/

3. **Liczba poboczna - l** /litera l/ - przyjmuje wartości od 0 do $n-1$, określa kształt i energię podpowłok

$l = 0$ oznaczenie literowe s

$l = 1$ " p

$l = 2$ " d

$l = 3$ " f

3. **Liczba magnetyczna – m** – przyjmuje wartości $-l < m < +l$, określa ilość orbitali na danej podpowłoce

$l = 0$ to $m = 0$ jedna wartość – jeden orbital s

$l = 1$ to $m = -1, 0, +1$ trzy wartości - trzy orbitale p

$l = 2$ to $m = -2, -1, 0, +1, +2$ pięć wartości – pięć orbitali d

4. **Liczba magnetyczna spinowa – m_s** - przyjmuje wartości $1/2$ i $-1/2$, opisuje moment spinowy elektronu związany z obrotem cząstki wokół własnej osi.

Główna l.k. n	Poboczna l.k. l	Magnetyczna l.k. m	Spinowa l.k. m_s	Ilość stanów kwantowych
------------------	--------------------	-----------------------	--------------------	-------------------------

n = 1	l = 0	s	m = 0	$m_s = \frac{1}{2}$ lub $-1/2$	2e
n = 2	l = 0	s	m = 0	$m_s = \frac{1}{2}$ lub $-1/2$	2e
	l = 1	p	m = -1, 0, 1	$m_s = \frac{1}{2}$ lub $-1/2$	6e
					Razem 8 e
n = 3	l = 0	s	m = 0	$m_s = \frac{1}{2}$ lub $-1/2$	2e
	l = 1	p	m = -1, 0, 1	$m_s = \frac{1}{2}$ lub $-1/2$	6e
	l = 2	d	m = -2, -1, 0, 1, 2	$m_s = \frac{1}{2}$ lub $-1/2$	10e
					Razem 18 e

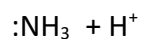
ZAKAZ PAULIEGO - w atomie nie mogą istnieć dwa elektrony o tych samych czterech liczbach kwantowych . To oznacza, że muszą się różnić przynajmniej liczbą magnetyczną spinową, ponieważ ma ona tylko dwie wartości, to na jednym orbitalu mogą istnieć tylko dwa elektrony.

REGUŁA HUNDA – elektrony na orbitalach zajmują miejsca w taki sposób, aby była jak największa liczba elektronów niesparowanych /pojedynczych/

- elektrony sparowane leżą na jednym orbitalu

- elektrony niesparowane leżą na różnych orbitalach

Wiązanie koordynacyjne – rodzaj wiązania atomowego spolaryzowanego, w którym oba elektrony pochodzą od jednego pierwiastka /donora/. Donor ma przynajmniej jedną parę elektronową np. S, N, Cl, P, akceptor ma pusty orbital atomowy /miejsce na przyjęcie dwóch elektronów/ np. O lub kation H^+ . Atomy dążą do uzyskania oktetu elektronowego. Wiązania zaznacza się od donora do akceptora. Wiązanie ważne dla kationu amoniowego NH_4^+ lub hydroniowego H_3O^+ . Także a tlenkach niemetali i resztach kwasowych.



NH_4^+ ma budowę czworościenną regularną
cząsteczka jest niepolarna

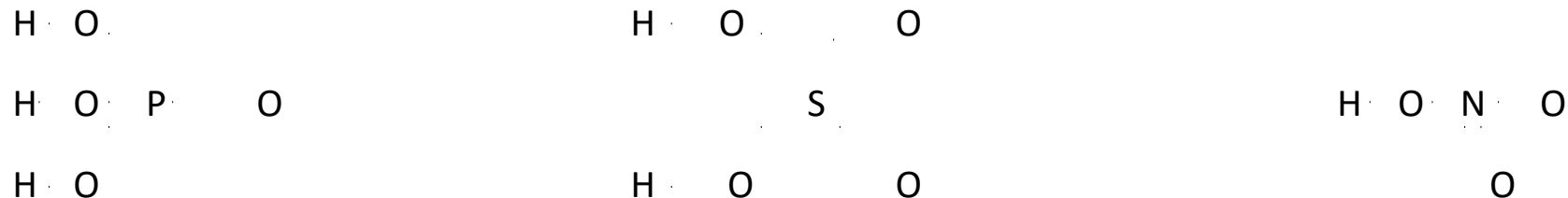
NH_3 ma budowę piramidy trójkątnej nieregularną

Cząsteczka jest polarna





SO₃ ma dwa wiązania koordynacyjne ma budowę trójkątną symetryczną – cząsteczka jest niepolarna SO₂ ma jedno wiązanie koordynacyjne i jedną wolną parę elektronową ma budowę kątową niesymetryczną, cząsteczka jest polarna.



ZWIĄZKI O BUDOWIE JONOWEJ :

1. ciała stałe o budowie krystalicznej, czyli uporządkowanej
2. bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie i innych rozpuszczalnikach polarnych (podobne rozpuszcza się w podobnym)
3. nie rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych np. benzyna, nafta
4. mają wysokie temperatury topnienia i wrzenia
5. są twarde
6. stopione lub rozpuszczone przewodzą prąd elektryczny (nośnikami prądu są jony), ponieważ ulegają dysocjacji elektrolitycznej

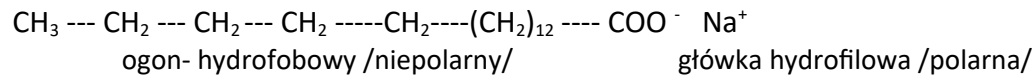
7. reakcje z ich udziałem zachodzą bardzo szybko.

ZWIĄZKI O BUDOWIE KOWALENCYJNEJ :

1. występują w stanie ciekłym, stałym i gazowym
2. są izolatorami elektrycznymi - nie przewodzą prądu, ponieważ nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej oraz nie mają swobodnych elektronów, mogących uczestniczyć w procesie przewodzenia prądu
3. jedynym wyjątkiem jest grafit, który w budowie sześciokątnych plastrów posiada wolne elektrony walencyjne
4. cząsteczki kowalencyjne spolaryzowane rozpuszczają się jedynie w polarnych rozpuszczalnikach, na przykład wodzie, natomiast niespolaryzowane - w rozpuszczalnikach niepolarnych
5. substancje kowalencyjne reagują z innymi związkami wolno, gdyż konieczne jest dostarczenie dużej energii do zerwania wiązania
6. mają znacznie niższe temperatury topnienia i wrzenia.

ODDZIAŁYWANIA MIĘDZYCZĄSTECZKOWE

Hydrofobowe - polegają na łączeniu się grup hydrofobowych /odpychających wodę/, w celu ochrony cząsteczki przed oddziaływaniem cząsteczek wody. Jest to bardzo szczególne oddziaływanie, ponieważ najczęściej rozpuszczalnikiem jest woda. Oddziaływanie to występuje w białkach ze strukturą trzeciorzędową oraz czwartorzędową. Występuje zwykle w **cząsteczkach niepolarnych**, które nie posiadają momentu dipolowego. Istnieją cząsteczki, które są jednocześnie hydrofilowe i hydrofobowe, gdyż na jednym końcu posiadają grupy polarne, a na drugim niepolarne. Taka właściwość nazywa się amfilowością np. cząsteczka mydła



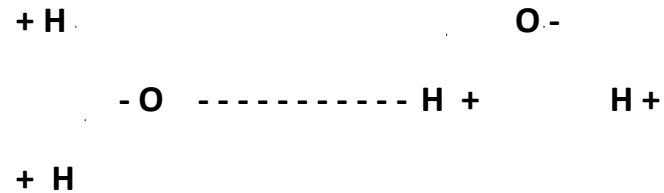
Siły van der Waalsa - oddziaływania między dipolem trwałym a indukowanym (wzbudzonym). W cząsteczkach niepolarnych /nie mających trwałego momentu dipolowego/ może on być wzbudzany przez cząsteczki polarne / z trwałym momentem/wzbudzony dipol i trwały dipol oddziałują na siebie podobnie jak dwa trwałe dipole, lecz znacznie słabiej. Jest to jedyny rodzaj przyciągania między atomami gazów szlachetnych i między cząsteczkami niepolarnymi.

Dipol-dipol - tworzą się między trwałymi dipolami, czyli cząsteczkami posiadającymi trwałe momenty dipolowe. Cząsteczki takie posiadają w jednych miejscach nadmiar ładunku ujemnego, a w innych jego niedomiar – biegun ujemny i dodatni. Oddziałują one z sobą tak jak jony, jednak oddziaływanie to jest słabsze, przyciąganiu się ładunków różnoimiennych towarzyszy zawsze odpychanie się ładunków jednoimiennych .

Wiązania wodorowe /mostki wodorowe/ - jest to oddziaływanie między wodorem związanym z pierwiastkiem o dużej elektroujemności lub jonem wodorowym H⁺ i atomem pierwiastka o dużej elektroujemności, ulokowanym w drugiej cząsteczce. Są to atomy fluoru, tlenu i azotu. Wszystkie te atomy posiadają wolną parę elektronową. Powstawanie wiązania wodorowego można wyjaśnić na przykładzie cząsteczki wody, która zawiera silnie spolaryzowane wiązanie między tlenem i wodorem. Atom tlenu ma większą elektroujemność i przyciąga on w swoim kierunku elektrony tworzące wiązanie, co powoduje że atom wodoru zyskuje znaczny cząstkowy ładunek dodatni. Atom wodoru, który jest dodatnio naładowany jest z kolei przyciągany przez wolną parę elektronową znajdującą się na atomie tlenu sąsiadującej

cząsteczki wody. Na skutek oddziaływania ujemnie naładowanej wolnej pary elektronowej atomu tlenu cząstkowego ładunku dodatniego atomu wodoru powstaje wiązanie wodorowe.

Wiązania wodorowe odgrywają bardzo istotną rolę w przestrzennej budowie białek. Dzięki wiązaniom wodorowym struktury białkowe są trwałe. Wiązanie wodorowe występuje także między cząsteczkami wody i odpowiada za jej szczególne właściwości, które umożliwiają życie na ziemi.



mostek wodorowy silnie wiąże cząsteczki wody /dipol- biegun ujemny na atomie tlenu $E = 3,5$ a biegun dodatni na atomach wodoru $E=2,1$ /.

$\Delta E = 3,5 - 2,1 = 1,4$ wysoka różnica elektroujemności , silny dipol

tlen mocno przyciąga elektrony od wodoru do siebie – ma duży ładunek „-“

wodór związany z tlenem ma silny ładunek „+“

sąsiednie cząsteczki mogą się mocno przyciągać.

POLARNOŚĆ CZĄSTECZEK.

Polarność cząsteczek zależy od dwóch czynników :

- różnica elektroujemności $\Delta > 0,4$
- cząsteczka nie ma symetrycznej budowy /praktycznie można to sprawdzić – jeśli możesz na cząsteczce zaznaczyć jedną płaszczyznę, która oddzieli cały ładunek dodatni od ujemnego to oznacza to brak symetrii, czyli cząsteczka jest polarna/.

Kształt cząsteczki można ustalić :

- dzięki znajomości hybrydyzacji i obliczaniu liczby przestrzennej $L_p = \text{ilość wiązań } \sigma + \text{ilość wolnych par elektronowych}$
wiązania σ – wiązania pojedyncze lub koordynacyjne , w wiązaniu podwójnym jedno wiązanie jest sigma , a drugie pi
w potrójnym – jedno sigma i dwa pi

$$L_p = 2 \text{ sp kształt liniowy /180°/ } L_p = 3 \text{ sp}^2 \text{ kształt trójkątny /120°/}$$

$$L_p = 4 \text{ sp}^3 \text{ kształt czworościenny /tetraedryczny/ /109°/}$$

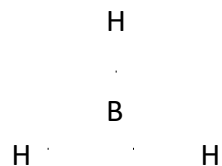
- w prostych cząsteczkach dwuskładnikowych wiemy, że podstawniki mają ładunki jednoimienne, a więc odpychają się, starają się ułożyć w cząsteczce jak najdalej od siebie np.:

BeCl2 atom główny Be, dwa podstawniki Cl najdalej od siebie leżą w linii prostej płaska



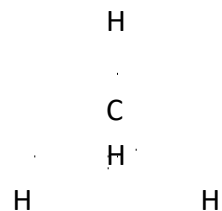
kąt między wiązaniami 180 °

BH3 atom główny B, trzy podstawniki H najdalej od siebie leżą w wysokościach trójkąta równobocznego płaska



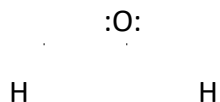
kąt między wiązaniami 120°

CH₄ atom główny C, cztery podstawniki H najdalej od siebie leżą w narożach czworościanu foremnego /tetraedru/ figura przestrzenna



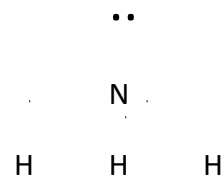
kąt między wiązaniami 109° / przy ułożeniu płaskim krzyżowym kąt wynosiłby tylko 90°/

- c) jeśli atom centralny ma oprócz podstawników wolne pary elektronowe kształt figury foremnej jest zakłócony, ponieważ wolne pary elektronowe /od jednego atomu/ silniej odpychają pary elektronowe wiążące /wspólne pary elektronowe w wiązaniu/. Wtedy najczęściej cząsteczka staje się polarna



dwie wolne pary elektronowe

budowa kątowa płaska kąt tylko 105°



jedna para elektronowa

budowa piramidy trójkątnej przestrzenna kąt tylko 107°

Obie cząsteczki mają $L_p = 4$, czyli hybrydyzację sp^3 , winny mieć kształt czworościanu foremnego, ale wolne pary odpychają mocniej i symetria jest zakłócona. Obie cząsteczki są polarne.

MOMENT DIPOLOWY CZĄSTECZEK POLARNYCH.

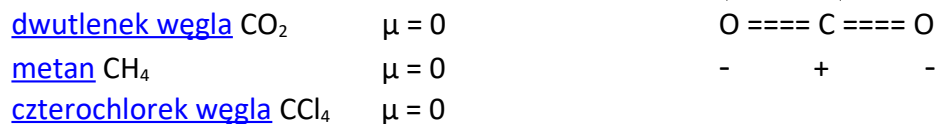
Wektorowa wielkość fizyczna charakteryzująca dipol elektryczny. Dipol jest układem dwóch ładunków o tych samych wartościach bezwzględnych, ale przeciwnych znakach.

Elektryczny moment dipolowy μ dwóch ładunków o jednakowych wartościach q i przeciwnych znakach jest równy iloczynowi odległości między nimi l i wartości ładunku bezwzględnego q .

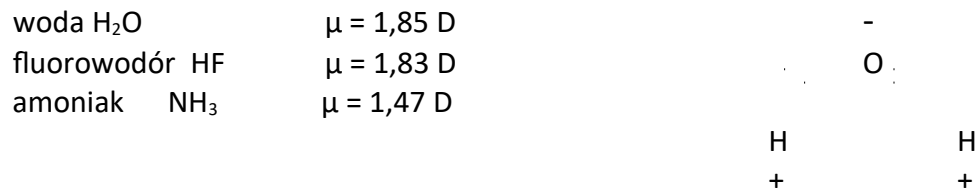
$$\mu = q * l \quad [\mu] = C * m \quad \text{inaczej D} \quad \text{kulomb * metr inaczej Debaj}$$

wektor μ ma kierunek prostej łączącej ładunki i zwrot od ładunku ujemnego do dodatniego.

Związki o zerowym momencie dipolowym /niepolarne/ mimo istniejącej różnicy elektroujemności :



Związki o niezerowym momencie dipolowym /polarne/ :



BUDOWA WODY H₂O

W cząsteczce wody **dwa atomy wodoru** łączą się z **jednym atomem tlenu** za pomocą wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego. Kąt położenia dwóch atomów wodoru w stosunku do atomu tlenu wynosi **105 °**, hybrydyzacja sp³, ale kształt kątowy, płaski.

Wspólne pary elektronowe przesunięte są w stronę atomu tlenu, który wykazuje większą elektroujemność. W związku z tym woda ma budowę biegunową – biegun ujemny zlokalizowany jest w pobliżu atomu tlenu a dodatni w pobliżu atomu wodoru. Ma duży moment dipolowy. Tworzy dużą ilość silnych mostków wodorowych. Powoduje to wiele anomalnych właściwości.

ANOMALNE WŁAŚCIWOŚCI WODY

1. Lód ma mniejszą gęstość od wody ciekłej.

Lód może unosić się na wodzie. Dzieje się tak pomimo faktu, że niemalże wszystkie ciecze, krzepnąc, zmniejszają swoją objętość w związku z czym ciała stałe mają większą gęstość, w wyniku czego toną.

Dzięki temu, że cząsteczki wody zawierają wiązania wodorowe, struktura sieci krystalicznej lodu jest luźna, przypomina puste, połączone tunele. Dzięki temu lód ma mniejszą gęstość niż woda i ma możliwość wypływania na jej powierzchnię.

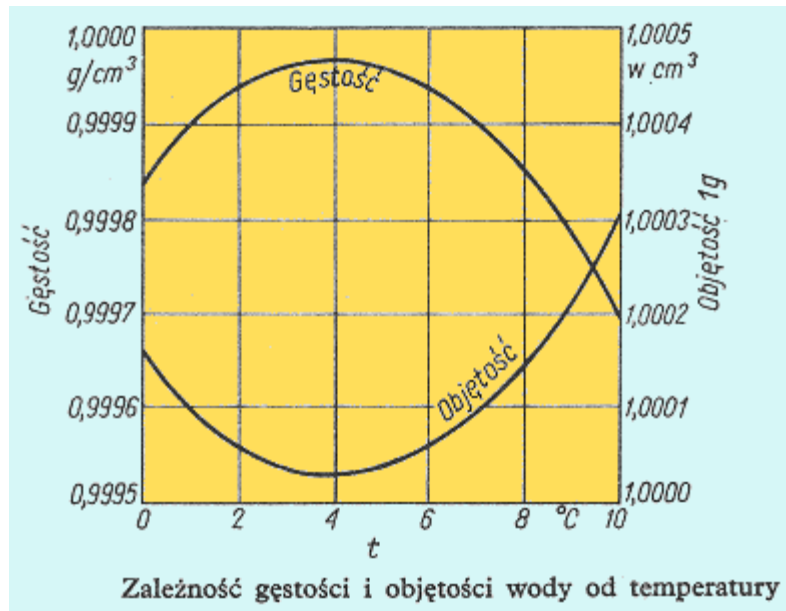
Dzięki temu organizmy wodne nie są niszczone przez opadający na dno zbiornika lód.

2. Woda ma najwyższą gęstość d=1 g/cm³ w temperaturze 4 ° C.

Kiedy robi się coraz cieplej i lód się ogrzewa to, na skutek zwiększających się drgań cząsteczek, dochodzi do zrywania wiązań wodorowych, które oddalały cząsteczki wody od siebie. W temperaturze 0°C lód zamienia się w wodę, ponieważ ilość zerwanych wiązań jest bardzo duża. Dlatego cząsteczki zaczynają się zbliżać do siebie i gęstość rośnie. Apogeum następuje w temperaturze 4° C.

Dalszy wzrost temperatury zwiększa drgania cząsteczek, a więc coraz więcej mostków wodorowych ulega zerwaniu, a silnie poruszające się cząsteczki, już nie związane, oddalają się od siebie – gęstość znów maleje.

Dzięki temu zimą w zbiornikach wodnych na dnie jest najcięższa woda o temperaturze 4°C i nigdy nie zamrznie w całości, latem ciepła woda z małą ilością tlenu jest na powierzchni głębiej przy dnie woda ma nadal temperaturę 4°C.



3. Ma wysokie temperatury topnienia i wrzenia.

Wiązania wodorowe wymagają do zerwania dużych nakładów energii, mimo małej masy cząsteczkowej $M = 18u$ woda jest cieczą i ma $T_w = 100^\circ\text{C}$.

Dzięki temu woda jako ciecz tworzy środowiska życia wielu organizmów.

4. Woda kształtuje klimat na Ziemi.

Woda ma wysokie ciepło właściwe $c_w = 4200 \text{ J/gK}$ i ciepło parowania $c_p = 2260 \text{ J/g}$. To oznacza, że woda powoli się ogrzewa, ale gromadzi duże ilości energii. Bardzo powoli paruje i pobiera wtedy z otoczenia duże ilości energii.

Dzięki temu zbiorniki wody nie znikają, ilość wody nie zmniejsza się drastycznie. Morza i oceany kształtują klimat morski, ciepły i wilgotny. Woda w morzu najcieplejsza jest wieczorem, długo oddaje ciepło więc ogrzewa powietrze.

5. Woda zapewnia termoregulację organizmów żywych.

Kiedy organizm się poci woda, która jest głównym składnikiem potu paruje, więc potrzebuje dużej ilości energii, odbiera ją od organizmu. Zwierzęta, które nie pocą się „ziewają”, oddają wodę przez język.

Dzięki temu organizm się chłodzi i nie przegrzewa. Zapewnia też, że organizm nie doznaje nagłych zmian temperatury ciała.

6. Woda ma duże napięcie powierzchniowe i wysoką lepkość.

Wynika to także z dużej ilości silnych wiązań wodorowych. Cząsteczki wody na granicy faz ciecz-powietrze nie równoważy sił wodorowych /między wodą a powietrzem nie ma oddziaływań wodorowych/, co powoduje powstanie „błonki” napinającej powierzchnie cieczy. Lepkość cieczy jest miarą tarcia cząsteczek w czasie przesuwania się względem siebie. Woda jest lepka, bo cząsteczki mocno „trzymają się” ze sobą, a więc w czasie przesuwania ich tarcie jest duże.

Dzięki temu spadająca woda przybiera kształt kropli, utrudnione jest zwilżanie natłuszczonych piór czy sierści zwierząt /ptaki, wodne, foki itp./, utrzymuje lekkie zwierzęta na powierzchni /nartnik/ lub pod wodą /pająk topik/. Nie toną, nie mokną, nie marzną. Woda /we krwi/ dobrze i nie za szybko rozprawdza substancje odżywcze po organizmie.

7. Ciekła woda posiada wysoką kohezję i adhezję.

Za te zjawiska odpowiada dipolowymi budowa cząsteczek wody i istnienie dodatkowo wiązań wodorowych. Działa tu też wspomniane napięcie powierzchniowe. Kohezja zapewnia ścisłość wody wewnątrz cieczy. Adhezja to zdolność łączenia powierzchni ciał., przyleganie cieczy do powierzchni ciała stałego.

Jeśli adhezja przewyższa kohezję to tworzy się w kapilarze menisk wklęsły /woda w szklanej kapilarze/, a w sytuacji odwrotnej powstaje menisk wypukły /rtęć w szklanej kapilarze/.

Dzięki istnieniu sił kohezji słupy wody w naczyniach roślin są ciągłe i nie ulegają przerwaniu. Dzięki adhezji ciecz przylega do ścianek kapilary czy naczyń włosowatych i może przesuwać się w górę.

8. Woda ulega asocjacji.

Wiązanie się cząsteczek w asocjaty, czyli większe grupy, następuje dzięki istnieniu mostków wodorowych. Cząsteczki H₂O łączą się po 6, tworząc układy heksagonalne /sześciokąt foremny/. Wymusza to płaski, kątowny kształt cząsteczki wody o kącie 105°. Tworzą się także kropelki wody.

Dzięki temu powstają płatki śniegi i kryształki lodu, które zawsze mają kształt sześciokąta foremnego. Powstają chmury i mgły. Asocjacja, zwana teraz hydratacją, zapewnia także dobrą rozpuszczalność innych substancji polarnych w polarnej wodzie. Zjawisko kontrakcji /zmniejszenia objętości mieszaniny na skutek asocjacji cząsteczek alkoholu i wody/ etanolu w wodzie.

Woda zapewnia termoregulację, transport w organizmie, napięcie komórkowe /turgor/, ciśnienie osmotyczne, ochronę zwierząt wodnych, pobieranie wody i rozpuszczonych w niej soli do naczyń kapilarnych roślin i drzew na dużą wysokość.

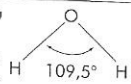
Gorący lód

Istnieje tzw. gorący lód. Powstaje wówczas, gdy wodę podda się działaniu ciśnienia powyżej 3900 MPa. Jego temperatura topnienia wynosi 192 stopni C. Gęstość tak powstałego lodu jest bardzo duża, bo około $1,5 \text{ g/cm}^3$, podczas gdy gęstość lodu w temperaturze 0° C wynosi $0,92 \text{ g/cm}^3$, a wody 1 g/cm^3 . "Gorący lód" **jest więc 1,5 raza** cięższy od wody. Taki "gorący lód" występuje na powierzchniach księżyców Jowisza, które pokryte są warstwą wody o grubości do 700 km.

Znaczenie wody dla organizmów na podstawie jej właściwości fizyczno-chemicznych

Woda (tlenek wodoru) najważniejszy związek nieorganiczny, niezbędny do utrzymania życia, najbardziej rozpowszechniony w przyrodzie.

Budowa cząsteczki wody	<ul style="list-style-type: none"> ● dwa atomy wodoru kowalencyjnie związane z atomem tlenu ● kąt pomiędzy wiązaniami H-O-H wynosi około 109,5° ● jest dipolem i dlatego może tworzyć wiązania wodorowe ● cząsteczki mogą ulegać asocjacji [(H₂O)_n] oraz hydratacji (gromadzenie cząsteczek wody wokół niektórych jonów)
Właściwości fizyczno-chemiczne wody	<ul style="list-style-type: none"> ● ciecz bezbarwna, bez smaku i zapachu ● temperatura krzepnięcia 0°C ● temperatura wrzenia 100°C ● podczas krzepnięcia jej objętość zwiększa się, osiągając maksimum w temperaturze 4°C (1 dm³ wody = 1,093 dm³ lodu) ● ma wysokie ciepło topnienia, parowania i sublimacji ● cechuje ją wysokie napięcie powierzchniowe ● w nieznacznym stopniu ulega dysocjacji (H₂O = H⁺ + OH⁻ odczyn obojętny) ● występuje w stanie gazowym (para wodna), ciekłym i stałym (lód)



1.1. Skład chemiczny organizmów

Znaczenie wody dla organizmów na podstawie jej właściwości fizyczno-chemicznych cd.

Znaczenie biologiczne wody	<ul style="list-style-type: none"> ● bardzo dobry rozpuszczalnik dla substancji polarnych (np. jonów oraz drobnocząsteczkowych związków organicznych) ● ułatwia dysocjację związków chemicznych ● tworzy płaszcze hydratacyjne wokół grup polarnych związków wielocząsteczkowych (np. skrobi, białek) ● jeden z ważniejszych składników wielu reakcji biochemicznych (np. hydroliza) ● zapobiega gwałtownym zmianom temperatury w komórkach organizmów żywych (dzięki dużej pojemności cieplnej) ● wchodzi w skład struktur komórkowych i płynów ustrojowych ● warunkuje jędrność komórek (turgor) ● uczestniczy w transporcie substancji odżywczych, hormonów, enzymów ● ułatwia usuwanie końcowych produktów przemiany materii w komórkach
Zawartość wody w różnych komórkach	<ul style="list-style-type: none"> ● przeciętna żywa komórka zawiera 75-85% wody ● glony, meduzy – 90-95% ● tkanki roślinne – 85-90% świeżej masy (najwięcej zawierają wakuole i cytoplazma) ● owoce, liście – 90% ● mózg, mleko, grzyby – 80-90% ● dorosły człowiek – średnio 70% masy ciała ● noworodek – ok. 85% masy ciała ● limfa – 95% ● osocze krwi – 98% ● mięśnie – 75% ● kości – 20% ● szkliwo zębów, tkanka tłuszczowa – 10% ● niektóre nasiona, zarodniki – 5-8%

CHEMIZNA ORGANIZMÓW

