

CHEMIA DLA NIE-CHEMIKÓW

podręcznik

Małgorzata Nodzyńska

Zakład Chemii i Dydaktyki Chemii
Uniwersytet Pedagogiczny im. Komisji Edukacji Narodowej

recenzenci:

dr hab. Krzysztof Kruczała

dr Paweł Cieśla

ISBN: 978-83-7271-797-9

WSTĘP

Chemia uważana jest za naukę trudną. Wynika to z faktu, iż by ją zrozumieć i umieć trzeba zarówno po-
trafić logicznie myśleć, jak i też trzeba mieć dobrą pamięć. Przeważnie te przymioty nie idą w parze - osoby
uczące się 'na pamięć' mają kłopoty z logicznym porządkowaniem faktów, a osoby szybko kombinujące i
łączące fakty rzadko kiedy starają się zapamiętać informacje. Dlatego też mało jest uczniów czy studentów
lubiących naukę chemii i mających z tego przedmiotu dobre oceny.

Kolejnym czynnikiem zniechęcającym do nauki chemii jest powszechne przekonanie o szkodliwości che-
mii, utrwalane choćby w codziennych reklamach, w których przeciwstawia się to co naturalne - czyli zdrowe,
temu co jest chemiczne - czyli szkodliwe. Przekonanie takie oczywiście nie jest prawdą! Można tu choćby
porównać leki, syntezowane sztucznie, z naturalnymi truciznami: kurarą czy muchomorem.

Kolejnym elementem utrudniającym naukę chemii jest jej dualizm. Przebieg reakcji chemicznych obser-
wujemy bowiem w świecie makro - czyli świecie naszych zmysłów, w którym poruszamy się codziennie.
Natomiast wyjaśnić te zjawiska możemy dopiero w świecie mikro - świecie indywidualów chemicznych (ato-
mów, jonów, cząsteczek). Takie nieustanne przekraczanie bariery makro / mikro świat stanowi dla osób
nieprzywykłych bardzo duże wyzwanie.

Jednak znajomość podstaw chemii jest wymagana na wielu kierunkach studiów. Dla takich 'nie-chemików'
jest właśnie przeznaczona niniejsza publikacja. Zakłada ona już pewną wstępną wiedzę czytelnika na tema-
ty chemiczne, jednak stara się wyjaśniać wszystkie wprowadzane pojęcia. Informacje zawarte w publikacji
powinny ułatwić naukę zagadnień teoretycznych niezbędnych studentom do zaliczenia kolokwium czy egza-
minów a także do poprawnego napisania sprawozdań z zajęć laboratoryjnych. W publikacji staranno się też
zawrzeć te informacje, które ukażą czytelnikowi jak niezbędna jest chemia w naszym codziennym życiu co
być może choć trochę zmieni negatywne nastawienie do tego przedmiotu.

Autorka

SUBSTANCJE PROSTE - METALE I NIE METALE

Substancje proste, pierwiastki

Materia otaczającej nas przyrody składa się m.in. z:

- substancji prostych – pierwiastków chemicznych, np. tlen, węgiel, rtęć;
- substancji złożonych - związków chemicznych, np. tlenek węgla(IV), woda, sól kuchenna;

Termin 'substancja prosta' ma znaczenie historyczne, powstał w czasach, gdy znane wówczas substancje przy pomocy reakcji chemicznych starano rozłożyć na coraz prostsze - tak by otrzymać kres tego podziału, czyli pierwiastek.

Pierwiastek chemiczny - substancja złożona z atomów o tej samej liczbie atomowej (liczbie protonów w jądrze atomowym). Pierwiastki mają ściśle określone właściwości fizyczne i chemiczne.

Większość pierwiastków to mieszaniny izotopów, czyli nuklidów o tej samej liczbie protonów, lecz różnej liczbie neutronów. Różna liczba neutronów w jądrach nie wpływa na właściwości chemiczne izotopów, lecz jedynie na niektóre właściwości fizyczne. (Najbardziej znanymi izotopami tego samego pierwiastka są: Prot, Deuter i Tryt - odmiany wodoru. Jądro protu zbudowane jest z jednego protonu, jądro deuteru z jednego protonu i jednego neutronu a jądro trytu z jednego protonu i dwóch neutronów).

Liczba pierwiastków chemicznych występujących w przyrodzie jest ograniczona (90), lecz ciągle uzyskuje się nowe pierwiastki w drodze przemian jądrowych.

Spośród naturalnych pierwiastków tylko 9 należy do grupy pierwiastków pospolitych. Są to: tlen, krzem, glin, żelazo, wapń, sód, potas, magnez, wodór. Stanowią one w sumie 98,60% składu skorupy ziemskiej, to jest atmosfery, hydrosfery a także dostępnej do głębokości 16 km litosfery.

Pierwiastki w budowie skorupy ziemskiej, według Berga:

-	tlen	O	49,5%
-	krzem	Si	25,3%
-	glin	Al	7,5%
-	żelazo	Fe	5,08%
-	wapń	Ca	3,39%
-	sód	Na	2,63%
-	potas	K	2,40%
-	magnez	Mg	1,93%
-	wodór	H	0,87%
-	tytan	Ti	0,63%
-	chlor	Cl	0,19%
-	fosfor	P	0,12%
-	węgiel	C	0,08%
-	mangan	Mn	0,09%
-	siarka	S	0,06%
-	bar	Ba	0,04%
-	chrom	Cr	0,04%
-	azot	N	0,03%

W ten sposób 18 pierwiastków stanowi 99,88% składu skorupy ziemskiej. Na pozostałe pierwiastki przypada więc zaledwie 0,12% składu skorupy ziemskiej.

Tylko niewielka liczba pierwiastków występuje w przyrodzie w postaci wolnej (nie związanej) - taka forma zwyczajowo nazywana jest "pierwiastki rodzime". Stanowią one bardzo nieliczną grupę minerałów, bowiem ich udział w budowie skorupy ziemskiej nie przekracza w sumie około 0,1%. Do pierwiastków tych możemy zaliczyć m.in.: azot, tlen, siarka, węgiel w postaci pierwiastkowej (czyli diament i grafit), rtęć, srebro, platyna i złoto, antymon, arsen, bizmut, miedź rodzima, ołów, selen rodzimy, tellur i żelazo.

Metale rodzime, już od zarania dziejów, były intensywnie poszukiwane, gdyż ze względu na dobrą kowalność nadawały się do przekuwania na zimno. Ludy pierwotne wykorzystywały je do wyrobu biżuterii (złoto, srebro i żelazo meteorytowe) oraz broni (miedź, żelazo). Również dzisiaj, ładniejsze okazy samorodków złota, srebra i miedzi oraz wypolerowane płytki meteorytów żelaznych, znajdują zastosowanie w jubilerstwie, analogicznie jak diamenty.

Układ okresowy pierwiastków

Historia

Do końca XVIII wieku znano około 30 pierwiastków, w ciągu dalszych pięćdziesięciu lat liczba ta uległa podwojeniu. W 1829 r. J.W. Dobereiner zauważył, że pierwiastki o podobnych właściwościach można połączyć w triady (grupy złożone z trzech pierwiastków). W każdej triadzie masa atomowa drugiego pierwiastka jest w przybliżeniu równa średniej arytmetycznej mas atomowych pierwiastka pierwszego i trzeciego. B. De Chancourtois w 1862 r. ułożył pierwiastki w linię śrubową, w której poszukiwał powiązań między nimi. J.A. Newlands w 1864 r. stwierdził, że gdy pierwiastki zostaną uszeregowane według rosnących mas atomowych, te same właściwości powtarzają się u każdego co ósmego pierwiastka. Prawdliwość tą nazwał prawem oktaf. L. Meyer 1869 r. przedstawił graficznie zależność objętości atomowych pierwiastków. Ukoronowaniem wszystkich opisanych wysiłków były prace D.I. Mendelejewa, profesora chemii Uniwersytetu w Petersburgu. Opracował on okresowy układ pierwiastków oraz wykorzystał go przewidując wiele właściwości fizycznych i chemicznych pierwiastków jeszcze nie odkrytych. Wyniki wieloletnich prac prowadzących do odkrycia, że właściwości pierwiastków zależą od ich mas atomowych ogłosił Mendelejew po raz pierwszy na posiedzeniu Rosyjskiego Towarzystwa Chemicznego w 1869 r. *Mendelejew odkrył również jako pierwszy, że masa atomowa nie stanowi jednoznacznego kryterium dla uporządkowania pierwiastków w układzie okresowym.*

Każdemu pierwiastkowi, według jego miejsca w układzie, przypisuje się więc liczbę porządkową, której wartość, jak się później okazało, pokrywa się z liczbą atomową pierwiastka (liczba protonów w jądrze atomu). Dzieląc pierwiastki na grupy i okresy Mendelejew odkrył jedno z podstawowych praw przyrody - prawo okresowości, które obecnie brzmi: pierwiastki chemiczne ułożone zgodnie ze wzrastającą liczbą atomową wykazują okresowe powtarzanie się właściwości.

Układ okresowy ułożony przez Mendelejewa obejmował w roku 1871 ogółem 60 pierwiastków. W ciągu kilkudziesięciu lat odkryto jednak szereg nowych pierwiastków, np. lantanowce i gazy szlachetne. Do rozszerzenia układu okresowego przyczynił się chemik czeski B. Brauner, wprowadzając do niego w roku 1902 grupę lantanowców. O dalszą wielką grupę pierwiastków, aktynowce, układ rozszerzył Seaborg. Dziś znanych jest ponad 114 pierwiastków. Doniosłość sformułowanego przez Mendelejewa przed ponad 100 laty prawa okresowości, a także zasadność ułożonego na tej podstawie układu okresowego potwierdza się w tym, że do chwili obecnej nie straciły na aktualności, i można je odnaleźć w nowych odkryciach. Aby uhonorować zasługi Mendelejewa pierwiastek o liczbie atomowej 101 nazwano *Mendelevium*.

Obecnie

Podstawą klasyfikacji pierwiastków jest prawo okresowości. Obecnie posługujemy się tzw. długim układem okresowym opracowanym w roku 1905 przez A. Wernera. Długi układ okresowy, zwany (błędnie) tablicą Mendelejewa, stanowi graficzną ilustrację prawa okresowości. Pierwiastki w układzie okresowym są uporządkowane według wzrastającej wartości ich liczb atomowych. Układ okresowy rozpoczyna wodór. Atom każdego kolejnego pierwiastka zawiera o jeden proton więcej niż jego poprzednik. Wśród pierwiastków znalezionych na Ziemi największą liczbę atomową ma uran (=92). Pierwiastki o jeszcze większych liczbach atomowych, tzw. transuranowce, wytworzono w laboratoriach, realizując odpowiednie przemiany jądrowe.

Tablica Wernera składa się z szeregów poziomych – okresów – oraz kolumn pionowych – grup. Obecnie podstawa klasyfikacji pierwiastków w układzie okresowym jest rozkład elektronów w chmurze elektronowej, czyli konfiguracja elektronowa. Wyodrębnione w układzie okresowym bloki: blok s o konfiguracji elektronów typu ns (grupa pierwsza i druga) oraz blok p o konfiguracji ns np (od trzynastej do osiemnastej) oraz blok d o konfiguracji (n-1)d ns (od trzeciej do dwunastej), w których n oznacza powłokę ostatnią, (n-1) – przedostatnią.

Każdy okres, z wyjątkiem pierwszego, rozpoczyna się jednowartościowym, bardzo reaktywnym metalem – litowcem – a kończy chemicznie biernym helowcem. Wewnątrz każdego okresu następuje stopniowo zmiana właściwości od pierwiastków wybitnie metalicznych i bardzo reaktywnych, poprzez średnio i mało reaktywne metale, a następnie średnio i mało reaktywne niemetale, aż do bardzo reaktywnych, typowych niemetali i wreszcie chemicznie biernych niemetali.

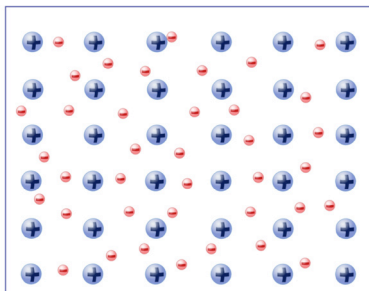
Odróżnianie metali od niemetalu

Pierwiastki występujące w przyrodzie możemy podzielić na metale i niemetalu. Ponad 80% spośród wszystkich znanych pierwiastków to metale.

Metale od niemetalu odróżnia przede wszystkim:

- połysk, czyli zdolność odbijania promieni światła od powierzchni metalu;
- plastyczność, czyli podatność na kucie, zginanie, ciągnięcie;
- przewodnictwo cieplne;
- przewodnictwo elektryczne.

Za wszystkie te właściwości odpowiada wewnętrzna budowa metalu:



Kryształ metalu zbudowany jest kationów (dodatnich jonów) znajdujących się w węzłach sieci krystalicznej i swobodnych elektronów tworzących tzw. 'gaz elektronowy', który może poruszać się po całej objętości danego kawałka metalu.

Podstawową własnością przesądającą o zaliczeniu jakiegoś ciała do metali lub niemetalu jest zachowanie się jego atomów podczas reakcji chemicznych. Atomy metali są skłonne do oddawania elektronów podczas reakcji chemicznych i stają się jonami dodatnimi (kationami). Atomy niemetalu natomiast chętniej przyjmują elektrony i tworzą jony ujemne (aniony).

Właściwości fizyczne i chemiczne substancji

Do właściwości fizycznych zaliczamy takie elementy jak:

- stan skupienia (stały, ciekły i gazowy, plazma!),
- postać (dotyczy tylko ciał stałych): krystaliczna, włóknista, bezpostaciowa,
- barwa,
- rozpuszczalność w wodzie,
- gęstość (ciężar właściwy),
- temperatura topnienia / krzepnięcia,
- temperatura wrzenia,
- zachowanie w polu magnetycznym,
- przewodnictwo elektryczne,
- opór właściwy,
- lepkość,
- współczynnik załamania światła,
- moduł sztywności (podatność na odkształcenia).

Dawniej do właściwości fizycznych zaliczano również:

- smak,
- zapach,

obecnie wiemy, że odczuwamy smak i zapach dzięki reakcjom chemicznym zachodzącym na receptorach, dlatego zalicza się je do właściwości chemicznych.

Właściwość chemiczna – cecha substancji, którą można zaobserwować podczas reakcji chemicznej. Przykłady właściwości chemicznych to toksyczność, palność czy reaktywność.

Właściwości wybranych niemetali i ich zastosowanie

Niemetale – to substancje będące złymi przewodnikami ciepła (z wyjątkiem np. węgla w postaci diamentu) i prądu elektrycznego (z wyjątkiem np. węgla w postaci grafitu), w stanie stałym często kruche. Większość ma niskie temperatury topnienia i wrzenia, małą gęstość. Najważniejsze niemetale to: H, C, N, O, Si, F, He, Ne, S, P, Cl, Ar, Se, Br, Kr, J, Xe, Rn.

WODÓR – jest bezbarwnym gazem. Nie podtrzymuje palenia, chociaż spala się gwałtownie (z tlenem w stosunku objętościowym 2:1 tworzy mieszaninę wybuchową). Występuje w postaci cząsteczek dwuatomowych o wzorze H_2 . Wodór jest najpowszechniej występującym pierwiastkiem we Wszechświecie: w postaci wolnej występuje w gwiazdach i obłokach międzygwiazdowych a w postaci związanej wchodzi w skład wielu związków chemicznych. W przyrodzie występuje w postaci dwóch stabilnych izotopów 1H (prot) i 2H (deuter, D) oraz niestabilnego – 3H (tryt, T).

Dawniej wodór był stosowany do napełniania balonów i sterowców, lecz z powodu ryzyka pożaru i wybuchu⁴² obecnie zastępowany jest helem. Skroplony wodór znalazł zastosowanie jako paliwo w silnikach rakietowych, wykorzystywany jest także w ogniwach paliwowych do generowania prądu elektrycznego.

Deuter tworzy tzw. 'ciężką wodę' o wzorze D_2O , która stosowana jest jako moderator w reaktorach atomowych.

Na skalę przemysłową wodór można otrzymać m.in.:

- Przez reakcję pary wodnej z koksem w reakcji Boscha: $C + H_2O \rightarrow CO + H_2$
- Termiczny rozpad metanu CH_4 : $2CH_4 \xrightarrow{T=2000C} C_2H_2 + 3H_2 \uparrow$

Natomiast w laboratorium wodór otrzymuje się poprzez:

- Elektrolizę wodnego roztworu niektórych soli lub wodorotlenków bądź wody: $2H_2O \rightarrow 2H_2 \uparrow + O_2 \uparrow$
- Reakcja aktywnego metalu z kwasem np.: $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$
- Reakcja aktywnego metalu z wodą (np. magnezu z parą wodną): $Mg + H_2O \rightarrow MgO + H_2 \uparrow$
- Reakcja metalu amfoterycznego⁴³ z roztworem zasady np.: $2Al + 2NaOH + 6H_2O \rightarrow 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2 \uparrow$

TLEN – jest to gaz bezbarwny, bezwonny, słabo rozpuszcza się w wodzie. Łączy się z niemetalami i metalami, dając tlenki, podtrzymuje spalanie, sam nie jest palny. Tlen jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem na Ziemi, w postaci związanej wchodzi w skład licznych skał, rud, piasku, wody. W stanie wolnym występuje w powietrzu. Jest pierwiastkiem niezbędnym do oddychania dla organizmów tlenowych: $C_6H_{12}O_6 + 6O_2 + ADP + H_3PO_4 \rightarrow 6CO_2 + 7H_2O + ATP$. Zwierzęta i rośliny wodne pobierają potrzebny do życia tlen bezpośrednio z wody, w której rozpuszcza się w niewielkich ilościach.

Już przy obniżeniu zawartości tlenu w powietrzu do 15% występują zaburzenia w organizmie człowieka, a zawartość tlenu poniżej 10-12% stanowi zagrożenie dla życia. Organizm przeciętnego dorosłego człowieka zużywa w ciągu minuty ok. 200 cm^3 tlenu (co stanowi ok. 0,3 g i 0,01 mola tlenu). Oddychanie czystym tlenem jest dość niebezpieczne, ponieważ podnosi on ciśnienie krwi i wywołuje kwasicę. Niektóre organizmy beztlenowe giną w obecności niewielkich ilości wolnego tlenu.

Tlen jest również niezbędny do podtrzymywania procesów spalania, wietrzenia skał, rdzewienia metali, butwienia szczątków organizmów żywych. Tlen jest stosowany w medycynie, do sporządzania mieszanek oddechowych do nurkowania, w przemyśle jako utleniacz, np. w palnikach acetylenowo-tlenowych.

Tlen najczęściej występuje w postaci cząsteczek dwuatomowych o wzorze O_2 , gdzie atomy tlenu połączone są ze sobą wiązaniem podwójnym $O=O$. Tlen występuje też w innych odmianach alotropowych⁴⁴: O_3 i O_4 . O_3 to ozon - trójatomowa cząsteczka tlenu. Ozon posiada silne własności aseptyczne, dlatego bywa stosowany przy dezynfekcji wody. Jednak w większych stężeniach ma właściwości toksyczne. Ozon pełni ważną rolę w pochłanianiu części promieniowania nadfioletowego dochodzącego ze Słońca do Ziemi. O_4 - to czteroatomowa odmiana tlenu (tzw. czerwony tlen).

42. Najsłynniejszy pożar sterowca to katastrofa LZ-129 Hindenburga z 1937 r.

43. Amfoteryczność to zdolność związku chemicznego do reakcji zarówno z kwasami jak i zasadami.

44. Alotropia jest to zjawisko występowania, w tym samym stanie skupienia, różnych odmian tego samego pierwiastka chemicznego różniących się właściwościami fizycznymi i chemicznymi. Odmiany alotropowe pierwiastka mogą różnić się między sobą strukturą krystaliczną (jak np. odmiany węgla: diament, grafit i fulleren) lub liczbą atomów w cząsteczce (jak odmiany tlenu).

W przyrodzie tlen powstaje podczas procesu fotosyntezy⁴⁵: $6\text{H}_2\text{O} + 6\text{CO}_2 \xrightarrow{\text{(energia świetlna)}} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$;

Natomiast w warunkach laboratoryjnych poprzez:

- podgrzewanie manganianu(VII) potasu w temp. pow. 230°C: $2\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2\uparrow$

- termiczny rozkład azotan(V) potasu w temp. powyżej 400°C, ale nie większej niż 440 °C:

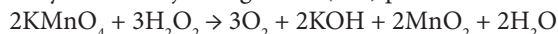


- termiczny rozkład chloranu(V) potasu w temp. powyżej 550°C: $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$

- termiczny rozkład tlenku rtęci(II): $2\text{HgO} \rightarrow 2\text{Hg} + \text{O}_2\uparrow$

- rozkład wodnego roztworu nadtlenku wodoru⁴⁶ pod wpływem ciepła lub katalizatora (np. tlenek manganu(IV), katalaza, krew): $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$

- w wyniku reakcji manganianu(VII) potasu z nadtlenkiem wodoru:



- w wyniku elektrolizy wody⁴⁷: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$

Na skalę przemysłową można otrzymać tlen poprzez destylację ciepłego powietrza. Ciekły tlen po raz pierwszy otrzymali profesorowie Uniwersytetu Jagiellońskiego, Zygmunt Wróblewski i Karol Olszewski w 1883 r. Użyli do tego celu kaskadowej metody skraplania gazów pod zmniejszonym ciśnieniem, w której kolejne skroplone i wrzące gazy obniżały temperaturę dla kolejnych skropleń w niższych temperaturach.

AZOT – jest podstawowym składnikiem powietrza (78% objętości) i, wraz z tlenem, stanowi odpowiednią „mieszaninę do oddychania”. W stanie wolnym występuje w postaci dwuatomowych cząsteczek N_2 , w których dwa atomy azotu są połączone ze sobą wiązaniem potrójnym $\text{N}\equiv\text{N}$.

Azot jest pierwiastkiem stosunkowo biernym chemicznie, co spowodowane jest bardzo wysoką energią wiązania potrójnego w cząsteczce N_2 .

Dla życia na Ziemi azot jest jednym z najważniejszych pierwiastków, ponieważ wchodzi w skład wielu biocząsteczek, takich jak aminokwasy, nukleotydy i kwasy nukleinowe. Gazowy azot nie jest bezpośrednio wykorzystywany przez organizmy żywe (z wyjątkiem roślin motylkowych, gdzie jest wiązany przez bakterie azotowe w brodawkach roślin motylkowych). Azot jest przyswajalny przez rośliny, gdy występuje w związkach chemicznych, takich jak np. azotany(V) i azotany(III) lub sole amonowe. Przy niedoborze azotu rośliny rosną wolno, są słabe i bledsze. Brak koloru jest związany z deficytem chlorofilu, który bierze udział w procesie fotosyntezy. Skrajny niedobór azotu może powodować żółtawobrazowe zabarwienie fragmentów liści

Azot pod normalnym ciśnieniem jest obojętny dla organizmów żywych, jednak może wywołać objawy zatrucia u osób przebywających w powietrzu o zwiększonym ciśnieniu azotu, ponieważ lepiej rozpuszcza się w płynach ustrojowych i tkankach bogatych w lipidy (jak np. w mózgu), co prowadzi do pojawienia się objawów zatrucia. Przy niskich ciśnieniach (do 4 atm) są to euforia, skłonność do śmiechu, gadulstwo i spowolnienie reakcji na bodźce. Przy ciśnieniach rzędu 10 atm występują ostre zaburzenia pracy mięśni, koordynacji ruchów, zawroty głowy i zaburzenia świadomości. Natomiast powyżej tej wartości następuje utrata świadomości i śpiączka. Jeszcze bardziej niebezpieczne od rozpuszczania się azotu w tkankach jest jego wytrącanie się w postaci pęcherzyków gazu, podczas zmniejszania ciśnienia. Szybkie zmniejszanie ciśnienia powoduje chorobę kesonową.

Ciekły azot jest stosowany jako środek chłodzący do uzyskiwania temperatur poniżej -100 °C. W postaci gazowej azot wykorzystywany jest jako najtańsza z dostępnych atmosfer ochronnych w wielu procesach przemysłowych, a także jako gaz roboczy w niektórych układach pneumatycznych.

Z azotu otrzymuje się amoniak oraz tlenki azotu, które następnie są wykorzystywane w produkcji kwasu azotowego(V). Ponadto szeroko wykorzystuje się azotany(V) i azotany(III), hydrazynę, hydroksyloaminę i in.

45. Fotosynteza to proces wytwarzania związków organicznych (cukrów) i tlenu z materii nieorganicznej, przez komórki zawierające chlorofil, przy udziale światła. Proces ten odpowiada za wysoki poziom tlenu w atmosferze.

46. Nazwy zwyczajowe: woda utleniona, perhydrol.

47. z dodatkiem kwasu siarkowego(VI).

WĘGIEL

Węgiel występuje w trzech naturalnych izotopach, izotopy ^{12}C oraz ^{13}C są stabilne, natomiast izotop ^{14}C jest promieniotwórczy o czasie połowicznego rozpadu⁴⁸ równym około 5700 lat, dlatego też stosowany jest w archeologii do tzw. datowania radiowęglowego⁴⁹.

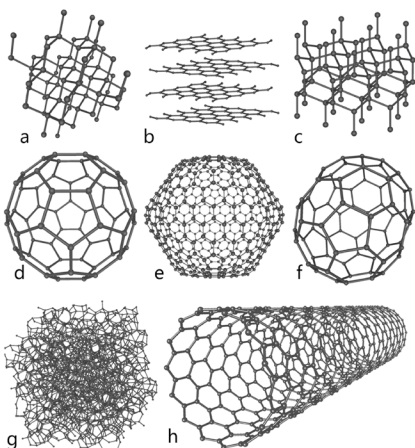
Znanych jest kilka odmian alotropowych węgla:

- grafit (nieprzezroczysty, szary, miękki, przewodzi prąd elektryczny; jest stosowany do produkcji ołówków oraz jako elektroda);

- diament (przezroczysty, ma niskie przewodnictwo właściwe, najwyższą przewodność cieplną ze znanych materiałów w warunkach normalnych, jeden z najtwardszych minerałów na Ziemi⁵⁰; jest kamieniem szlachetnym stosowanym w jubilerstwie oraz ze względu na swoją wysoką twardość w urządzeniach pomiarowych, narzędziach do skrawania, zwłaszcza szlifowania i wiercenia);

- fuleren^{51, 52} (czarny o metalicznym połysku);

oraz, jak twierdzą niektórzy, formy poliynowe: nanocebulka, nanorurka, nanopianka, karbin.



Odmiany alotropowe węgla:

- a) diament, b) grafit, c) lonsdaleit d) fuleren C_{60} e) fuleren C_{540}
f) fuleren C_{70} g) węgiel amorficzny, h) nanorurka

Węgiel bezpostaciowy jest używany w medycynie oraz jako węgiel aktywny do procesów filtracji i oczyszczania.

Węgiel jest obecny we wszystkich organizmach żywych. W ludzkim ciele jest po tlenie najliczniejszym pierwiastkiem ze względu na masę (ok. 18,5%).

Węgla pierwiastkowego nie należy mylić z węglem kopalnym, który jest mieszaniną związków chemicznych o dużej procentowej zawartości pierwiastka węgla, jest on jednym z paliw kopalnych i ważnym źródłem nieodnawialnej energii.

48. Czas połowicznego rozpadu to czas, w ciągu którego liczba nietrwałych obiektów lub stanów zmniejsza się o połowę.

49. W czasie życia w organizmie żywym przyswajane są związki z węglem ^{14}C i odkładane wewnątrz tkanek. Po śmierci organizmu węgiel ^{14}C nie wchłania się już do organizmu a jedynie ulega rozpadowi β^- wg. równania: $^{14}_6\text{C} \rightarrow ^{14}_7\text{N} + \beta^- + \gamma$ Podczas określania wieku organizmu mierzy się proporcję węgla ^{14}C do całkowitej ilości węgla.

50. Do niedawna diament był najtwardszą znaną substancją. Po stworzeniu przez naukowców twardszych od niego nanomateriałów, pozostał najtwardszą naturalną substancją. Obecnie utracił również ten tytuł, ponieważ Zicheng Pan i jego zespół z Uniwersytetu Shanghai Jiao Tong donieśli, że lonsdaleit, polimorficzna odmiana diamentu, jest o 58 proc. twardsza od niego. Lonsdaleit powstaje, gdy meteoryt zawierający grafit uderzy w Ziemię.

51. Za odkrycie fulerenów Harold Kroto z Uniwersytetu Sussex w Brighton (Wielka Brytania) oraz zespół R.E. Smalley i R.F. Curl jr. z Uniwersytetu Rice w Huston (Teksas, USA) w 1996 roku otrzymali Nagrodę Nobla z dziedziny chemii.

52. Nazwa "fuleren" pochodzi od nazwiska amerykańskiego architekta R. Buckminster Fullera, który wymyślił pokrycia hal w postaci tzw. kopuł geodezyjnych, opartych o kratownicę pokryte płytami w kształcie wielokątów foremnych. Na tej konstrukcji oparty był również, zatwierdzony przez FIFA i używany przez 36 lat (1970-2006), wzór piłki nożnej (Buckminster Ball).

SIARKA

Siarka występuje w wielu odmianach alotropowych, które zawierają cząsteczki siarki o budowie pierścieniowej, składające się z od 6 do nawet 20 atomów siarki. Dwie najczęściej występujące odmiany alotropowe to siarka rombowa (α) i siarka jednoskośna (β), są zbudowane z ośmioczłonowych pierścieni (o wzorze sumarycznym S_8) i różnią się sposobem upakowania pierścieni w kryształach.

Siarka rombowa jest trwała do temperatury $95,6\text{ }^\circ\text{C}$ i w tej temperaturze przekształca się w siarkę jednoskośną. W temperaturze $118,9\text{ }^\circ\text{C}$ siarka jednoskośna topi się i przechodzi w ciecz. Powyżej temperatury topnienia siarka tworzy jasnożółtą, ruchliwą ciecz. Wraz z podwyższeniem temperatury ciecz gęstnieje i zabarwia się na kolor ciemnobrązowy. W temperaturze $187\text{ }^\circ\text{C}$ osiąga ona maksymalną lepkość⁵³, przy dalszym ogrzewaniu siarka staje się znów łatwo płynna⁵⁴ i osiąga punkt wrzenia w temperaturze $444,6\text{ }^\circ\text{C}$.

Szybko schłodzona ciekła siarka tworzy siarkę plastyczną, bezpostaciową prawie czarną masę o dużej plastyczności⁵⁵, zbudowaną z łańcuchów polimerycznych siarki. Siarka plastyczna jest formą metastabilną w temperaturze pokojowej i stopniowo krystalizuje.

Jeżeli pary siarki zostaną szybko ochłodzone, to kondensują w postaci drobnego, żółtego proszku, kwiatu siarczanego. Składa się on z siarki bezpostaciowej, która przy podwyższeniu temperatury przechodzi w siarkę krystaliczną. Siarka bezpostaciowa wytrąca się z roztworu w toku niektórych reakcji chemicznych, np.: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$

W zwykłej temperaturze siarka jest mało aktywna.

Siarka w stanie rodzimym występuje w osadach wieku trzeciorzędowego w postaci wypełnień drobnych przestrzeni. Powstała w wyniku biologicznej redukcji siarczanu(VI) wapnia przez mikroorganizmy. Zawartość siarki w skale maksymalnie dochodzić może do 70%, a średnio wynosi 25–30%. W Polsce złoża siarki w stanie rodzimym występują w okolicach Tarnobrzega, w rejonie Staszowa oraz koło Lubaczowa. Na świecie natomiast m.in. na Sycylii, w Luizjanie i Teksasie, na Ukrainie, w Japonii, w Turkmenistanie i Uzbekistanie.

Siarka występuje również w postaci wielu minerałów. Są to zarówno siarczki⁵⁶, jak i siarczany(VI)⁵⁷:

- siarczki: pirit (tzw. złoto głupców FeS_2), chalkopirit (CuFeS_2)⁵⁸, markasyt (FeS_2), blenda cynkowa (ZnS), galena (PbS), cynober (HgS);

- siarczany(VI): gips ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)⁵⁹, anhydryt (CaSO_4), baryt (BaSO_4), kizeryt ($\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$), celestyn (SrSO_4), kainit ($\text{KMg}[\text{Cl}/\text{SO}_4] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$).

Ponieważ jest ważnym składnikiem białek roślinnych i zwierzęcych, występuje w paliwach kopalnych będących pokładami obumarłych tkanek (por. węgiel kamienny i ropa naftowa). Dlatego też spalając te paliwa produkujemy tlenki siarki.

Siarka pod względem rozpowszechnienia w skorupie ziemskiej zajmuje 16 miejsce. Jej całkowita zawartość w skorupie ziemskiej wynosi 0,026% wagowych.

Siarka używana jest do produkcji związków chemicznych, ok. 90% siarki przetwarzane jest w kwas siarkowy(VI). Jest też używana jako składnik nawozów mineralnych (głównie w postaci siarczanu(VI) wapnia).

53. Lepkość to właściwość płynów i plastycznych ciał stałych charakteryzująca ich opór wewnętrzny przeciw płynięciu (uwaga: lepkością nie jest opór przeciw płynięciu powstający na granicy płynu i ścianek naczynia).

54. Różne własności fizyczne płynnej siarki wynikają ze zmiany jej struktury cząsteczkowej: łatwo płynna siarka (która powstaje nieco powyżej temperatury topnienia) zawiera głównie 6- i 8-atomowe pierścienie; w wyższej temperaturze pierścienie łączą się tworząc struktury polimeryczne, co powoduje wzrost lepkości. Przy dalszym wzroście temperatury następuje naturalne obniżenie lepkości. Gęstość pary siarki w temperaturze bliskiej punktu wrzenia odpowiada zawartości cząsteczek S_8 i częściowo S_6 . W miarę podwyższania temperatury cząsteczka staje się coraz mniejsza. W temperaturze $800\text{ }^\circ\text{C}$ para siarki składa się już tylko z cząsteczek dwuatomowych S_2 .

55. Plastyczność to zdolność do ulegania nieodwracalnym odkształceniom (odkształcenie plastyczne) pod wpływem sił zewnętrznych działających na ten materiał.

56. Siarczki to sole kwasu siarkowodorowego o wzorze sumarycznym: H_2S .

57. Siarczany(VI) to sole kwasu siarkowego(VI) o wzorze sumarycznym: H_2SO_4 .

58. Jest to tak zwana sól podwójna, czyli sól, która zawiera więcej niż jeden kation lub anion.

59. Jest to tzw. sól uwodniona, hydrat, czyli związek chemiczny, który zawiera w swojej strukturze cząsteczki wody zaokrędlone w jego sieci krystalicznej.

Niektóre organiczne związki siarki są używane jako leki, substancje barwiące i w rolnictwie⁶⁰. Tlenki siarki i inne związki oparte na siarce wykorzystywane są jako środki do zwalczania gryzoni. Siarczany(IV)⁶¹ są używane do bielenia papieru a także jako środki konserwujące suszone owoce. Disiarczek węgla, CS₂, jest używany do produkcji celofanu i włókna wiskozowego.

Jednym z bezpośrednich zastosowań siarki jest proces wulkanizacji gumy. Jest też jednym ze składników czarnego prochu.

Pierwiastkowa siarka jest hydrofobowa⁶², dlatego nie może być bezpośrednio wykorzystywana przez rośliny. Bakterie glebowe przekształcają siarkę w rozpuszczalne pochodne.

FOSFOR

Fosfor występuje w czterech odmianach alotropowych, jako: fosfor biały, czerwony, fioletowy oraz czarny.

Cząsteczka fosforu białego składa się z 4 atomów - dlatego jej wzór sumaryczny to P₄. Fosfor biały topi się w 44°C, a wrze w 277°C. W temperaturze pokojowej ulega powolnemu utlenianiu, emitując światło (tzw. chemiluminescencja) - dlatego dawniej był stosowany jako składnik farb, które nanoszono na wskazówki zegarków (świeciły światłem widocznym w ciemności). Ponieważ jest skrajnie łatwopalny i łatwo ulega samozapłonowi i przechowuje się go pod wodą. Dlatego też dawniej produkowano z niego zapalki⁶³.

Jest silnie trujący, dla człowieka o masie 60 kg śmiertelna dawka wynosi 100 mg.

Fosfor biały stosowany jest jako broń zapalająca i trutka na szczury, ma tendencję do przechodzenia w inne, bardziej trwałe odmiany, do których należy fosfor czerwony inaczej zwany fosforem bezpostaciowym. Jest on nietoksyczny i mniej reaktywny od fosforu białego. Jest używany jako jeden ze składników draski na pudełkach od zapalek.

Właściwości fosforu fioletowego i czarnego są słabo poznane: fosfor fioletowy jest nierozpuszczalny w żadnej substancji, jest to odmiana mało aktywna chemicznie; fosfor czarny to najtrwalsza odmiana fosforu. Ma on barwę szarą, połysk metaliczny, przewodzi prąd elektryczny.

Fosfor jest makroelementem niezbędnym do funkcjonowania każdej komórki. Wchodzi w skład kości, kwasów nukleinowych oraz związków przekazujących energię na poziomie molekularnym, takich jak np. ATP.

Rośliny pobierają fosfor przede wszystkim w postaci rozpuszczonych w wodzie jonów ortofosforanowych, zwłaszcza H₂PO₄⁻ w środowisku kwaśnym i HPO₄²⁻ w środowisku zasadowym,

Nadmierny dopływ związków fosforu do wód powoduje ich eutrofizację⁶⁴. Zwiększenie ilości fosforu w jeziorach skutkuje zwiększoną produkcją pierwotną, jak również przebudową składu gatunkowego (często zwiększeniem udziału sinic).

Ważne minerały fosforu to apatyt (Ca₅[(F,Cl,OH)(PO₄)₃]) i fosforyty (zawierają od 12 do 40% P₄O₁₀).

ARGON, KRYPTON, KSENON, NEON, HEL – niemetalte te wchodzi w skład powietrza – są to tzw. gazy szlachetne (stanowią ok. 1% powietrza). Nazwa pochodzi z czasów, kiedy nie znano żadnych związków chemicznych tych pierwiastków - obecnie znane są ich związki⁶⁵ (głównie z fluorem). Gazy szlachetne wykorzystuje się, gdy potrzebna jest obojętna, beztlenowa atmosfera, m.in. stosuje się je do napełniania żarówek, do prowadzenia reakcji chemicznych wymagających obojętnych warunków i do spieniania tworzyw sztucznych.

60. Siarka jest jednym z najstarszych fungicydów i pestycydów, jest jedynym fungicydem używanym w uprawach ekologicznych.

61. Sole kwasu siarkowego(IV) o wzorze sumarycznym H₂SO₃.

62. To skłonność cząsteczek chemicznych do odpychania od siebie cząsteczek wody, w ujęciu makroskopowym hydrofobowość to właściwość powierzchni materiału polegająca na niezwilżalności przez wodę.

63. Zapalki te były bardzo niebezpieczne, ponieważ zapalały się po potarciu o każdą szorstką powierzchnię. Obecnie jedynie szorstka powierzchnia pudełek, służących do pocierania zapalek, zawiera nieco czerwonego fosforu, zmieszanego z tłuczonym szkłem i tlenkiem manganu(IV).

64. To proces wzbogacania zbiorników wodnych w substancje pokarmowe skutkujący wzrostem trofii, czyli żyzności wód.

65. Nadal nie są znane związki helu.

Właściwości fizyczne metali

Większa swoboda jaką w atomach metali mają elektrony, przejawia się także tym, że metale są dobrymi przewodnikami elektryczności. Dobrze też przewodzą ciepło. Przy tym ich przewodnictwo, zarówno elektryczne, jak i cieplne, pogarsza się przy wzroście temperatury. Nieprzezroczystość metali tłumaczy się pochłanianiem padających promieni słonecznych, a połysk wysłyniem przez atomy wzbudzone tym zewnętrznym promieniowaniem własnych błysków światła. Metale są też kowalne.

Metale oprócz podobieństw mają również wiele odmiennych właściwości, np. różną gęstość, różne temperatury topnienia, a przede wszystkim różnią się aktywnością chemiczną.

W warunkach panujących normalnie na powierzchni ziemi metale, z wyjątkiem rtęci, są ciałami stałymi. Wynika to z ich na ogół wysokich temperatur topnienia. Im większa jest temperatura topnienia metalu, tym zazwyczaj wykazuje on większą twardość oraz wytrzymałość mechaniczną, czyli odporność na pękanie i kruszenie pod działaniem sił zewnętrznych. Wolfram np., którego temperatura topnienia wynosi 3380°C, ma większą wytrzymałość od żelaza (temperatura topnienia 1534°C), żelazo większą od miedzi (1083°C), miedź od glinu (660°C), glin od cyny (232°C). Natomiast gal topi się już w temperaturze 29,76 °C (dlatego trzymany w dłoni zamienia się w ciecz).

Metale dzielimy na:

- lekkie (aluminium, magnez, beryl),
- ciężkie, łatwo topliwe do 650°C (cynk, cyna, ołów, kadm, bizmut, antymon, rtęć),
- ciężkie, trudno topliwe od 650°C do 2000°C (żelazo, nikiel, miedź, chrom, wanad, mangan, kobalt, złoto, srebro, platyna),
- ciężkie, bardzo trudno topliwe powyżej 200°C (wolfram, molibden, tantal).

Kryterium klasyfikacji		Nazwa metalu	Gęstość [g/cm ³]	Temperatura topnienia [°C]
wg gęstości	wg temperatury topnienia			
metale lekkie	łatwo topliwe	magnez	1,74	650
		aluminium	1,70	660
	trudno topliwe	tytan	4,54	1820
metale ciężkie	łatwo topliwe	cynk	1,13	419,5
		kadm	8,65	320,0
		cyna	7,30	231,9
		ołów	11,34	271,3
		bizmut	9,80	
	trudno topliwe	cyrkon	6,49	1852
		żelazo	7,87	1539
		kobalt	8,90	1445
		nikikiel	8,90	1455
		miedź	8,96	1083
		pallad	12,00	1554
		srebro	10,49	960
	platyna	21,45	1773	
	złoto	19,32	1063	
	bardzo trudno topliwe	molibden	10,2	2665
tantal		16,6	2996	
wolfram		19,3	3410	

Aktywność metali, metale szlachetne

Aktywność, w przypadku metali, to skłonność do oddawania elektronów i tworzenia w reakcjach chemicznych jonów dodatnich. Jeżeli metale i wodór⁶⁶ uszereguje się wg zmniejszającej się zdolności do oddawania elektronów, to uzyska się tzw. szereg aktywności (szereg napięciowy).

K	Na	Mg	Al	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg	Au
---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----------------	----	----	----	----

---- maleje aktywność chemiczna metali ---->

Szereg aktywności chemicznej metali ma duże znaczenie praktyczne, pozwala np. przewidywać kierunek przebiegu niektórych reakcji chemicznych zachodzących z udziałem metali. Wynika z niego, że metal bardziej aktywny wyprze metal mniej aktywny z roztworu jego soli; np.: $Zn + 2AgNO_3 \rightarrow \downarrow 2Ag + Zn(NO_3)_2$ a metale umieszczone w szeregu przed wodorem (po jego lewej stronie) w reakcjach z kwasami wypierają wodór⁶⁷ np.: $Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$

Metale znajdujące się w szeregu napięciowym za wodorem przejawiają małą aktywność chemiczną i noszą nazwę **metali szlachetnych**.

Metale szlachetne to zwyczajowa nazwa metali odpornych chemicznie, do których zazwyczaj zalicza się platynowce (ruten, rod, pallad, osm, iryd i platynę) oraz dwa metale z grupy miedziowców: srebro i złoto (miedź, ze względu na nieco wyższą reaktywność, zalicza się do metali półszlachetnych), czasem także rtęć i ren. Metale te bardzo słabo reagują z innymi pierwiastkami, przez co prawie nie ulegają korozji, nie rozтворяją się też w większości kwasów, nie reagują z wodą w temperaturze pokojowej, ani z gorącą parą wodną; są odporne na działanie stężonego kwasu solnego i innych kwasów beztlenowych. Ponieważ nie wypierają wodoru z kwasów, ulegać mogą jedynie działaniu kwasów utleniających⁶⁸ lub wody królewskiej⁶⁹.

Przykładem *metal*u bardzo aktywnego jest sód. Jest on srebrzystym, miękkim, kowalnym metalem o małej gęstości ($d=0,97g/cm^3$). Dobrze przewodzi prąd i ciepło. Jest tak miękki, że można go kroić nożem. Ma niską temperaturę topnienia. Metaliczny połysk sodu możemy obserwować tylko na jego świeżym przekroju. Pod wpływem tlenu i pary wodnej, obecnych w powietrzu, metal ten bardzo szybko matowieje - jego powierzchnia pokrywa się cienką warstewką nadtlenu (Na_2O_2) i tlenku (Na_2O), dlatego też, jak większość litowców, sód przechowuje się w nafcie.

Kawałek sodu wrzucony do wody przybiera kształt kulisty (wydzielająca się podczas reakcji energia⁷⁰ na sposób ciepła powoduje jego stopienie). $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$

Mniej reaktywny jest magnez - metal o srebrzystej barwie, charakterystycznym metalicznym połysku, który dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło. Magnez na powietrzu pokrywa się warstewką tlenku MgO lub wodorotlenku $Mg(OH)_2$. Magnez z wodą reaguje dopiero po ogrzaniu wody powyżej 70 °C.

Magnez nie występuje w postaci pierwiastkowej, jest jednym z najpospolitszych pierwiastków, (w skorupie ziemskiej występuje w ilości 2,74% pod postacią minerałów: dolomitu ($CaMg[CO_3]_2$), magnezytu ($MgCO_3$), kizerytu ($MgSO_4 \cdot H_2O$), kainitu ($KMg[Cl/SO_4] \cdot 3H_2O$), karnalitu ($KMgCl_3 \cdot 6(H_2O)$). W wodzie morskiej występuje w ilości około 1200 ppm, w postaci roztworu soli zawierającej jony Mg^{2+} .

66. Wodór jest niemetalem, jego obecność w szeregu napięciowym metali wynika z czysto praktycznego podejścia: metale umieszczone w szeregu przed wodorem (po jego lewej stronie) w reakcjach z kwasami wypierają wodór z kwasu.

67. Bezbarwny gaz, zapalający się z charakterystycznym „szczeknięciem”.

68. Kwasy utleniające to np. stężone kwasy siarkowy(VI) i azotowy(V). W reakcjach metali z ich udziałem powstają tlenki odpowiednich niemetali, sól i woda.

69. Woda królewska to mieszanina stężonego kwasu solnego i azotowego(V) w stosunku objętościowym 3:1.

70. Jest to reakcja silnie egzotermiczna i może przebiegać wybuchowo.

Korozja, pasywacja metali

Korozja to zbiorcza nazwa dla wielu różnych procesów stopniowego niszczenia substancji, które zachodzą między powierzchnią substancji, a otaczającym ją środowiskiem. Zależnie od rodzaju materiału dominujące procesy mają charakter reakcji chemicznych, procesów elektrochemicznych, mikrobiologicznych lub fizycznych (np. topnienie i inne przemiany fazowe, uszkodzenia przez promieniowanie). W przypadku metali mówimy najczęściej o korozji chemicznej lub elektrochemicznej. Znane z życia codziennego rdzewienie żelaza, śniedzenie mosiądzu i miedzi, czernienie srebra itp. są przykładami korozji.

Pasywacja metali to proces pokrywa powierzchni metali cienką warstewką pasywnych związków (przeważnie tlenków), co uodparnia je na działanie kwasów i innych czynników korodujących. Przykładem naturalnej pasywacji może być np. wytworzenie się patyny (związku chemicznego o wzorze sumarycznym $[\text{Cu}(\text{OH})_2\text{CO}_3]$) na miedzi. Zjawisko pasywacji znalazło również zastosowanie przy przewożeniu stężonego kwasu azotowego(V) w cysternach zrobionych z aluminium.

Zastosowanie metali

Metale stosowane są ze względu na swoje właściwości fizyko-chemiczne, jednak rzadko kiedy stosowane są 'czyste' metale (do wyjątków należą np. przewody z czystej miedzi stosowane w elektrotechnice), przeważnie są to ich stopy, które powstają przez stopienie ze sobą dwóch lub więcej składników.

Stopy metali ich właściwości i zastosowanie

Stal stanowi stop żelaza z węglem (do 2%). Stale szlachetne zawierają oprócz żelaza chrom, nikiel, mangan. Wprowadzając je uzyskuje się, zależnie od dodatku, stal o zwiększonej odporności na korozję, zwiększonej wytrzymałości mechanicznej, ścieralności itp. Stal ma zastosowanie niemal we wszystkich dziedzinach gospodarki.

Mosiądz - stop miedzi i cynku - w zależności od składu ma barwę od żółtej do czerwonej. Służy do wyrobu różnych części maszyn, przyrządów i przedmiotów codziennego użytku. Jego odmianą jest tombak stop zawierający powyżej 80% miedzi - stosowany jako imitacja złota oraz do wyrobu instrumentów muzycznych, jest też używany do produkcji pocisków oraz naboji pistoletowych i karabinowych w celu zmniejszenia tarcia między pociskiem a lufą.

Brąz to stop cyny i miedzi, jeden z najstarszych znanych przez człowieka stopów (porównaj: epoka brązu) służy do wyrobu monet, pomników, odlewa się z niego dzwony i tablice pamiątkowe.

Spіз - stop miedzi z cyną, cynkiem i ołowiem - odporny na korozję i ścieranie. Znany już w starożytności, stosowany był do wyrobu broni ponieważ, jest twardszy od żelaza. W średniowieczu odlewano z niego dzwony (stąd nazwa dzwon spізowy), zaś w czasach późniejszych armaty.

Natomiast przedmioty wykonane z *cyny* były bardzo popularne już od wczesnego średniowiecza ze względu na jej dostępność, niską temperaturę topnienia, łatwość odlewania, dobre własności mechaniczne oraz niską cenę cyny. Cyna tworzy odmiany alotropowe. W temperaturze powyżej 13,2°C występuje odmiana β (tzw. cyna biała). W temperaturach niższych przechodzi w odmianę regularną α o gęstości 5,85 g/cm³. Zmiana gęstości jest równoznaczna ze zmianą objętości, co powoduje, że cyna rozpada się, tworząc szary proszek zwany cyną szarą. Zjawisko to nazywane jest zarazą cynową⁷¹, dlatego w muzeach wyroby cynowe przechowywane są w wyższej temperaturze.

Amalgamat - ogólna nazwa stopów rtęci, tworzy się je poprzez rozpuszczenie innych metali w rtęci. Amalgamaty tworzy większość metali, do wyjątków należy żelazo, które może być wykorzystywane do produkcji naczyń do przechowywania amalgamatów. Po ogrzaniu rtęć wyparowuje całkowicie z amalgamatów, co wykorzystywane jest podczas ekstrakcji srebra lub złota z rudy za pomocą rtęci. W dentystyce był wykorzystywany amalgamat stomatologiczny⁷². Ze względu na toksyczne właściwości rtęci obecnie nie są powszechnie stosowane.

71. W XVIII w., do wyrobu guzików zastosowano cynę i jej stopy. Guziki wykonane z cyny mogą po ochłodzeniu rozsypać się, co podobno przytrafiło się oddziałom armii stacjonującym w Rosji podczas mroźnej zimy.

72. Amalgamat rtęci ze srebrem, cyną, miedzią, kadmem oraz niekiedy cynkiem, stosowany w stomatologii jako wypełnienie.

Duraluminium - stop glinu z niewielkimi ilościami miedzi, manganu, magnezu, krzemu i żelaza - jest trzy razy lżejszy od stali, dorównuje jej twardością i wytrzymałością. Stosuje się go w przemyśle lotniczym i maszynowym.

*Stop Wooda*⁷³ (znany też jako stop Lipowitza) – stop niskotopliwy (topi się już w temperaturze 66 -72°C), srebrnobiałe, drobnoziarnisty, składający się z bizmutu, kadmu, ołowiu i cyny.

Stop ten jest stosowany:

- w jubilerstwie do lutowania;
- w bezpiecznikach przeciwpożarowych jako element topikowy, którego stopienie przerywa obwód elektryczny i uruchamia alarm;
- jako materiał do osłon przed promieniowaniem rentgenowskim (np. w radioterapii do wykonywania indywidualnych osłon dla ludzi);
- jako wypełnienie łaźni laboratoryjnych do wysokich temperatur.

Zazwyczaj stop Wooda zawiera następujące proporcje metali:

- bizmut 5 do 8 części;
- ołów 4 części;
- cyna 2 części;
- kadm 1 do 2 części.

Zmiana proporcji poszczególnych metali w stopie ma znaczny wpływ na jego temperaturę topnienia. Najniższą temperaturę topnienia (65,5°C) posiada stop zawierający dokładnie: Bi 50,1%, Pb 24,9%, Sn 14,6%, Cd 10,4%. Stop o dokładnie takim składzie ma gęstość $d = 9,7 \text{ g/cm}^3$.

Wprowadzenie do stopu nawet niewielkich ilości jakiegось składnika może spowodować zasadnicze zmiany właściwości stopu. Stopy wykazują inne właściwości niż składniki, z których są otrzymywane. Ich wytrzymałość i twardość są zwykle większe, a temperatury topnienia niższe niż metali, z których powstały.

Wymieniając nazwy różnorodnych stopów należy też wspomnieć o:

- *tombaku* - stopie miedzi z cynkiem (o zawartości miedzi powyżej 80%), stop ten cechuje się żółtą barwą przypominającą złoto, jest jednak mało wartościowy;
- *nowym srebrze* - stopie nie zawierającym w swoim składzie srebra, jednak barwą go imitującym - stop ten składa się z 40-70% miedzi, 10-20% niklu i 5-40% cynku; stop ten stosuje się do wyrobu ozdób, sztucców, sprzętu medycznego, instrumentów muzycznych, drutów oporowych, itp.

Czasami stopy dzieli się też ze względu na ich zastosowanie. W tym przypadku można wyodrębnić m.in.:

- stopy drukarskie - stopy stosowane do odlewania czcionek składu zecerskiego; są to stopy ołowiu z cyną i antymonem;
- stopy lutownicze - stopy cyny i ołowiu wykorzystywane podczas lutowania;
- stopy łożyskowe - stopy metali wykorzystywane do wylewania panewek łożysk ślizgowych (są to stopy cynowe – zawierające 80–90% cyny, 4–13% antymonu i 3–6% miedzi lub stopy cynowo-ołowiowe – zawierające ok. 5–20% cyny, 60–85% ołowiu, 5–17% antymonu i do 3% miedzi oraz domieszki niklu, arsenu i kadmu);
- Pewter (angielskie srebro) – stop trzech metali: cyny (90-98%), antymonu (0,5-8%) i miedzi (0,25-2,5%) stosowany do wyrobu birzuterii, naczyń;
- Stop Lichtenberga⁷⁴ - stop o składzie: bizmut (50%), ołów (30%), cyna (20%) stosowany do wytapiania figurek do gier strategicznych.

73. Został wynaleziony przez Roberta W. Wooda (1868-1955), który był profesorem fizyki w Baltimore (USA).

74. Stop wynalazł niemiecki naukowiec Hans Georg Lichtenberg (1742-1799).

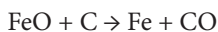
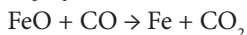
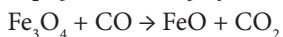
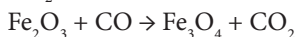
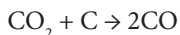
Hutnictwo

Większość metali otrzymuje się z ich rud⁷⁵. W przypadku gdy metal w rudzie występuje w postaci tlenku otrzymuje się go z rudy w wyniku reakcji redukcji np. węglem, aktywnym metalem, tlenkiem węgla(II), wodorem lub metanem. Istotą tej metody jest redukcja metalu z jego tlenku. W przypadkach, kiedy ruda jest siarczkiem metalu zamienia się ją uprzednio na tlenek np. poprzez wypalanie.

Redukcja metali i ich związków z innymi metalami, bardziej aktywnymi chemicznie (stosuje się glin, mangan, wapń, sól), nazywa się metalotermią. Jeżeli reduktorem jest glin to proces nazywa się aluminotermia. Metodą metalotermii otrzymuje się metale np.: mangan, chrom, tytan, molibden, wolfram.

Niektóre gałęzie przemysłu np. elektrotechnika, stawiają jednak bardzo wysokie wymagania co do czystości metali. Substancje zawierające domieszki nawet w ilościach śladowych, należy poddać specjalnym metodom oczyszczania. Jedną z takich metod to elektroliza. Metodą elektrolizy stopionych soli otrzymuje się na skalę przemysłową np. glin Al, którego stop stosowany w przemyśle nazwano aluminium. Glin jest lekkim metalem odpornym na działanie różnych czynników chemicznych. Odkryto go na początku XIX wieku. Był tak drogocenny jak złoto⁷⁶ - ale już od około 1900 r., po opanowaniu techniki jego otrzymywania⁷⁷, ze względu na swoje właściwości zaczęto go używać do produkcji naczyń, okuć, kabli, drutów itp.

Dla gospodarki współczesnego człowieka jednym z ważniejszych metali jest żelazo Fe. W przyrodzie występuje ono najczęściej w połączeniach z tlenem. Do najważniejszych tlenków żelaza należą tlenek żelaza(III) i tlenek żelaza(II), które są głównym składnikiem magnetytu Fe_3O_4 i hematytu Fe_2O_3 . W stanie wolnym żelazo występuje w meteorytach. Dawniej wytapiano żelazo z rud w piecach zwanych dymarkami, w których reduktorem był węgiel drzewny. Obecnie żelazo wytapia się w piecach hutniczych. Pod wpływem wysokiej temperatury węgiel oraz tlenek węgla(II) reaguje z tlenkami żelaza, odbierając tlen redukuje tlenki do wolnego żelaza.



Po usunięciu zanieczyszczeń i uszlachetnieniu surówki⁷⁸ otrzymujemy stal.

Przebieg procesów otrzymywania metalu z jego rudy będącej siarczkiem prześledzimy na przykładzie otrzymywania cynku z jego siarczku. Siarczek cynku poddaje się prażeniu w obecności tlenu z powietrza. W reakcji powstaje tlenek metalu i tlenek siarki(IV): $2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2$

Otrzymany tlenek cynku redukuje się węglem do wolnego metalu: $ZnO + C \rightarrow Zn + CO$ powstający w tej reakcji tlenek węgla(II) posiada również właściwości redukujące i przeprowadza tlenek metalu do wolnego metalu przechodząc w tlenek węgla(IV): $ZnO + CO \rightarrow Zn + CO_2$

Cynę otrzymuje się z rud przy pomocy redukcji węglem: $SnO_2 + C \rightarrow Sn + CO_2$

75. Ruda to kopalina, czyli skała lub minerał, z której uzyskuje się jeden lub więcej potrzebnych człowiekowi składników. Ruda w sensie przemysłowym to minerał zawierający związki metali. W rudach występują też inne, niepotrzebne człowiekowi związki, które tworzą tzw. skałę płonną. Metale w rudach występują zazwyczaj w postaci tlenków lub siarczków.

76. Napoleon na bankiecie najbardziej honorowym gościom podał zastawę z aluminium, reszta gości miała zwykłą - złotą.

77. Istnieją przesłanki, że być może już wcześniej opanowano technikę produkcji aluminium jednak została ona zapomniana: „Historia naturalna” – Pliniusz Starszy (I w. n.e.): *Pewnego dnia złotnik w Starożytnym Rzymie przyniósł Cesarzowi Tyberiuszowi talerz wykonany z nowego metalu. Talerz był prawie tak samo jasny jak srebro. Złotnik powiedział Tyberiuszowi, że otrzymał ten metal z gliny i tylko on i bogowie potrafią produkować ten metal. Cesarz poczuł się zaniepokojony. Wszystkie jego skarby wykonane ze złota i srebra stracą na wartości, jeśli ludzie nauczą się otrzymywać metal z gliny. Rozkazał więc ściąć złotnika ...*

78. Surówka jest półproduktem redukcji rudy w piecu, jest stopem żelaza z węglem (powyżej 2%), krzemem, manganem, fosforem i siarką ma też liczne zanieczyszczenia, co powoduje, że jest bardzo krucha i nieprzydatna. Ponieważ jest to półprodukt przewidziany do dalszej przeróbki, stąd nazwa - surowiec.

Procesy hutnicze zachodzą w bardzo wysokich temperaturach, w niektórych przypadkach przekraczających nawet 1000°C.

Hutnictwo metali jest nieodzowne, ale zakłady hutnicze bardzo zanieczyszczają środowisko. W procesach hutniczych wydzielają się bardzo duże ilości substancji toksycznych. Należy do nich między innymi tlenek siarki(IV), powstający w procesie spalania węgla kopalnego, ponieważ prawie każdy węgiel kopalny zawiera pewną ilość związków siarki. W okolicy hut cynku i ołowiu w powietrzu znajdują się pyły zawierające tlenki, otrzymanywanych metali. Naturalnie w przyrodzie w miarę wzrostu wysokości maleje temperatura atmosfery. Średnio co 100 m temperatura obniża się o około 0,6°C. Niestety tak nie jest nad hutami. Olbrzymie ilości ciepła są emitowane do atmosfery zaburzając prawidłowy obieg powietrza. Taka sytuacja powoduje naruszenie równowagi biologicznej w atmosferze, co z kolei wpływa na naruszenie równowagi biologicznej na Ziemi. Innym problemem jest zanieczyszczanie wód. Hutnictwo zużywa duże ilości wody, głównie jako substancji chłodzącej. Woda używana w hutnictwie styka się z gorącymi wyrobami, przepływa przez różne urządzenia zabierając ze sobą dużą ilość zanieczyszczeń. Takiej wody nie powinno odprowadzać się bez oczyszczenia do rzek, gdyż powodują one skażenie wód. Wody wypływające z hut oprócz zanieczyszczeń mają bardzo wysoką temperaturę. Wprowadzone do rzek powodują podniesienie się temperatury wody, co niekorzystnie wpływa na florę i faunę wodną, ponieważ rozpuszczalność gazów (w tym tlenu) maleje wraz ze wzrostem temperatury - dlatego w cieplej wodzie zawarte jest mniej tlenu niż w chłodnej⁷⁹.

Metale i niemetale jako mikro- i makro- elementy

Zawartość poszczególnych pierwiastków w materiałach pochodzenia biologicznego bywa bardzo zróżnicowana. To, że pierwiastka jest mało nie znaczy, że nie pełni w organizmie znaczącej roli. Niektóre z nich - nawet jeśli występują w znikomym stężeniu - pełnią często wielorakie funkcje biologiczne, a ich niedobór może nieść za sobą poważne konsekwencje.

Ze względu na stężenie danego pierwiastka w organizmie można je zaliczyć do jednej z dwóch grup: mikroelementów lub makroelementów.

Mikroelementy stanowią od 0,01% do 0,00001% suchej masy organizmu. Do tej grupy zaliczamy metale, takie jak: żelazo, kobalt, miedź, mangan, cynk, molibden oraz niemetale, tj. bor, jod, fluor i krzem.

Żelazo, występuje w postaci jonów⁸⁰ Fe²⁺. Jest składnikiem białek złożonych, takich jak hemoglobina (białko, zawarte w erytrocytach, barwnika krwinek czerwonych) czy mioglobina (białko, magazynujące tlen). Wchodzi też w skład niektórych enzymów, przyspieszających reakcje chemiczne. Niedobory tego pierwiastka doprowadzają do anemii, ogólnego osłabienia, bóli i zawrotów głowy. Może też wywołać zaburzenia rytmu serca i oddychania.

Cynk również występuje w postaci dwuwartościowych kationów³⁹ Zn²⁺. Wchodzi w skład insuliny - hormonu, który obniża stężenie cukru we krwi. Tak jak żelazo - jest składnikiem enzymów. Enzymy cynku są jednak bardziej wyspecjalizowane i ukierunkowane na przemiany białek i węglowodanów. Jest odpowiedzialny również za związki, regulujące wzrost i rozwój roślin.

Niedobór jonów cynku objawia się powolnym gojeniem się ran, wieloma chorobami skóry, łamliwością włosów i paznokci. Zaburzeniu ulega także praca jajników i jąder, czyli organów rozrodczych.

Jod jest niemetalem, występującym pod postacią jednowartościowego anionu J⁻. Jest składnikiem hormonu tarczycy, bardzo ważnego organu, regulującego wiele procesów metabolicznych. Niedobór jodu powoduje szereg schorzeń, takie jak wole, kretynizm, nadczynność tarczycy.

Fluor występującym pod postacią jednowartościowego anionu F⁻. Pierwiastek ten wchodzi w skład kości oraz szkliwa zębów. Zapewnia im dobre utwardzenie i ochronę. Brak lub zmniejszona ilość tego pierwiastka warunkuje podatność na próchnicę. Nie odnotowano oddziaływania fluoru na organizmy roślinne.

79. Obecnie większość hut pracuje w zamkniętym obiegu wody, jednak nadal czasami do chłodzenia używa się obiegów otwartych.

80. Jest to pewne uproszczenie jony metali występujące w organizmach żywych nie są wolnymi jonami tylko tzw. kompleksami.

Makroelementy to pierwiastki stanowiące około 99% masy organizmu. Poza pierwiastkami „budującymi” żywe organizmy, czyli biogennymi, tworzącymi cukry, tłuszcze i białka - takie jak węgiel, wodór, tlen, siarka, azot i fosfor makroelementami są także wapń, magnez, sód, potas oraz chlor.

Wapń w postaci dwuwartościowych kationów, pełni bardzo ważne role w ciele człowieka i innych organizmów żywych - jest bowiem szkieletotwórczy. Tworzy ludzki kośćciec. Obniża też stopień uwodnienia cytoplazmy, reguluje funkcje błon komórkowych. W organizmie ludzkim jest składnikiem płynów ustrojowych (krwi i limfy) oraz bierze udział w procesie krzepnięcia krwi. Przykładami zjawisk niedoboru może być na przykład krzywica - choroba kośćca u dzieci. Także osteoporoza, łamliwość zębów i spowolnione krzepnięcie krwi mogą być objawami niedoboru wapnia. Rośliny, mające mniejszą ilość wapnia nieprawidłowo rosną i są narażone na martwicę swoich roślinnych organów.

Potas jest kolejnym z makroelementów. Jony K^+ pełnią bardzo ważną funkcję w układzie nerwowym (ułatwiają przewodzenie impulsów nerwowych) i krążenia (zmniejszona ilość jonów potasu ogranicza kurczliwość mięśnia sercowego) człowieka. Znacząco wpływa na fizjologię roślin, gdyż nawet nieznaczny niedobór może doprowadzić do chlorozy liści, zahamowania wzrostu pędu i korzenia, czy zwiędły pokrój rośliny.

Białka a metale

Białka, czyli proteiny są to wielkocząsteczkowe związki powstające w wyniku kondensacji aminokwasów. Odgrywają one zasadniczą rolę we wszystkich procesach biologicznych. Biorą udział w katalizowaniu wielu przemian w układach biologicznych (enzymy są białkami), uczestniczą w transporcie wielu małych cząsteczek i jonów (np. hemoglobina przenosząca tlen), służą jako ochrona immunologiczna (przeciwciała) oraz biorą udział w przekazywaniu impulsów nerwowych (białka receptorowe). Istotną rolą białka jest też jego funkcja mechaniczno-strukturalna związana z budową funkcjonowaniem mięśni, skóry i włosów.

Struktura białek jest bardzo złożona, w celu opisanie tych makromolekuł wprowadza się pojęcie struktury I-rzędowej (pierwotnej) oraz II-, III- i IV-rzędowej (wtórnej):

- Struktura I- rzędowa określa, ilość, jakość i sekwencję aminokwasów. Struktura I- rzędowa jest uwarunkowana genetycznie, a utrwalają ją wiązania peptydowe.

- Struktura II- i III-rzędowa określa konformację, czyli przestrzenne ułożenie łańcucha polipeptydowego.

- W ramach struktury II- rzędowej rozróżnia się dwie podstawowe formy: śrubową i harmonijkową. W przypadku formy śrubowej długi łańcuch polipeptydowy ułożony jest w formie prawoskrętnej śruby, a w formie harmonijkowej przyjmuje postać rozgałęzionej harmonijki. Liczne wiązania wodorowe tworzące się pomiędzy resztami aminokwasów utrwalają te formy.

- Struktura III- rzędowa dotyczy wzajemnego ułożenia i powiązania różnych łańcuchów, co w konsekwencji doprowadza do utworzenia form białek fibrylarnych i globularnych⁸¹.

- Struktura IV- rzędowa polega na łączeniu się określonych podjednostek (łańcuchów polipeptydowych) w tzw. formy „polimeryczne”.

Dodanie roztworu soli metali ciężkich do białka jaja kurzego, które jest naturalnym roztworem białka⁸², powoduje odkształcenie struktury białka (zniszczeniem jego IV- i III-rzędowej struktury), gdyż metale ciężkie niszczą mostki siarczkowe utrzymujące tę strukturę w odpowiednim kształcie. Odkształcenie to przejawia się jako ścięcie się białka. Taka zmiana struktury białka jest nieodwracalna, podobnie jak zniszczenie jej zachodzące pod wpływem wysokiej temperatury - proces ten nazywa się denaturacją.

Z kolei tzw. wysalanie białek to proces odwracalny, polega na strącaniu białek z roztworów poprzez dodanie stężonego roztworu soli (np. NaCl). Proces ten nie narusza struktury białka. Życiu codziennym spotykamy się z nim np. podczas konserwacji śledzi w soli (solone śledzie są twarde a po procesie moczenia w wodzie miękne).

81. Białka fibrylarne, czyli włókienkowe możemy porównać do lin utworzonych ze skręconych i wzajemnie połączonych nici (pojedynczych łańcuchów polipeptydowych), a globularne do kłębków utworzonych ze splecionych i również odpowiednio połączonych nici.

82. Niektóre białka są praktycznie nierozpuszczalne w wodzie. Są to przede wszystkim białka fibrylarne (włókienkowe) budujące włosy, paznokcie, kopyta, więzadła itp. Białka globularne z reguły dobrze rozpuszczają się w wodzie. Są to przede wszystkim białka występujące w osoczu krwi oraz innych płynach ustrojowych. Wodne roztwory tych białek mają charakter typowych układów koloidalnych.

MIESZANINA A ZWIĄZEK CHEMICZNY

Stany skupienia substancji

Stan skupienia substancji to podstawowa forma w jakiej dana substancja występuje, gdy określamy jej właściwości fizyczne. W pewnym sensie nazwa stanu skupienia jest takim umownym "skrótom" dla określenia kilku cech charakterystycznych danego ciała. Zależnie od warunków ciśnienia oraz temperatury substancja może występować w trzech stanach skupienia:

- stałym,
- ciekłym,
- gazowym.

Jako czwarty stan skupienia podaje się plazmę – jest to stan, w którym substancja jest całkowicie zjonizowana.

Stan stały - ciało ma stały kształt (w określonej temperaturze), tak samo jest z objętością. Indywidua (atomy, jony lub cząsteczki), które budują ciało stałe są mocno zbite i wykonują tylko znikome ruchy. Przykładami tego stanu skupienia są: kamień, lód, węgiel, plastik, drewno.

Stan ciekły - ciecz przybiera kształty naczynia w którym jest, jednak bez zmiany objętości. Ciecze w swojej strukturze powoduje, że jej cząsteczki mają większą swobodę ruchu aniżeli w ciałach stałych. Przykładami jest woda, rtęć.

Stan gazowy (lotny) charakteryzuje zmienność zarówno kształtu ciała jak i objętości. Jest to spowodowane tym, że substancja lotna bardzo szybko rozprzestrzenia się na cały obszar w którym się znajduje. Stan ten charakteryzuje się bardzo dużym współczynnikiem ścisłości. Najbardziej znanymi przykładami są tu oczywiście powietrze, azot i inne gazy.

Wszystkie substancje mogą znajdować się w trzech stanach skupienia. W zależności od temperatury i ciśnienia otoczenia, przechodzą z jednego stanu do drugiego. Doskonałym przykładem jest woda, która poniżej temperatury 0°C przechodzi w stan stały - lód, od 0°C do 100°C jest ciekła, a powyżej 100°C staje się parą, czyli przechodzi w stan lotny.

Istotnym elementem są przemiany fazowe, czyli procesy podczas których substancje zmieniają stan skupienia. Kiedy ciało stałe przechodzi w ciecz, jest to proces topnienia. Proces odwrotny to krzepnięcie cieczy. Z kolei jeśli ciecz przechodzi w gaz zachodzi proces parowania albo wrzenia (zależnie od substancji lub warunków). Proces odwrotny to skraplanie się gazu. Zdarza się, że ciało stałe przechodzi w stan gazowy bezpośrednio wtedy mamy do czynienia z procesem sublimacji. Proces odwrotny to resublimacja.

Stan plazmowy to zjonizowana materia o stanie skupienia przypominającym gaz, w którym znaczna część cząstek jest naładowana elektrycznie. Mimo, że plazma zawiera swobodne cząstki naładowane, to w skali makroskopowej jest elektrycznie obojętna.

Mieszanina czy związek chemiczny?

Odróżnienie mieszaniny od związku chemicznego jest jedną z podstawowych czynności chemika badającego skład substancji. Tylko w nielicznych przypadkach udaje się ustalić na podstawie informacji, że oglądana próbka jest mieszaniną, mianowicie wtedy gdy, jest niejednorodna, heterogeniczna, jak np. woda + olej. Składniki mieszaniny niejednorodnej zachowują indywidualne cechy makroskopowe np. stan skupienia bądź wielkość i postać ziaren rozróżnialnych optycznie.

Mieszanina	Związek chemiczny
<ul style="list-style-type: none">- powstaje w wyniku zmieszania składników- ilości składników są dowolne- składniki mieszaniny zachowują swoje właściwości fizyko-chemiczne- składniki mieszaniny można rozdzielić metodami fizycznymi	<ul style="list-style-type: none">- powstaje w wyniku reakcji chemicznej- ilości składników są ściśle określone- powstaje nowa substancja o zupełnie innych właściwościach fizyko-chemicznych- związek chemiczny można rozdzielić tylko przez reakcję chemiczną

Typy mieszanin

W zależności od stopnia rozdrobnienia składników, mieszniny możemy podzielić na:

- mieszaniny niejednorodne,
- mieszaniny jednorodne (układy dyspersyjne).

Mieszaniny niejednorodne (heterogeniczne) - to układy, w których poszczególne składniki zachowują swoje cechy makroskopowe (np. piasek + woda, piasek + siarka, woda + olej). Takie mieszaniny są dość łatwe do rozdzielania metodami fizycznymi, jak np.:

- sączenie przez materiał porowaty,
- sedymentacja w polu grawitacyjnym ziemskim,
- dekantacja, tzn. ostrożne zlanie cieczy znad osadu,
- segregacja mechaniczna (jeżeli ziarna poszczególnych składników są dostatecznie duże).

Mieszaniny jednorodne (układy dyspersyjne) – to układy, w których małe cząstki jednej substancji - fazy rozproszonej - są równomiernie rozmieszczone w innej substancji - fazie rozpraszającej. Ogólnie taki układ nazywamy roztworem. W roztworach substancja która dominuje to rozpuszczalnik, natomiast substancji której jest mniej nazywamy substancją rozpuszczaną.

Roztwory mogą powstać przy zmieszaniu:

- gazu z gazem i powstaje roztwór gazowy,
- gazu z cieczą,
- substancji w stanie stałym z cieczą,
- cieczy z cieczą,
- substancji w stanie stałym z substancją w stanie stałym i powstaje roztwór stały.

Roztwór który powstaje przez zmieszanie gazów to na przykład powietrze (azot, tlen, tlenek węgla(IV) i inne). Gdy mieszamy dowolną substancję z cieczą, powstały roztwór będzie cieczą. A gdy mieszamy substancje w stanie stałym otrzymamy roztwory będące ciałami stałymi – stopy metali⁴² (stopy glinu, mosiądz, brąz).

Mieszaniny jednorodne, podobnie jak związki chemiczne, są jednorodne makroskopowo. Istotną różnicą między nimi tkwi w strukturze świata molekularnego. Związek chemiczny oprócz jednorodności makroskopowej wykazuje jednorodność molekularną. Roztwór jest niejednorodny molekularnie, zawiera co najmniej dwa rodzaje różnych cząstek: rozpuszczalnika i substancji rozpuszczonej. Oba rodzaje cząstek są zmieszane chaotycznie, poruszają się niezależnie, nie tworzą trwałych wiązań chemicznych - jak ma to miejsce w związku chemicznym, lecz występują między nimi słabe oddziaływania Van der Waalsa.

Ponadto możemy jeszcze podzielić mieszaniny w zależności od stopnia rozdrobnienia fazy rozproszonej:

- roztwory właściwe (rzeczywiste) – składają się z jonów lub cząsteczek mniejszych niż 10^{-9} nm;
- roztwory koloidalne – to roztwory o cząsteczkach o rozmiarach 10^{-7} nm - 10^{-9} m; tego typu cząsteczki można rozdzielić za pomocą specjalistycznych ultrawirówek; roztwory koloidalne rozpraszają światło (efekt Tyndala);
- zawiesiny – to cząsteczki o wielkości 10^{-6} - 10^{-7} nm (widoczne po mikroskopem optycznym); można je rozdzielić pod wpływem ziemskiego pola grawitacyjnego przez sedymentację.

Przykłady poszczególnych typów mieszanin występujących w przyrodzie

Przykładami mieszanin niejednorodnych znanych z życia codziennego są:

- mak i popiół (z baśni o Kopciuszku),
- granit,
- piasek z wodą,
- woda z benzyną,
- sałatka jarzynowa,
- opyłki żelaza zmieszane z siarką,
- węgiel kamienny (mieszanina związków chemicznych o dużej procentowej zawartości pierwiastka węgla),
- rosół.

42. Stopy metali zalicza się do roztworów stałych, czyli do mieszanin, jednak stopy wykazują nieco odmienne właściwości niż typowe mieszaniny np. stopy mają inną temperaturę topnienia niż ich składniki. Analogicznie jest w przypadku roztworów wodnych (roztwór wody z solą kuchenną ma wyższą temperaturę wrzenia niż czysta woda).

Szczególnymi rodzajami mieszanin niejednorodnych są:

- Emulsje - powstają w wyniku zmieszania dwóch nierozpuszczalnych wzajemnie cieczy, z których jedna jest rozproszona w drugiej. Przykładem emulsji jest mleko - na pierwszy rzut oka wygląda jak jednorodna substancja, ale pod mikroskopem można dostrzec pojedyncze kulki tłuszczu,
- Piany (np. piana z mydła, pumeks) - składa się z pęcherzyków gazu rozproszonych w cieczy lub ciele stałym,
- Dymy - zawierają drobiny ciał stałych rozproszone w fazie gazowej jaką jest np. powietrze,
- Mgła - zawiesina bardzo małych kropeł wody lub lodu w powietrzu,
- Szlamy - osady pochodzenia organicznego lub nieorganicznego powstały na dnie zbiorników wodnych,
- Koloidy i zawiesiny.

Przykładami mieszanin jednorodnych są:

- powietrze,
- woda w rzekach, jeziorach, morzach i oceanach,
- woda mineralna gazowana,
- zaprawa murarska (piasek zmieszany z wodą, wapnem i cementem),
- stopy metali,
- ropa, benzyna (mieszanina węglowodorów),
- solanka (roztwór wodny soli kamiennej),
- herbata,
- węgiel kopalny.

Powietrze jako mieszanina

Powietrze jest to mieszanina gazów z których składa się dolna warstwa atmosfery ziemskiej. Ze względu na skład chemiczny i właściwości fizyczne wyróżniamy w niej składniki stałe i zmienne. Stałymi składnikami są: azot (78%), tlen (ok. 21%), argon, neon, hel, metan, krypton, i wodór (razem ok. 1%), natomiast zmienne składniki powietrza to: para wodna, tlenek węgla(IV), tlenek siarki(IV), tlenki azotu, ozon, składniki mineralne i organiczne (pył, sadza, bakterie). Gęstość powietrza w warunkach normalnych (0°, 760 hP) wynosi $1,29 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$. Temperatura topnienia -213°C , natomiast wrzenia -193°C .

Zanieczyszczeniami powietrza nazywamy wszelkie substancje (gazy, ciecze, ciała stałe), które znajdują się w powietrzu atmosferycznym, ale nie są jego naturalnymi składnikami. Do zanieczyszczeń powietrza zalicza się również substancje będące jego naturalnymi składnikami, ale występujące w znacznie zwiększonych ilościach.

Generalnie jeden ze składników roztworu uważa się za rozpuszczalnik a resztą jest substancja rozpuszczona. Rozpuszczalnikiem jest ta substancja, która przeważa w roztworze. W przypadku powietrza rozpuszczalnikiem jest oczywiście azot.

Powietrze kojarzone jest z jedną fazą skupienia (homogeniczną) lecz przecież w powietrzu występują zanieczyszczenia stałe (pyły) oraz para wodna, która czasami występuje jako woda lub jako lód (w których mogą znajdować się dodatkowo pęcherzyki gazu co powoduje, że powietrze staje się heterogeniczne czyli wielofazowe oraz niejednorodne).

Powietrze składa się głównie z azotu oraz z tlenu (szczegółowy skład w tabeli poniżej).

Gaz	Azot N ₂	Tlen O ₂	Argon Ar	tlenek węgla(IV) CO ₂	Neon Ne	Hel He	Krypton Kr	Wodór H ₂	Ksenon Xe	Ozon O ₃
Zawartość (w % objętościowych)	78,08	20,95	0,93	0,03	0,002	0,0005	0,0001	0,00005	0,000009	0,000001

Metody rozdzielania mieszanin

Sączenie (filtracja) - pozwala na oddzielenie ciał stałych od cieczy lub rzadziej od gazów. Mieszaninę przepuszcza się przez sączonek (wykonany np. z bibuły), w wyniku czego na sączku pozostają substancje stałe, a ciecz przechodzi do zbiornika znajdującego się na sączku (w życiu codziennym stosujemy filtry w ekspresach do kawy, do filtrowania wody, w filtrach powietrza do samochodów).

Sedymentacja - to samorzutne opadanie cząsteczek ciała stałego rozproszonego w cieczy, zachodzące pod wpływem siły ciężkości (w przyrodzie obserwujemy ten proces w rzekach po burzy - początkowo mętne nurty rzeki samorzutnie się oczyszczają).

Dekantacja - sposób oddzielania cieczy od osadu, polega na ostrożnym usunięciu (np. zlanie lub za pomocą rurki) cieczy nad osad (w życiu codziennym zlewamy wodę nad ziemniaków, makaronu; identycznie postępujemy wymieniając wodę w akwariu lub zlewając wino z dymiona do butelek).

Krystalizacja - tworzenie się i wzrost kryształów; zachodzi w wyniku przechłodzenia pary lub cieczy albo przesyconia roztworu (np. wskutek obniżenia temperatury roztworu nasyconego, usuwania rozpuszczalnika przez odparowywanie lub oddestylowanie), aby w danym ośrodku nastąpiła krystalizacja, muszą znajdować się w nim zarodki krystaliczne np. drobne kryształy danej substancji. Krystalizacji towarzyszy zwykle wydzielanie się ciepła. (Z 'domowych' krystalizacji znamy zapewne proces scukrzania się miodu. Efektami krystalizacji są też przepiękne kryształy w kopalni soli w Wieliczce.)

Sublimacja i resublimacja. Sublimacja jest procesem, w którym substancja stała przechodzi bezpośrednio w stan pary, przy stałej temperaturze. Po oziębieniu pary przechodzą w fazę stałą pomijając stan cieczy. (Z procesem sublimacji spotykamy się podczas suszenia mokrej bielizny na mrozie oraz znamy go z powiedzonka "zniknął jak kamfora". Proces resublimacji wody można zaobserwować zimą gdy powstaje szron.)

Destylacja - jest metodą rozdzielania ciekłych jednorodnych mieszanin. Polega na wykorzystaniu różnic w temperaturach wrzenia poszczególnych składników. Ciekłą mieszaninę jednorodną umieszcza się w kolbce destylacyjnej podłączonej do chłodnicy. Mieszaninę ogrzewa się kontrolując temperaturę na termometrze. Składniki mieszaniny w miarę ogrzewania zostają po kolei odparowywane a ich opary skraplają się w chłodnicy i ściekają do naczynia uprzednio postawionego. (W procesie destylacji otrzymujemy alkohol - etanol, wodę destylowaną). Destylację wielostopniową - kaskadową, w której każdy stopień procesu jest zasilany produktem (destylatem) poprzedniego nazywamy *rektyfikacją*. W procesie rektyfikacji otrzymujemy np. z ropy naftowej benzynę.

Przesiewanie - rozdzielanie od siebie ciał stałych poprzez przesianie mieszaniny niejednorodnej. Większe cząsteczki pozostaną na sicie a mniejsze przelatują przez nie.

Magnetyczność - metoda polega na tym, że substancję posiadającą właściwości magnetyczne za pomocą magnesu rozdzielamy od substancji nie posiadającej właściwości magnetycznych. (Metoda ta jest stosowana np. podczas rozdzielania metali na wysypiskach śmieci.)

Chromatografia - to metoda rozdzielania substancji wykorzystująca różnice w oddziaływaniu substancji z fazą stacjonarną. Substancja się przemieszcza za pomocą fazy ruchomej np. gazu nośnego lub cieczy. Rozdzielanie chromatograficzne następuje na skutek różnic w szybkości wędrowania substancji w procesie tzw. rozwijania chromatogramu. W życiu codziennym możemy zaobserwować rozwijanie się chromatogramu podczas zamoczenia kartki z tekstem zapisanym czarnym atramentem - następuje swoiste 'rozmycie' się pisma, z wyodrębnieniem poszczególnych składników (kolorów) czarnego atramentu.

Zastosowanie rozdzielacza - w celu rozdzielania mieszaniny cieczy nie mieszających się wlewa się ją do rozdzielacza, po czym pozostawia się go w spokoju, aż do momentu gdy mieszanina samorzutnie rozdzieli się na poszczególne warstwy nazywane czasami fazami. Następnie, ostrożnie zlewa się, od dołu kolejne, warstwy do innych naczyń laboratoryjnych, poprzez otwarcie kranika w nóżce.

Desaturacja to wydzielanie się gazu z roztworu nasyconego. W życiu codziennym spotykamy się z dwoma rodzajami tego procesu. Pierwszy jest spowodowany obniżeniem ciśnienia w mieszaninie (np. podczas otwarcia butelki z wodą gazowaną), drugi podwyższeniem temperatury (np. bąbelki powietrza w garnku, podczas odgrzewania wody).

Odparowanie - jest metoda rozdziału mieszanin jednorodnych (roztworów). Polega na ogrzewaniu mieszaniny, z której odparowuje rozpuszczalnik (najczęściej woda) a w naczyniu pozostaje substancja rozpuszczona. Metodę tę się stosuje np. do otrzymania soli z wody morskiej.

Ekstrakcja – wyodrębnianie składnika lub składników mieszanin metodą dyfuzji⁴³ do cieczy lepiej rozpuszczających te związki chemiczne. Przykładem procesu ekstrakcji w układzie ciało stałe – ciecz jest proces parzenia kawy lub herbaty. Zawarte w kawie substancje smakowe dyfundują z ziarna (surowiec) do wody (ekstrahent). Analogicznie są otrzymywane leki (napary, odwary, wyciągi, nalewki). Różne tłuszcze roślinne, są również produkowane z wykorzystaniem ekstrakcji.

Adsorpcja – to proces wiązania się indywidualów chemicznych na powierzchni lub granicy faz⁴⁴. Znane wszystkim przykłady adsorpcji to np.: pochłanianie zapachów przez filtr węglowy w lodówce lub samochodzie czy pochłanianie toksyn przez węgiel medyczny (carbo medicinalis) z przewodu pokarmowego pacjenta.

Wymrażanie - jest stosowane w celu rozdzielenia dwu cieczy o różnych temperaturach krzepnięcia. W przemyśle jest stosowane m.in. w wyrobieniu napojów alkoholowych w celu oczyszczenia i zwiększenia zawartości alkoholu (etanolu).

Elektroforeza – polega na rozdzieleniu mieszaniny związków chemicznych na możliwie jednorodne frakcje przez wymuszanie wędrówki ich cząsteczek w polu elektrycznym.

43. Proces samorzutnego rozprzestrzeniania się cząsteczek lub energii w danym ośrodku, będący konsekwencją chaotycznych zderzeń cząsteczek.

44. UWAGA: adsorpcji nie należy mylić z absorpcją, która jest procesem wnikania do wnętrza fazy.

REAKCJA CHEMICZNA A PRZEMIANA FIZYCZNA

Definicja pojęcia 'reakcja chemiczna'

Procesy w czasie których substancje ulegają przemianom prowadzącym do powstania nowych substancji o innych właściwościach fizycznych i chemicznych - nazywamy reakcjami chemicznymi.

Substancje, które wchodzą w reakcję chemiczną, nazywamy substratami reakcji, a substancje otrzymane w czasie reakcji – produktami. Substraty i produkty to reagenty.

Reakcje chemiczne spotykamy w życiu codziennym bardzo często. Wszelkie procesy spalania węgla, benzyny, kwaśnienie mleka są typowymi przykładami przemian chemicznych. Z tlenku węgla(IV) i wody oraz składników zawartych w glebie, po odpowiedniej przemianie chemicznej, przy udziale światła rośliny budują nowe substancje chemiczne służące im jako materiał szkieletowy, zapasowy i rozrodczy.

Wiele przemian chemicznych opracowali chemicy w laboratoriach naukowych i zastosowali w przemyśle. Dzięki odpowiednim przemianom chemicznym z łatwo dostępnych surowców, takich np. jak powietrze, węgiel, woda i wapień, otrzymuje się w zakładach chemicznych cenne produkty użytkowe. Należą do nich np. włókna i tworzywa syntetyczne, paliwa syntetyczne, barwniki, środki lecznicze, nawozy sztuczne itp. Znajomość przemian chemicznych przebiegających w przyrodzie, oprócz niewątpliwych wartości poznawczych pozwalających na zrozumienie życia i zjawisk zachodzących wokół nas, ma też olbrzymie znaczenie praktyczne.

Przemysł chemiczny jest jedną z ważniejszych dziedzin wytwórczych. Wytwarzanie w dużych ilościach i stale ulepszane produkty chemiczne ułatwiają życie i podnoszą na wyższy poziom stopę życiową narodów. Są także minusy postępu związane z degradacją środowiska naturalnego.

Odróżnienie reakcji chemicznych od przemian fizycznych

Odróżnienie reakcji chemicznych od przemian fizycznych nie jest, wbrew pozorom, sprawą oczywistą. Na pewno do przemian fizycznych zalicza się przemiany związane ze zmianą położenia substancji, jej rozdrobnienia, zmianą stanów skupienia. Jednak zaliczenie do przemian fizycznych przemian alotropowych czy polimorficznych⁴² - nie jest już tak jednoznaczne na pierwszy rzut oka. Podobnie stwierdzenie czy dana substancja rozpuszcza się w wodzie (co jest procesem fizycznym) czy z nią reaguje wymaga sporej wiedzy chemicznej⁴³. Sytuację utrudnia fakt, że większości reakcji chemicznych towarzyszą przemiany fizyczne (np. na znany nam proces spalania świecy składają się kolejno następujące elementy: palenie się knotu, topnienie parafiny, parowanie parafiny, spalanie się par parafiny). Także niektórym wydawałoby się oczywistym przemianom fizycznym (jak np. gotowanie wody) towarzyszą reakcje chemiczne (no bo skąd inaczej powstałby kamień kotłowy w czajniku).

Rozpoznawanie objawów zachodzących reakcji.

Objawy reakcji są konsekwencją odmiennych właściwości produktów i substratów. Produkt od substratu może różnić się wszystkimi właściwościami zarówno fizycznymi jak i chemicznymi.

Do objawów reakcji chemicznych należy: wytracanie się osadu, roztwarzanie osadu, zmiana smaku, koloru, zapachu, wydzielanie się pęcherzyków gazu. Niektórym reakcjom towarzyszą efekty optyczne (płomień, błysk) lub akustyczne (trzask, huk, syk). Mogą też towarzyszyć efekty związane ze zmianą energii (ciepło, płomień, energia elektryczna, ruch).

42. To zmiana struktury krystalicznej związku chemicznego.

43. Na przykład tlen rozpuszcza się w wodzie ale tlenek węgla(IV) z nią reaguje tworząc roztwór kwasu węglowego. Z punktu widzenia obserwatora proces ten przebiega identycznie. Analogicznie wygląda porównanie procesów: rozpuszczania cukru spożywczego (sacharozy) w wodzie - proces fizyczny i soli kuchennej (chlorku sodu) - dysocjacja elektrolityczna.

Typy reakcji chemicznych.

W zależności od kryterium podziału reakcje chemiczne można podzielić na kilka sposobów.

I PODZIAŁ

Podstawowym podziałem reakcji chemicznych jest podział na trzy zasadnicze typy:

a) reakcje analizy, czyli rozkładu

b) reakcje syntezy, czyli łączenia

c) reakcje wymiany (te zaś dzieli się na wymianę pojedynczą i podwójną).

ad. a) Reakcją chemiczną, w wyniku której substancja złożona ulega rozkładowi na dwie lub więcej substancji prostszych, nazywamy reakcją analizy (rozkładu): $A \rightarrow B + C$, gdzie: A – substancja złożona; B i C – nowe substancje powstające w wyniku rozkładu substancji złożonej

ad. b) Reakcją chemiczną, w wyniku której z dwóch lub więcej substancji powstaje jedna złożona, nazywamy reakcją syntezy (łączenie): $A + B \rightarrow AB$, gdzie: A i B substancje wyjściowe; AB – nowa substancja złożona

ad. c) Reakcja wymiany składników polega na tym, że z dwóch lub większej liczby substancji złożonych (albo złożonych i prostych) powstają dwie (lub więcej) nowe substancje o innym składzie i innych właściwościach. Rozróżniamy tu:

- wymianę prostą lub pojedynczą: $AB + C \rightarrow A + CB$

- reakcję wymiany podwójnej: $AB + CD \rightarrow AD + CB$

II PODZIAŁ

Przemianie substratów w produkty w reakcji towarzyszą efekty energetyczne, czyli przepływ energii od reagentów do ich otoczenia lub w kierunku odwrotnym - z otoczenia do reagentów. Energia może być przekazywana dwoma sposobami tzw. ciepłny przepływ energii, mechaniczny przepływ energii.

Reakcje, podczas których następuje ciepłny przepływ energii od reagentów do otoczenia nazywamy reakcjami egzotermicznymi. Ich przeciwieństwem są reakcje endotermiczne, podczas których odbywa się ciepłny przepływ energii z otoczenia do reagentów.

Efekt mechaniczny występuje wówczas, gdy łączna objętość substratów (V_s) różni się od łącznej objętości produktów (V_p). Jeżeli $V_p > V_s$, to reagenty mogą wykonać pracę na otoczeniu. W przypadku odwrotnym gdy $V_p < V_s$, wówczas mechaniczny przepływ energii następuje od otoczenia do reagentów.

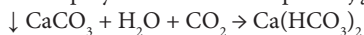
Terminy: reakcja egzotermiczna i reakcja endotermiczna informują tylko o kierunku ciepłego przepływu energii i są niezależne od tego czy równocześnie następuje mechaniczny przepływ energii (w dowolnym kierunku), czy też nie. Łączny efekt energetyczny reakcji, uwzględniający oba sposoby przekazywania energii, określa się jej egzo- lub endoenergetycznością. W obu typach reakcji (egzoenergetycznej i endoenergetycznej) uwzględnia się wypadkowy strumień energii.

Reakcji chemicznej może towarzyszyć efekt elektryczny. Jest to szczególny przypadek mechanicznego przepływu energii, zwany pracą elektryczną, polegający na wprawianiu w ruch elektronów w przewodniku metalicznym (ogniwa).

III PODZIAŁ

Reakcje szybkie i wolne. Wokół nas przebiega wiele różnych reakcji chemicznych. Łatwiej zauważyć reakcje szybkie jak np. reakcje spalania, wybuch mieszaniny piorunującej ($2H_2 + O_2$), eksplozja dynamitu, czy rozkład bromku srebra na błonie fotograficznej, zachodzą z tak wielką szybkością, że czas ich przebiegu jest rzędu ułamków sekundy. Trudniejsze do zobaczenia są reakcje powolne. Do reakcji powolnych należy np. korozja metali czy wietrzenie chemiczne skał wapiennych dzięki któremu, pod wpływem wody i tlenu węgla(IV) zawartych w powietrzu, składniki skał przekształcają się w rozpuszczalne związki⁴⁴.

44. W przyrodzie naturalnie powstają tak zjawiska kresowe (m.in. stalagmity i stalaktyty):



ale XXI w. stężenie tlenu węgla(IV) w powietrzu wzrosło i ta reakcja biegnie dużo szybciej, zagrażając m.in. zabytkom wykonanym z marmuru, wapieni.

O szybkości reakcji decyduje częstość efektywnych zderzeń cząstek chemicznych, które mają ulec przemianie. Przez zderzenie efektywne należy rozumieć zderzenie prowadzące do zmian chemicznej natury cząstek, nie każde bowiem zderzenie cząstek musi być efektywne. Tylko liczba efektywnych zderzeń, przypadająca na jednostkę czasu, determinuje szybkość reakcji chemicznej. Wszystkie sposoby zwiększenia szybkości reakcji sprowadzają się do zwiększenia liczby zderzeń efektywnych. Zderzenie efektywne występuje tylko w przypadku odpowiednio dużej energii kinetycznej zderzających się cząsteczek. Minimalna energia kinetyczna cząstki, przy której następuje zderzenie efektywne, nosi nazwę energii aktywacji. Im więcej cząstek znajduje się w danej objętości, czyli im większe jest stężenie substancji reagującej, tym większa jest liczba zderzeń, a więc i zderzeń efektywnych. Szybkość reakcji powinna być więc proporcjonalna do stężenia reagentów. (Wiemy, że np. spalanie substancji w czystym tlenie zachodzi szybciej niż spalanie w powietrzu, w którym jest 21% tlenu).

Oprócz stężenia, o szybkości każdej reakcji decyduje temperatura. Wzrost temperatury powoduje zawsze wzrost szybkości reakcji, gdyż wraz ze wzrostem temperatury rośnie średnia prędkość cząstek, zwiększając ogólną liczbę zderzeń i równocześnie średnią energię kinetyczną, dzięki czemu zwiększa się udział zderzeń efektywnych. Dlatego zależność szybkości reakcji od temperatury ma charakter logarytmiczny. (Z życia codziennego wiemy, że np. mleko kwaśnieje prędzej w lecie niż w zimie, owoce które chcemy sfermentować stawiamy w butli na nasłonecznionym parapecie.)

Trzecim czynnikiem wpływającym na szybkość reakcji jest obecność katalizatora. Katalizatory są to substancje, które wprowadzone do naczynia reakcyjnego razem z substratami, zwiększają lub zmniejszają szybkość reakcji, same zaś nie zużywają się i w niezmienionej postaci pozostają po zakończeniu reakcji.

Reakcje przebiegają również szybciej między gazami lub substancjami w roztworach wodnych oraz między związkami o wiązaniach jonowych.

IV PODZIAŁ

Reakcje odwracalne i nieodwracalne. Wszystkie reakcje chemiczne są procesami odwracalnymi. W literaturze chemicznej można spotkać określenia „reakcja nieodwracalna”, jest to jednak termin umowny, podobnie jak „substancja nierozpuszczalna” w odniesieniu do substancji praktycznie nierozpuszczalnej. Wiele reakcji prowadzonych w określonych warunkach przebiega praktycznie jednokierunkowo prawie ze stuprocentową wydajnością. Jeżeli więc reakcję określa się jako nieodwracalną, jest to pewien skrót myślowy, oznaczający przebieg jednokierunkowy w danych warunkach, gdyż powinno się stosować termin: reakcja praktycznie nieodwracalna. W celu podkreślenia, że reakcja jest odwracalna, używa się w równaniach chemicznych tzw. znaku odwracalności: \leftrightarrow (lub \rightleftharpoons). Ponieważ nie ma reakcji nieodwracalnych, należałoby konsekwentnie każde równanie opatrzyć znakiem odwracalności. Jednak często używa się jednej strzałki (\rightarrow), która oznacza, że reakcja jest praktycznie nieodwracalna w danych warunkach jej realizacji. Gdy natomiast warunki sprzyjają obu kierunkom przemiany i w układzie reakcyjnym pozostaje mieszanina wszystkich reagentów w ilościach porównywalnych, wówczas równanie powinno zawierać znak odwracalności.

Gdy reakcja chemiczna zachodzi z jednakową szybkością w obu kierunkach, i stężenia reagentów nie zmieniają się w czasie mówimy wówczas o stanie równowagi reakcji chemicznej⁴⁵.

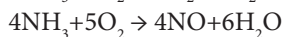
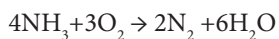
V PODZIAŁ

Reakcje katalizowane i niekatalizowane

Katalizator to substancja, która zwiększa szybkość reakcji, skracając tym samym czas osiągnięcia równowagi. Działanie katalizatora polega na jego wejściu w nietrwałe połączenie z substratem (substratami) przy czym wytworzony produkt przejściowy (kompleks aktywny) szybciej niż substraty oryginalne przyczynia się do powstania produktu końcowego. Natomiast substancja będąca katalizatorem powraca do stanu pierwotnego czyli regeneruje się. Analizując przebieg reakcji można sprowadzić działanie katalizatora do obniżenia energii aktywacji. Katalizator może być składnikiem mieszaniny reagującej lub stanowić kontakt, przez który przepływają reagenty.

45. Termin stan równowagi reakcji chemicznej nie oznacza, że reakcja nie przebiega. W reakcjach chemicznych równowaga ma charakter równowagi dynamicznej, oznacza to, że reakcja zachodzi, tyle że jej szybkość w obu kierunkach jest identyczna: w każdym momencie z substratów tworzy się tyle samo produktów ile z produktów tworzy się z powrotem substratów.

W przypadku kilku reakcji współbieżnych odpowiednio dobrany katalizator przyspiesza tylko jedną z nich, nie koniecznie tę, która bez katalizatora przebiega z największą szybkością. Np. w zestawie reakcji:



katalizator platynowy przyspiesza reakcję drugą, mimo, że pod względem termodynamicznym uprzywilejowana jest pierwsza.

Katalizatory kontaktowe (głównie platyna) znajdują coraz szersze zastosowanie w samochodach, gdzie służą do oczyszczania spalin z tlenku węgla(II), tlenków azotu i nie spalonych węglowodorów. Do samochodów wyposażonych w katalizator należy stosować benzynę bezołowiową, ponieważ ołów, a także inne metale ciężkie wiążą się trwale z powierzchnią powodując tzw. zatrucie katalizatora czyli utratę jego właściwości katalitycznych.

Katalizatory mają duże znaczenie w przemyśle chemicznym, ponieważ dzięki nim możliwe jest przeprowadzenie wielu ważnych reakcji, które w nieobecności katalizatora przebiegają zbyt wolno, aby mogły mieć zastosowanie praktyczne.

Katalizatory biochemiczne zwane enzymami lub biokatalizatorami umożliwiają przebieg niemal wszystkich reakcji zachodzących w organizmach roślin i zwierząt, czyli dzięki nim możliwe jest istnienie życia na Ziemi. Enzymy znalazły też zastosowanie przemysłowe np. w przemyśle spożywczym czy chemii leków. Wiele produktów używanych w gospodarstwach domowych zawiera enzymy w celu podniesienia wydajności ich działania, jak proszki do prania czy enzymatyczne wywabiacze do plam. Enzymy są także powszechnie używane we współczesnych naukach biologicznych i medycznych oraz w diagnostyce medycznej.

Substancjami o działaniu odwrotnym do katalizatorów są inhibitory - związki chemiczne powodujące zahamowanie bądź spowolnienie reakcji chemicznej. Niekiedy nazywa się je ujemnymi katalizatorami, jednak ponieważ w przeciwieństwie do katalizatorów, inhibitory mogą ulegać zużyciu w trakcie reakcji, takie nazewnictwo jest niezalecane

Czułość reakcji

Przez czułość reakcji rozumie się minimalne stężenie identyfikowanej substancji, przy którym można zaobserwować efekt reakcji (wytrącanie się osadu, zmętnienie, zmianę barwy roztworu). Należy jednak pamiętać, że w niektórych przypadkach stężenie substancji musi być większe, niż wynika to z teoretycznych wyliczeń. Przyczyną tego jest np. powstawanie białych galaretowatych osadów, trudnych do zaobserwowania w bardzo rozcieńczonych roztworach. Trudne do zaobserwowania są też zmiany barwy roztworu. np. czerwonej w żółtą. Czułość reakcji ma nie tylko znaczenie dla identyfikacji substancji, ale również w oznaczeniach ilościowych, zwłaszcza w analizie strąceniowej. Im reakcja jest bardziej czuła, tym dokładniejsze jest wytrącanie oznaczanej substancji. Stosując reakcje bardzo czułe, można wykryć w niektórych przypadkach nawet bardzo małe ilości różnych substancji. Ma to szczególne znaczenie wtedy, gdy do analizy posiadamy tylko małą ilość próbki (lub bardzo mało rozcieńczonego roztworu).

ROZPUSZCZANIE

Rozpuszczanie a rozpuszczalność

Rozpuszczalność – to ilość substancji rozpuszczonej (wyrażona w gramach) w 100g rozpuszczalnika w danych warunkach (temperatura i ciśnienie). Ponieważ rozpuszczalność określa się najczęściej liczbą gramów substancji, jaka jest potrzebna do nasycenia 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze.

Jest to charakterystyczna cecha danej substancji (cieczy, ciała stałego, gazu) do tworzenia jednorodnej fazy z rozpuszczalnikiem (cieczą, ciałem stałym, gazem).

W przypadku gazów rozpuszczalność wzrasta wraz ze wzrostem ciśnienia i jest do niego proporcjonalna (zgodnie z prawem Henry'ego), natomiast maleje wraz ze wzrostem temperatury. Ta prawidłowość wyjaśnia wiele zjawisk. Ryby giną w ciepłej wodzie na skutek zmniejszenia stężenia tlenu. Butelki z napojami gazowanymi pozostawione w miejscach nasłonecznionych pękają, a powodem jest stały wzrost ciśnienia tlenu węgla(IV), gromadzącego się nad cieczą na skutek malejącej rozpuszczalności.

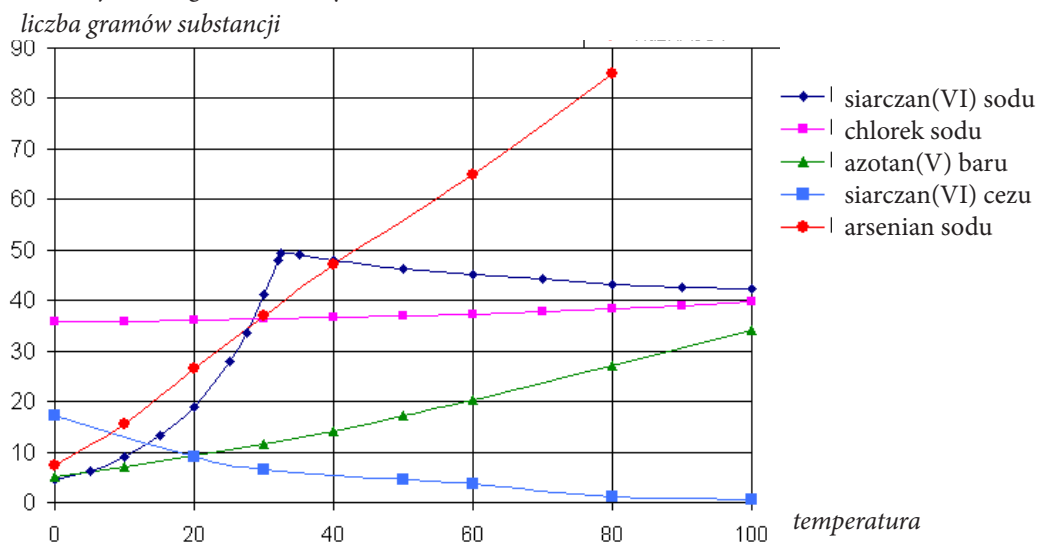
Jeśli natomiast chodzi o ciała stałe i ciecze, to ciśnienie nie wpływa znacznie na rozpuszczalność, a wraz ze wzrostem temperatury rozpuszczalność tych substancji zazwyczaj wzrasta.

Rozpuszczalność niektórych układów (np. cieczy) jest wzajemnie ograniczona – tworzą się dwie warstwy, z których każda jest roztworem nasyconym swego partnera. Składy obu warstw zbliżają się do siebie najczęściej w miarę wzrostu temperatury, aby zmieszać się całkowicie z tzw. krytycznej temp. mieszalności obu cieczy.

Rozpuszczanie - to proces fizyczny polegający na zmieszaniu się substancji rozpuszczonej z rozpuszczalnikiem i utworzenie roztworu.

Krzywa rozpuszczalności

Krzywa rozpuszczalności - to wykres, który informuje, w jakiej temperaturze rozpuści się określona masa substancji w 100 gramach wody.



Pojęcie „rozpuszczalności” jest ściśle związane z pojęciem roztworu i iloczynem rozpuszczalności .

Rozpuszczanie jest procesem, którego szybkość zależy od mieszania roztworu, temperatury, stopnia rozdrabniania substancji oraz od rodzaju substancji. To proces ‘przechodzenia’ substancji do roztworu.

Substancje rozpuszczalne i nierozpuszczalne

Mechanizm procesu rozpuszczania ciał stałych w cieczach jest złożony. W pewnym uproszczeniu można przyjąć, że poruszające się bezwładnie cząsteczki cieczy (rozpuszczalnika) uderzają w powierzchnię ciała stałego, wybijając z niej kolejno cząstki, które rozprzestrzeniają się w całej objętości rozpuszczalnika. Proces ten trwa dotąd, aż nie zostanie zniszczona cała część krystaliczna ciała stałego. Jeżeli substancja nie rozpuszcza się, jak np. szkło, złoto lub srebro w wodzie, to znaczy, że wzajemne przyciąganie między cząstkami tej substancji i cząsteczkami rozpuszczalnika jest dużo słabsze niż wzajemne przyciąganie cząstek substancji nierozpuszczalnej. Badania wykazały jednak, że substancji absolutnie nierozpuszczalnych nie ma. Każda substancja rozpuszcza się w każdym rozpuszczalniku, tylko ilość substancji rozpuszczonej może być znikoma.

Z powyższych rozważań wynika, że rozpuszczalność zależy przede wszystkim od charakteru substancji rozpuszczanej oraz charakteru rozpuszczalnika. Substancja dobrze rozpuszczalna w jednym rozpuszczalniku może być bardzo słabo rozpuszczalna w innym. Stwierdzono, że nie istnieją dwa rozpuszczalniki o jednako-owej zdolności rozpuszczania jakiegokolwiek substancji.

Rozpuszczalność substancji w rozpuszczalnikach jest bardzo zróżnicowana. Tylko w nielicznych przypadkach substancja rozpuszczona miesza się z rozpuszczalnikiem w każdym stosunku, jak na przykład alkohol etylowy i woda lub gliceryna i woda. W większości przypadków ilość substancji, którą można rozpuścić w danej ilości rozpuszczalnika, jest ograniczona. Na przykład w 100g wody, o tem. 20°C, można rozpuścić zaledwie 0,0003g chlorku srebra, ale już 36,3g chlorku sodu i aż 200g cukru. Przy dalszym dodawaniu wymienionych substancji każda wprowadzona porcja pozostaje na dnie naczynia. Wytwarza się bowiem roztwór nasycony, czyli taki, którego stężenie nie ulega zmianie po dodaniu następnej porcji substancji rozpuszczanej.

Każda substancja rozpuszcza się w każdym rozpuszczalniku, jednak w wielu przypadkach rozpuszczalność jest znikoma. Z tego względu należy unikać określenia substancja nierozpuszczalna i mówić o substancji trudno rozpuszczalnej, słabo rozpuszczalnej lub praktycznie nierozpuszczalnej.

Rozpuszczalność gazów w cieczach jest również zróżnicowana. Określa się ją tak jak dla innych substancji (liczbą gramów substancji rozpuszczonej w 100g rozpuszczalnika) lub liczbą jednostek objętości gazu niezbędną do nasycenia jednej jednostki objętości cieczy. W jednej objętości wody można na przykład rozpuścić tylko 0,02 objętości wodoru i aż 442 objętości chlorowodoru (dane dotyczą temp. 20°C i ciśnienia normalnego).

Wszystkie substancje można podzielić na takie, które dobrze rozpuszczają się w wodzie i takie, które bardzo słabo rozpuszczają się. Woda jest dla nich substancją rozpuszczającą, czyli tzw. rozpuszczalnikiem.

Podział substancji:

- Substancje dobrze rozpuszczalne - w 100 g wody możemy rozpuścić więcej niż 1 g danej substancji;
- Substancje słabo rozpuszczalne - w 100 g wody możemy rozpuścić od 0,1 do 1 g danej substancji;
- Substancje nierozpuszczalne - w 100 g wody możemy rozpuścić mniej niż 0,1 g.

Grupa substancji rozpuszczalnych:

- wszystkie azotany(V)⁴⁶,
- wszystkie octany (etaniany)⁴⁷,
- większość chlorków, bromków i jodków⁴⁸ jest rozpuszczalna z wyjątkiem soli srebra, rtęci(I) i ołowiu(II),
- większość siarczanów(VI)⁴⁹ jest rozpuszczalna z wyjątkiem siarczanów(VI) baru $BaSO_4$, strontu $SrSO_4$ i ołowiu $PbSO_4$, natomiast siarczany(VI) wapnia $CaSO_4$, srebra(I) Ag_2SO_4 i rtęci(II) Hg_2SO_4 są słabo rozpuszczalne,
- wszystkie sole sodowe, potasowe i amonowe⁵⁰ są rozpuszczalne z wyjątkiem słabo rozpuszczalnej $KClO_4$.

46. Azotany(V) to sole kwasu azotowego(V) o wzorze sumarycznym HNO_3 .

47. Etaniany (dawna nazwa octany) to sole kwasu organicznego - etanowego (nazwa zwyczajowa octowego) o wzorze sumarycznym CH_3COOH .

48. Chlorki, bromki i jodki to sole kwasów beztlenowych - odpowiednio kwasu chlorowodorowego (nazwy zwyczajowe: solnego, żołądkowego), bromowodorowego i jodowodorowego, o wzorach sumarycznych: HCl , HBr , HI .

49. Siarczany(VI) to sole kwasu siarkowego(VI) o wzorze sumarycznym H_2SO_4 .

50. Sole amonowe zawierają kation amonowy NH_4^+ i anion reszty kwasowej.

Grupa substancji praktycznie nierozpuszczalnych:

- wodorotlenki z wyjątkiem wodorotlenków metali alkalicznych⁵¹ i wodorotlenku baru $\text{Ba}(\text{OH})_2$ są nierozpuszczalne;
- wodorotlenki wapnia $\text{Ca}(\text{OH})_2$ i strontu $\text{Sr}(\text{OH})_2$ są słabo rozpuszczalne;
- węglany i fosforany są nierozpuszczalne z wyjątkiem węglanów i fosforanów amonowych oraz metali alkalicznych oraz niektórych wodorow⁵²- i hydrokso⁵³ soli;
- większość siarczków⁵⁴ z wyjątkiem siarczków amonu, siarczków metali alkalicznych i metali ziem alkalicznych⁵⁵ jest nierozpuszczalna.

W praktyce często korzysta się z tzw. tablic rozpuszczalności:

	Br^-	CO_3^{2-}	Cl^-	ClO_3^-	OH^-	NO_3^-	O^{2-}	PO_4^{3-}	SO_4^{2-}	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Al^{3+}	R	—	R	R	N	R	N	N	R	N
NH_4^+	R	R	R	R	R	R	—	R	R	R
Ca^{2+}	R	N	R	R	T	R	T	N	T	N
Cu^{2+}	R	N	R	R	N	R	N	N	R	N
Fe^{2+}	R	N	R	R	N	R	N	N	R	N
Fe^{3+}	R	—	R	R	N	R	N	N	T	N
Mg^{2+}	R	N	R	R	N	R	N	N	R	N
K^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Ag^+	N	N	N	R	—	R	N	N	T	N
Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Zn^{2+}	R	N	R	R	N	R	N	N	R	N

Objaśnienia:

R rozpuszczalny

N praktycznie nierozpuszczalny

T trudno rozpuszczalny

— zachodzą skomplikowane reakcje

Substancje rozpuszczalne w wodzie to między innymi (przykłady z życia codziennego):

- cukier,
- sól kuchenna,
- ocet.

Substancje praktycznie nierozpuszczalnych w wodzie to między innymi (przykłady z życia codziennego):

- olej,
- nafta,
- kreda,
- benzyna,
- tłuszcz,
- piasek,
- gips.

Oprócz wody do najczęściej stosowanych rozpuszczalników ciekłych należą: benzyna, alkohol, eter, aceton i inne. Rozpuszczalnik, stanowiący ośrodek, w którym przebiega proces rozpuszczania, może mieć każdy stan skupienia, stąd też roztwory mogą występować w trzech fazach: stałej, ciekłej i gazowej.

51. Metale alkaliczne do dawna nazwa litowców, czyli pierwiastków z 1 grupy układu okresowego. W jej skład wchodzi Li, Na, K, Rb, Cs. Wszystkie te pierwiastki są I wartościowe i tworzą wodorotlenki: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH .

52. Wodorosole zawierają atom wodoru w grupie kwasowej, np. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

53. Hydroksysole zawierają jon OH^- np. $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$.

54. Sole kwasu beztlenowego o wzorze sumarycznym H_2S .

55. Metale ziem alkalicznych do dawna nazwa berylowców, czyli pierwiastków z 2 grupy układu okresowego. W jej skład wchodzi Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra.

Wpływ czynników zewnętrznych na rozpuszczanie

Jedne substancje rozpuszczają się szybciej, inne wolniej. Szybkość rozpuszczania można zwiększać różnymi sposobami. Należą do nich: rozdrobnienie, temperatura, mieszanie, (a dla gazów ciśnienie).

Wpływ rozdrabniania na szybkość rozpuszczania można wyjaśnić na podstawie ziarnistej budowy materii. Rozpuszczanie substancji krystalicznych następuje w dwóch etapach:

- 1) rozbijanie kryształu na poszczególne drobiny,
- 2) mieszanie tych drobin z drobinami rozpuszczalnika.

Pierwszy etap przebiega tylko na powierzchni kryształu. Im ta powierzchnia jest większa, tym więcej drobin w ciągu każdej sekundy zostanie usuniętych z kryształu. Rozdrabnianie substancji to zwiększanie powierzchni z rozpuszczalnikiem i w konsekwencji wzrost szybkości rozpuszczania. Rozdrabnianie substancji w przyspieszaniu procesu rozpuszczania często wykorzystujemy w życiu codziennym np. przy rozpuszczaniu tabletek musujących, kostek cukru, itp.

Drugim czynnikiem wpływającym na szybkość rozpuszczania jest mieszanie. To zjawisko możemy również uzasadnić ziarnistą budową materii. Drobinę usuniętą z kryształu gromadzą się przy jego powierzchni. Jeżeli nie następuje mieszanie, to drobinę tę utrudniają (blokują) dostęp do kryształu drobinom rozpuszczalnika, których zderzenia z powierzchnią kryształu warunkują jego dalsze rozpuszczanie. Mieszanie powoduje rozprzestrzenianie się usuniętych z kryształów drobin w całej objętości roztworu i otwiera drobinom rozpuszczalnika dostęp do powierzchni substancji rozpuszczanej. Z tym procesem w życiu codziennym jesteśmy nierozzerwalnie związani i każdy wie, jak niezbędne w życiu codziennym jest wykorzystanie tego zjawiska.

Kolejnym czynnikiem mającym wpływ na rozpuszczanie jest temperatura. Wystarczy zaobserwować rozpuszczanie cukru w zimnej i gorącej herbacie. Z punktu widzenia drobinowej budowy materii wzrost temperatury sprzyja obu etapom rozpuszczania. Im wyższa temperatura, tym szybsze są ruchy drgające drobin w kryształach i większa prędkość transportu drobin rozpuszczalnika bombardujących kryształy. Równocześnie większa jest prędkość transportu drobin uwolnionych z kryształu do innych rejonów roztworu.

Oprócz rozdrabniania, mieszania i ogrzewania istnieją jeszcze dwa inne czynniki warunkujące szybkość rozpuszczania: rodzaj substancji i rodzaj rozpuszczalnika. Inna jest szybkość rozpuszczania soli w wodzie i cukru w wodzie. Również inna jest szybkość rozpuszczania cukru w wodzie, a inna w alkoholu.

Typy roztworów

Roztwór – układ wieloskładnikowy jednofazowy, o cząsteczkowej dyspersji.

Składnik roztworu będący w przewadze ilościowej nosi nazwę rozpuszczalnika, pozostałe składniki są rozpatrywane jako substancje rozpuszczone.

Roztwory, podobnie jak związki chemiczne, są jednorodnie makroskopowo. Istotna różnica tkwi w strukturze światła molekularnego. Roztwór jest niejednorodny molekularnie, zawiera co najmniej dwa rodzaje różnych cząstek: rozpuszczalnika i substancji rozpuszczonej. Składniki roztworu można mieszać w stosunku dowolnym, stosunek ten bowiem nie jest ściśle określony prawem stałości składu, jak w związku chemicznym. Może on być zmieniany w granicach, na jakie pozwala wzajemna rozpuszczalność. Podobnie dwa dowolne gazy mieszają się bez ograniczeń, dlatego każda mieszanina gazów jest roztworem. Na ogół jednak rozpuszczalność danej substancji w rozpuszczalniku jest ograniczona.

Biorąc pod uwagę **stopień rozdrobnienia lub wielkość cząstek substancji rozpuszczonej**, możemy podzielić roztwory na *rzeczywiste*, zwane również właściwymi, na *zawiesiny*, bądź emulsje oraz na pseudoroztwory, zwane układami *koloidowymi*, które znajdują się pomiędzy roztworami właściwymi a zawiesinami i emulsjami.

Roztwór właściwy, albo rzeczywisty – faza rozproszona jest rozdrobniona do pojedynczych cząstek chemicznych: atomów lub jonów. Wymiary cząstek nie przekraczają kilkunastu pikometrów.

Zawiesina – cząstki fazy rozproszonej są większe niż 5000 000 pm – a roztwór wykazuje cechy mieszanin heterogenicznych. Cząstki zawiesiny widoczne są już w zwykłym mikroskopie nie wykonują ruchów Browna i pod wpływem siły grawitacji ulegają sedymentacji.

Miejsca pośrednie, co do wielkości cząstek, pomiędzy zawiesinami a roztworami właściwymi zajmują *koloidy*.

Podział roztworów ze względu na nasycenie

Roztwory nasycone – takie, w których rozpuszczono maksymalną w danych warunkach ilość substancji. Fakt wytworzenia osadu wskazuje na stan nasycenia.

Roztwór, w którym, w danej temperaturze stężenie substancji rozpuszczonej jest większe niż to wynika z jej rozpuszczalności nazywamy *roztworem przesyconym*.

Jeżeli stężenie substancji rozpuszczonej jest mniejsze, niż to wynika z jej rozpuszczalności to jest to *roztwór nienasycony*.

Stężenie substancji w roztworze nasyconym nie ulega zmianie. Dzieje się tak dlatego, że w jednostce czasu tyle samo cząsteczek lub jonów przejdzie z kryształów do roztworu, ile z roztworu buduje się w kryształ. Taki stan, w którym w tym samym czasie tyle samo cząsteczek lub jonów przechodzi z kryształów do roztworu ile z roztworu do kryształów nazywamy równowagą dynamiczną.

Określenia nieprecyzyjne acz pożyteczne

Roztwór stężony – roztwór, w którym ilość substancji rozpuszczonej jest znaczna (kilkadziesiąt procent) w stosunku do ilości wody.

Roztwór rozcieńczony – roztwór, w którym ilość substancji rozpuszczonej jest mała (kilka procent) w stosunku do ilości wody.

Termin „roztwór” kojarzy się na ogół z ciekłym *stanem skupienia*. Rzeczywiście większość roztworów spotykana w życiu codziennym i w laboratorium to ciecze. Jednak są też inne. Najmniej znane są roztwory w stanie gazowym (np. powietrze) i w stanie stałym (np. mosiądz oraz inne stopy). Dlatego teoria roztworów uwzględnia *roztwory stałe, ciekłe i gazowe*.

Roztwory stałe to np. szkło, stop srebra i żelaza.

Do roztworów ciekłych zalicza się :

- roztwory substancji stałych w cieczach, np. soli kuchennej w wodzie
- roztwory cieczy w cieczach, np. alkoholu etylowego w wodzie
- roztwory gazów w cieczach, np. dwutlenek węgla w wodzie (tzw. woda sodowa)

Do roztworów gazowych zaliczamy np. powietrze.

Układ, w którym obie fazy są cieczami, nazywamy *emulsją*. Przykładem emulsji jest śmietana, majonez, margaryna a także wszelkiego rodzaju kremy kosmetyczne. Trwałość emulsji można poprawić przez dodatek różnych substancji.

Układ, w którym fazą rozpraszającą jest ciecz, rozproszoną zaś gaz to *piana*. Różnego rodzaju piany mają zastosowanie w gospodarstwie domowym, służą do gaszenia pożarów. Istnieją również układy zaliczane do pian, w których fazą rozpraszającą jest substancja stała a rozproszoną gaz. Noszą nazwę pian stałych. Przykładem może być pumeks lub styropian.

Dym - zawiera drobiny ciał stałych rozproszone w fazie gazowej (powietrze).

Mgła - zawiesina bardzo małych kropeł wody lub lodu w powietrzu.

Podział ze względu na spełnienie warunku o jednakowym współczynniku aktywności wszystkich składników i zachowaniu lub odstępstwie od prawa Raoult⁵⁶ (ciecze) i Daltona⁵⁷ (gazy):

- roztwory doskonałe,
- roztwory rzeczywiste.

56. Prawo Raoult określa skład pary nasyconej nad cieczą o znanym składzie.

57. Wspólne określenie na dwa różne prawa, sformułowane przez J. Daltona: (1) Ciśnienie wywierane przez mieszaninę gazów jest równe sumie ciśnień wywieranych przez składniki mieszaniny, gdyby każdy z nich był umieszczony osobno w tych samych warunkach objętości i temperatury, jest ono zatem sumą ciśnień cząstkowych. (2) Objętość zajmowana przez mieszaninę gazów jest równa sumie objętości, które byłyby zajmowane przez składniki mieszaniny, gdyby każdy z nich był umieszczony osobno w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, czyli jest równa sumie objętości cząstkowych.

Stężenia roztworów

Roztwory, jak już wiemy, są mieszaninami, a mieszaniny charakteryzują się dowolnością swego składu chemicznego, w przeciwieństwie do ściśle określonego składu pierwiastkowego związków chemicznych. W stałej temperaturze i pod stałym ciśnieniem w roztworze możliwe są wszystkie stężenie substancji rozpuszczonej od zera do wartości maksymalnej, czyli do osiągnięcia stanu nasycenia roztworu. Z tego względu, wielkością charakteryzującą każdy roztwór pod względem ilości substancji w nim rozpuszczonej jest jego stężenie.

Stężeniem roztworu nazywamy zawartość substancji rozpuszczonej w określonej ilości roztworu lub rozpuszczalnika. Wyraża się je najczęściej jako stężenie procentowe, stężenie w $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, stężenie objętościowe, oraz stężenie w ułamkach molowych:

- Stężenie procentowe roztworu $c\%$ wyrażone w procentach masowych oznacza liczbę gramów substancji rozpuszczonej, zawartej w 100g roztworu.

- Stężenie molowe roztworu C_{mol} oznacza liczbę moli substancji rozpuszczonej, zawartej w 1 dm^3 roztworu; wyraża się w mol / dm^3 .

- Stężenie roztworu wyrażone w procentach objętościowych oznacza liczbę centymetrów sześciennych substancji rozpuszczonej, zawartej w 100cm^3 roztworu.

Stężenie procentowe (inaczej ułamek masowy) podawane jest w % i określa, ile gramów substancji rozpuszczonej znajduje się w 100 gramach roztworu. Jeżeli w 100 g roztworu znajduje się 20g substancji, to oznacza, że roztwór jest 20%, a masa substancji rozpuszczonej stanowi 20/100 czyli jedną piątą masy roztworu.

Jeżeli masa roztworu będzie dwa razy mniejsza to aby był zachowany stosunek masy substancji do masy roztworu, ilość substancji zawartej w nim musi być dwa razy mniejsza. Taką zależność nazywa się „wprost proporcjonalna”. Jeżeli w 100g roztworu znajduje się **a** gramów substancji rozpuszczonej to w **b** gramów roztworu będzie znajdować się **c** gramów substancji. Zależności tej możemy wyliczyć trzecią, przy czym należy pamiętać, że wartość **a** równa się liczbowo stężeniu roztworu wyrażonemu w procentach. Co zapisujemy:

100g roztworu -----znajduje się ----- **a** gramów substancji (liczbowo równe stężeniu procentowemu)

b g roztworu -----znajduje się -----**c** gramów substancji

Oprócz stężenia procentowego, molowego i objętościowego niekiedy stosuje się również określenie stężeń składników roztworu w **ułamkach molowych**. Stężenie pewnego składnika roztworu wyrażone w ułamku molowym jest to stosunek liczby moli tego składnika do sumy liczby moli wszystkich składników roztworu. Stężenie roztworu wyrażone w ułamkach molowych zachowuje swą wartość niezależnie od zmian temperatury. Wraz ze wzrostem temperatury rośnie nieco objętość roztworu i wówczas, w przypadku stężenia wyrażonego w mol / dm^3 , ta sama ilość moli znajdzie się w większej objętości roztworu, a więc zgodnie z wzorem $C_{\text{mol}} = n/V_r$ zmieni się nieco jego stężenie. Sytuacja jest inna w przypadku stężenia wyrażonego w ułamkach molowych: jeżeli w roztworze dwuskładnikowym oznaczymy przez n_1 liczbę moli substancji rozpuszczonej, a przez n_2 liczbę moli rozpuszczalnika, wówczas ułamek molowy substancji rozpuszczonej X_1 wyrażamy wzorem: $X_1 = n_1/(n_1+n_2)$ a ułamek molowy rozpuszczalnika $X_2 = n_2/(n_1+n_2)$, jak widać wielkości te nie zależą od temperatury.

W życiu codziennym często spotykamy się z pojęciem stężenia (np. ocet sprzedawany jest w dwóch stężeniach 6% i 10%, na wszelkiego rodzaju alkoholach podane jest ich stężenie objętościowe, również część leków ma podane stężenia swoich składników).

Z pojęciem stężenia jest też powiązane zjawisko osmozy⁵⁸, które prowadzi w efekcie do wyrównania stężeń roztworów. W procesie osmozy komórki organizmów żywych w kontakcie z roztworem hipotonicznym⁵⁹ ulegają powiększeniu. Trafiając do roztworu hipertonicznego⁶⁰, komórki kurczą się (np. płukanie gardła specjalnymi roztworami soli pozbawia komórki bakteryjne wody i powoduje ich śmierć przez odwodnienie i denaturację). Również rośliny wykorzystują zjawiska osmotyczne do transportu wody od korzeni do liści. Zjawiska osmotyczne zapewniają sztywność liści i łodyg, są też podstawą działania aparatu szparkowego.

58. Osmoza jest to dyfuzja rozpuszczalnika przez błonę półprzepuszczalną rozdzielającą dwa roztwory o różnym stężeniu.

59. Roztwór hipotoniczny to roztwór o niższym ciśnieniu osmotycznym niż oddzielony od niego błoną półprzepuszczalną roztwór odniesienia.

60. Roztwór hipertoniczny to roztwór o większym ciśnieniu osmotycznym niż oddzielony od niego błoną półprzepuszczalną roztwór odniesienia.

Różnica między rozpuszczaniem cukru spożywczego a soli kuchennej w wodzie.

Mimo, że makroskopowo niektóre zjawiska wyglądają podobnie, jednak ich opis z punktu widzenia mikroświata jest różny. Do takich procesów należy np. proces rozpuszczania cukru spożywczego i soli kuchennej w wodzie. 'Na oko' oba te procesy wyglądają jednakowo - białe kryształki wrzuca się do wody, po pewnym czasie kryształki znikają a woda nabiera smaku wrzuconej substancji. Jednak opis tych zjawisk z punktu widzenia mikroświata jest zupełnie inny:

Kryształek cukru (sacharozy) zbudowany jest z bardzo dużej ilości jednakowych cząsteczek powiązanych ze sobą niezbyt dużymi siłami w porównaniu z siłami wiązania (atomowego) pomiędzy atomami w cząsteczce. W leżący na dnie naczynia kryształek uderzają cząsteczki wody będące w ciągłym ruchu. Niektóre cząsteczki wody o odpowiednio dużej energii wybijają z kryształka cukru jego cząsteczki. Wokół kryształka będzie się znajdowało dużo cząsteczek cukru, natomiast w miarę oddalania liczba ich będzie malała. Cząsteczki cukru już wybite z kryształka biorą udział w zderzeniu z cząsteczkami wody i w wyniku tych zderzeń mogą płynąć w różnych kierunkach. Dlatego też, jeżeli wokół kryształka cukru znajdzie się już odpowiednio wiele jego cząsteczek, to zdarza się że cząsteczka cukru zostanie skierowana do kryształka i powtórnie do niego przyczepiona. Im dłużej będzie w wodzie przebywał kryształek, tym więcej cząsteczek wody uderzy w niego, powodując wybite większej ilości cząsteczek cukru. Dlatego też kryształek cukru będzie malał, aż do zaniknięcia. Opisany proces nazywamy *rozpuszczaniem*.

Inaczej przebiega proces substancji o wiązaniach jonowych. Substancje, w których występuje wiązanie jonowe, zbudowane są z kationów i anionów, które oddziałują na siebie silnymi siłami elektrostatycznymi. Przykładem takiej substancji jest chlorek sodu, popularna sól kuchenna. Kryształek chlorku sodu zbudowany jest z kationów sodu i anionów chloru na przemian rozmieszczonych w przestrzeni. Po wrzuceniu do wody kryształek chlorku sodu zostaje otoczony cząsteczkami (dipolami⁶¹) wody. Do jonów dodatnich zbliżają się cząsteczki wody stroną naładowaną ujemnie. Natomiast do anionów posiadających ładunek ujemny zbliżają się cząsteczki wody stroną naładowaną dodatnio. Cząsteczki wody zostają przyłączone do jonów siłami elektrostatycznymi. Cząsteczki wody posiadają pewną energię i dlatego nie mogą być całkowicie unieruchomione. Ich energia jest większa od energii wiązania pomiędzy jonami. Dlatego też wyrwywają ją z kryształków i wędrują z nim w głąb roztworu. Wędrownka ta nie jest jednak szybka i większość jonów pozostaje w pobliżu kryształka. W miarę upływu czasu coraz więcej jonów przechodzi do roztworu i wokół kryształka będzie coraz większe ich stężenie, które będzie malało w miarę oddalania się od kryształka. W takiej sytuacji może zdarzyć się, że jon zostanie skierowany do kryształka i powtórnie do niego przyłączony. Pamiętajmy, że w takim samym czasie od kryształka odrywa się tyle jonów dodatnich i ujemnych że suma ich ładunków wynosi zawsze zero. Taki proces, w którym ze związku chemicznego w czasie jego rozpuszczania powstają jony, nazywamy *dysocjacją elektrolityczną*⁶², np. dysocjacja soli kuchennej (chlorku sodu) przebiega wg. równania: $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$

Dysocjacja elektrolityczna nie jest jedynym mechanizmem w procesie rozpuszczania soli. zachodzi również proces rozpuszczania pod wpływem energii cząsteczek rozpuszczalnika i zderzeń, jednak dominującą rolę odgrywa dysocjacja.

W czasie rozpuszczania w wodzie związku chemicznego, w którym występują wiązania jonowe, powstają jony. Natomiast po rozpuszczeniu połączenia, w którym występują tylko wiązania atomowe i atomowe słabo spolaryzowane, w roztworze będą występowały cząsteczki rozpuszczonego związku chemicznego (np. roztwór cukru). Aby praktycznie sprawdzić, który z procesów zaszedł możemy sprawdzić przewodzenie prądu przez powstały roztwór (elektrolity, czyli roztwory powstałe w wyniku dysocjacji elektrolitycznej przewodzą prąd).

61. Dipol to układ dwóch różnoimiennych ładunków. W chemii dipol - cząsteczka polarna/cząsteczka z wiązaniem kowalencyjnym spolaryzowaym w której możemy wyróżnić bieguny elektryczne (dodatnie i ujemne).

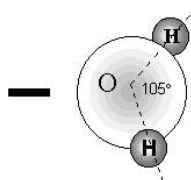
62. Dysocjacja elektrolityczna jest to proces powstawanie jonów w wyniku oddziaływań pomiędzy rozpuszczalnikiem a substancją rozpuszczaną.

Właściwości wody jako podstawowego rozpuszczalnika

Woda stanowi 2/3 powierzchni kuli ziemskiej. Woda w przyrodzie krąży nieustannie, pewna jej ilość wyparuje do atmosfery (z powierzchni mórz, oceanów, gleby, roślin, rzek, zwierząt, ludzi) a następnie wraca na ziemię w postaci deszczu, czy śniegu. Woda to także 40 – 80% każdego organizmu żywego; nie mogą bez niej żyć ani ludzie, ani zwierzęta, ani też rośliny ogólne zasoby wody na Ziemi są olbrzymie i wynoszą około 2 miliardy km³.

Bardzo często używamy wyrazu „woda”, ale nie zastanawiamy się, co kryje się pod tym terminem. Dużo czasu upłynęło zanim stwierdzono, że to co nazywamy „wodą”, nie jest jedną substancją, lecz mieszaniną, której głównym składnikiem występującym w bardzo dużej ilości jest jeden związek chemiczny, który również nazwano „wodą”. Mówiąc więc „woda”, musimy pamiętać kiedy na myśli mamy wodę jako związek chemiczny, a kiedy – ciecz, występującą w przyrodzie. W wodzie, która jest cieczą występującą w przyrodzie zawarte są substancje stałe i gazowe. Czysta woda źródłana lub studzienna zawiera głównie sole mineralne; może również zawierać tlenek węgla(IV). Natomiast woda płynąca w czystych potokach, zawiera jeszcze tlen, który przechodzi do niej z powietrza.

Budowa cząsteczki wody

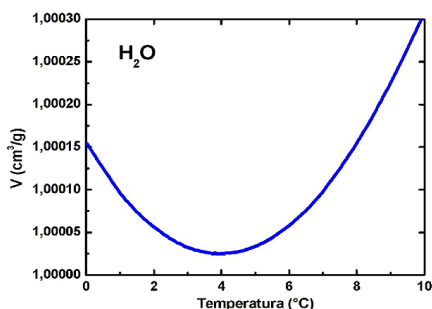


Cząsteczka wody ma budowę kątową. Spowodowane to jest obecnością na atomie tlenu dwóch wolnych par elektronowych a w samej cząsteczce występuje przesunięcie chmur elektronów ku atomowi tlenu (tlen ma większą elektroujemność niż wodór). Konsekwencją przesunięcia (chmury) elektronów ku atomowi tlenu jest powstanie dipolu, gdzie na atomach wodoru mamy ładunek dodatni „+” a na tlenie ujemny „-”.

Właściwości wody wynikają z tego, że jej cząsteczki jako dipole mają właściwości przyciągania się ze szczególnie wielką siłą (oddziaływanie dipol-dipol), co powoduje, że woda w temperaturze pokojowej jest cieczą, w przeciwieństwie do związków o zbliżonej masie cząsteczkowej takich jak np. amoniak, siarkowodór. Polar-na budowa ułatwia rozpuszczanie w niej wielu substancji, a przede wszystkim soli mineralnych.

Gęstość wody w zależności od temperatury.

Niemal wszystkie substancje zwiększają swoją objętość podczas ogrzewania. Zjawisko to jest nazywane rozszerzalnością temperaturową. Jednym z nielicznych wyjątków od tej prawidłowości jest woda w zakresie temperatury od 0°C do 4°C. Podczas ogrzewania w tym zakresie temperatur woda się kurczy. W temperaturze ok. 4°C osiąga najmniejszą objętość i równocześnie największą gęstość (Jest to szczególnie ważna cecha z biologicznego punktu widzenia, gdyż woda o największej gęstości a zarazem największej masie opada na dno zbiorników wodnych co umożliwia przetrwanie organizmom wodnym okresu zimowego). Dalsze ogrzewanie powoduje już typową rozszerzalność.



Woda w temperaturze 100°C i pod ciśnieniem 1 atm. wrze i zamienia się w parę wodną, a w temperaturze 0°C krzepnie i zamienia się w lód (pod normalnym ciśnieniem). Przy zamarzaniu objętość lodu jest większa, niż tworzącej go wody, przez co gęstość lodu jest o blisko 10% mniejsza (w temperaturze 0°C gęstość wody wynosi 0,9998 g/cm³, a lodu - 0,9167 g/cm³). Dzięki temu lód pływa na wodzie, a zbiorniki wodne zamarzają od powierzchni w dół. Co jest cechą szczególnie ważną dla organizmów w zbiornikach wodnych.

Właściwości fizyczne wody obserwujemy w przyrodzie: lód ma większą objętość, a tym samym mniejszą gęstość (pływanie kry lodowej, zimą woda w jeziorze nie zamarza do dna, woda krzepnąc w butelkach, rurach powoduje ich rozrywanie, w szczelinach skał ich kruszenie itp.)

Woda wodociągowa a destylowana

Woda destylowana to woda pozbawiona metodą destylacji soli mineralnych oraz większości innych substancji ją zanieczyszczających. Natomiast woda wodociągowa jest oczyszczana ze szkodliwych substancji, jednak zawiera rozpuszczone sole wapnia, magnezu, żelaza i innych pierwiastków. Woda oczyszczona ze składników mineralnych i gazów na skutek destylacji. Do specjalnych celów (np. w analizie śladowej) stosowana jest woda podwójnie destylowana (lub destylowana wielokrotnie). Wody destylowanej używa się powszechnie w laboratoriach analitycznych, w niektórych gałęziach przemysłu, do sporządzania wody do iniekcji. Picie wody destylowanej jest szkodliwe dla zdrowia ze względu na brak w niej niezbędnych do życia jonów mineralnych.

Obieg wody w przyrodzie

Woda jest jednym z najbardziej rozpowszechnionych związków chemicznych na ziemi, a zarazem związkiem podstawowym decydującym o życiu organizmów w tym człowieka.

Woda wchodzi w skład organizmów, pełni funkcję środowiska życia (ryby) jest składnikiem pożywienia oraz umożliwia przemianę materii.

W warunkach naturalnych woda występuje w 3 stanach skupienia:

- gazowym,
- stałym,
- ciekłym.

Chociaż na ziemi mamy bardzo dużo wody, większa jej część jest zasolona i tworzy oceany. Najważniejsze, stosunkowo niewielkie, zasoby wody dostępne dla ludzkości są zawarte w rzekach, jeziorach, wodach podziemnych i atmosferze.

Pod wpływem ciepła słonecznego powierzchnia mórz i oceanów nieustannie paruje a powierzchnie lodowców sublimują. Woda zmienia stan skupienia i masy pary wodnej mieszają się z powietrzem.

Przy dostatecznie dużej wilgotności powietrza następuje skraplanie pary wodnej do postaci małych kropelek, które grupują się w widoczne skupienia chmury.

W wyniku ochładzania na niewielkich wysokościach powietrza zawierającego parę wodną powstają mgły. Chmury, niesione wiatrem przemieszczają się nad powierzchnią lądów mórz i oceanów. W określonych warunkach drobniutkie kropelki łączą się ze sobą w większe krople i opadają na ziemię jako deszcz, śnieg lub grad.

Ziemia wchłania opady atmosferyczne i gromadzi je w postaci wód gruntowych. W niektórych miejscach wody gruntowe wydostają się na powierzchnię i tak powstają źródła. Z nich biorą początek strumyki, te z kolei łączą się ze sobą w większe strumienie i rzeki, które wpadają do morza lub oceanu. W ten sposób zamyka się obieg wody w przyrodzie. Proces zaczyna się od nowa. Woda na Ziemi jest w nieustannym ruchu. Są dwie przyczyny tego ruchu - energia promieniowania słonecznego i siła ciężkości.

Elementami obiegu wody w przyrodzie są:

- parowanie otwartych powierzchni wodnych,
- parowanie z gruntu,
- transpiracja, czyli parowanie z organizmów żywych,
- unoszenie pary wodnej do góry przez ruchy konwekcyjne i turbulencje,
- przenoszenie pary wodnej przez wiatry,
- kondensacja (skraplanie) lub resublimacja pary wodnej - tworzenie się chmur i mgieł, gradu i śniegu,
- opady atmosferyczne,
- osady atmosferyczne - rosa, szron (resublimacja),
- spływ powierzchniowy,
- wsiąkanie (infiltracja),
- przepływ podziemny,
- sublimacja lodowców.

Część wody jest okresowo wyłączona z obiegu. Zjawisko to nosi nazwę retencji. Jest to woda zmarznięta w postaci wiecznej zmarzliny, lodowców i lądolodów, jak również część wód podziemnych.

TLENKI

Wzory strukturalne i sumaryczne tlenków

Tlenki są to połączenia danego pierwiastka z tlenem. Aby ustalić wzór sumaryczny i nazwę danego tlenku należy najpierw narysować jego wzór strukturalny, pamiętając przy tym, że w tlenkach niemetalu występują wiązania atomowe⁶³ i atomowe spolaryzowane⁶⁴ natomiast w tlenkach metali wiązania jonowe⁶⁵.

Narysujmy wzór strukturalny połączenia magnezu z tlenem. Aby to uczynić musimy odszukać w układzie okresowym symbole magnezu i tlenu. Magnez ma symbol Mg, a tlen O. Wiemy, że atom magnezu może oddać dwa elektrony, a atom tlenu może przyjąć dwa elektrony lub uwspólnić obszar z dwoma elektronami. Z powyższego wynika, że atomy tlenu oraz magnezu są dwuwartościowe. Ponieważ w tej reakcji bierze udział magnez, którego atomy mogą tylko oddawać elektrony, dlatego atom tlenu w tej reakcji będzie przyjmował dwa elektrony. prawdziwym jest wzór strukturalny $Mg^{2+}O^{2-}$. Natomiast wzór sumaryczny przybierze postać MgO, gdyż w połączeniu tym na jeden jon magnezu przypada jeden jon tlenu. Z uwagi na fakt, iż w skład tego połączenia wchodzi jony tlenu i magnezu to ten związek chemiczny nazwiemy tlenkiem magnezu. Analogiczne wyglądają wzory strukturalne i sumaryczne wszystkich tlenków metali dwuwartościowych. Narysujmy wzór strukturalny połączenia tlenu z glinem. Aby to uczynić musimy najpierw ustalić wartościowość glinu. Z położenia jego symbolu w układzie okresowym odczytujemy, że jest on trójwartościowy i może oddać trzy elektrony. Natomiast atom tlenu może przyjąć dwa elektrony, jest więc dwuwartościowy. Wzór strukturalny tlenku glinu wygląda więc tak: $O^{2-}Al^{3+}O^{2-}Al^{3+}O^{2-}$ a jego wzór sumaryczny zapisujemy: Al_2O_3 . Analogiczne wyglądają wzory strukturalne i sumaryczne wszystkich tlenków metali trójwartościowych. Narysujmy wzór strukturalny połączenia tlenu z sodem. Aby to uczynić musimy najpierw ustalić wartościowość sodu. Z położenia jego symbolu w układzie okresowym odczytujemy, że jest on jednowartościowy i może oddać jeden elektron. Natomiast atom tlenu może przyjąć dwa elektrony, jest więc dwuwartościowy. Wzór strukturalny tlenku sodu wygląda więc tak: $Na^+O^{2-}Na^+$ a jego wzór sumaryczny zapisujemy: Na_2O . Analogiczne wyglądają wzory strukturalne i sumaryczne wszystkich tlenków metali jednowartościowych.

Wzory strukturalne tlenków niemetalu wyglądają inaczej, ponieważ zamiast wiązań jonowych mają wiązania kowalencyjne, co zaznaczamy kreskami łączącymi atomy. W przyrodzie występują dwa tlenki węgla: tlenek węgla(II) - tzw. czad i tlenek węgla(IV) - popularnie zwany dwutlenkiem węgla. Narysujmy wzór tlenku węgla(II). W związku tym zarówno tlen jak i węgiel są dwu wartościowe, dlatego wzór strukturalny będzie wyglądał zastępująco: $C=O$.⁶⁶ A wzór sumaryczny CO. W przypadku tlenku węgla(IV) wartościowość tlenu wynosi dwa natomiast węgla cztery. Wzór strukturalny tego związku to: $O=C=O$ a wzór sumaryczny CO_2 . Wzór strukturalny tlenku chloru(I) to: $Cl-O-Cl$ a sumaryczny Cl_2O . Analogicznie tworzymy wzory pozostałych tlenków.

Nazewnictwo tlenków

Ponieważ często posługujemy się nie wzorami chemicznymi a nazwami związków chemicznych, dlatego należy znać zasady nazywania tlenków. Nazwę tlenku tworzymy z dwu wyrazów: pierwszym jest wyraz tlenek drugim nazwa pierwiastka w dopełniaczu, po której umieszczamy w nawiasie wartościowość tego pierwiastka podaną przy pomocy liczby rzymskiej⁶⁷.

CuO - tlenek miedzi(II)

Cu_2O - tlenek miedzi(I)

N_2O_3 - tlenek azotu(III)

N_2O_5 - tlenek azotu(V)

63. Wiązanie pomiędzy atomami o jednakowej elektroujemności powstałe przez uwspólnienie obszarów z elektronami to wiązanie atomowe (wiązanie kowalencyjne).

64. Jeżeli w wiązaniu obszar z uwspólnionymi elektronami jest przesunięty w kierunku atomu bardziej elektroujemnego, to takie wiązanie nazywamy wiązaniem atomowym spolaryzowanym (kowalencyjne spolaryzowane).

65. Wiązanie jonowe jest to wiązanie wytworzone pomiędzy jonami o przeciwnych ładunkach (pomiędzy kationem i anionem).

66. Dwie kreski '=' oznaczają podwójne wiązanie atomowe (kowalencyjne).

67. NIE piszemy spacji między nazwą metalu a jego wartościowością.

FeO - tlenek żelaza(II)
Fe₂O₃ - tlenek żelaza(III)
SO₂ - tlenek siarki(IV)
SO₃ - tlenek siarki(VI)
CO - tlenek węgla(II)
CO₂ - tlenek węgla(IV)
SnO₂ - tlenek cyny(IV)

Zgodnie z zasadami nazewnictwa tlenek o wzorze Al₂O₃ powinien nazywać się tlenek glinu(III) i tak go można nazywać, lecz jest to niezalecane. Przyjęto jednak uproszczenie: w nazwie tlenków pierwiastków, które z tlenem tworzą tylko jeden tlenek, czyli wykazują stałą wartościowość należy pomijać podanie wartościowości. Dlatego tlenek o wzorze chemicznym Al₂O₃ nazwiemy tlenek glinu (glin zawsze jest trójwartościowy).

Woda to tlenek wodoru.

Otrzymywanie tlenków

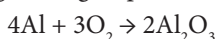
1. Najczęściej tlenki otrzymujemy w wyniku *bezpośredniej syntezy pierwiastków z tlenem*:

Lit reaguje z tlenem w wyniku czego otrzymamy tlenek litu, co zapiszemy przy pomocy następującego równania reakcji: $\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$. Tak zapisane równanie reakcji należy jeszcze uzgodnić: $4\text{Li} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Li}_2\text{O}$.

Natomiast podczas spalania pozostałych litowców nie otrzymuje się tlenków, lecz nadtlenki⁶⁸, a podczas spalania w czystym tlenie (poza litem) ponadtlenki⁶⁹.

W reakcji miedzi z tlenem powstaje czarny tlenek miedzi(II): $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$

Glin spala się w tlenie bardzo gwałtownie, z wydzieleniem dużej ilości energii. Zapalona mieszanina pyłu glinowego z powietrzem reaguje tak gwałtownie, że reakcję taką określamy mianem wybuchu.

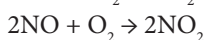
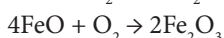
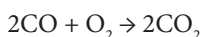


Przebieg reakcji spalania siarki w tlenie przedstawia równanie: $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$. Przedstawiony zapis jest jednak uproszczeniem. Jak pamiętamy siarka występuje w postaci cząsteczek 8-atomowych. Dlatego równanie reakcji powinno przybrać postać: $\text{S}_8 + 8\text{O}_2 \rightarrow 8\text{SO}_2$

W czasie spalania fosforu w tlenie atom fosforu uwspólnia pięć elektronów, czyli atom fosforu będzie pięciowartościowy. W czasie reakcji powstaje związek chemiczny o sumarycznym wzorze: P₄O₁₀, tlenek fosforu(V). Równanie reakcji zapiszemy: $\text{P}_4 + 5\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10}$. W równaniu reakcji piszemy P₄ ponieważ fosfor występuje w cząsteczkach czteroatomowych.

Prawie niemożliwe jest otrzymanie tą metodą tlenków fluorowców (czyli tlenków pierwiastków 17 grupy). Jeżeli dany pierwiastek tworzy różne tlenki, to zazwyczaj w tej reakcji powstają tlenki o niższej wartościowości.

2. Utlenianie niższych⁷⁰ tlenków np.:



Jeżeli stworzymy odpowiednie warunki i użyjemy katalizatora, to możemy przeprowadzić reakcję, w której tlenek siarki(IV) połączy się z tlenem w tlenek siarki(VI). Przebieg tej reakcji przedstawia równanie:

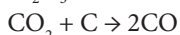
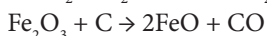
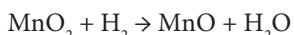


68. W nadtlenkach występuje wiązanie pomiędzy atomami tlenu (tzw. mostek tlenowy) —O—O—.

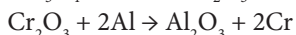
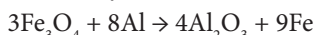
69. Ponadnadtlenki zawierają jednowartościowy anion ponadnadtlenkowy O⁻², w stanie wolnym znane są tylko dla litowców.

70. Termin niższe tlenki nie jest terminem w pełni poprawnym, używamy go w przypadku gdy dany pierwiastek tworzy minimum dwa tlenki o różnej wartościowości; wtedy stosujemy ten termin do tlenku w którym dany pierwiastek ma niższą wartościowość.

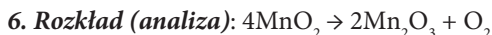
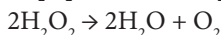
3. Redukcja wyższych⁷¹ tlenków:



4. Redukcja tlenków metali w reakcji aluminotermii⁷²:



5. Redukcja lub rozkład nadtlenków i ponadtlenków:

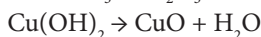


oraz *dysproporcjonowanie*⁷³ niektórych tlenków: $\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NO} + \text{NO}_2$

7. Rozkład soli nietrwałych kwasów tlenowych:



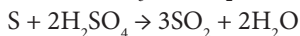
8. Rozkład niektórych wodorotlenków:



9. Rozkład nietrwałych kwasów tlenowych:



10. Reakcja kwasu utleniającego z reduktorem:



11. Reakcja kwasu utleniającego z metalem.



12. Synteza tlenków:

$\text{NO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3$ - spontaniczna reakcji między tlenkiem azotu(II) i tlenkiem azotu(IV)

71. Analogicznie jak termin niższe tlenki tak i termin wyższe tlenki nie jest terminem w pełni poprawnym, używamy go w przypadku gdy dany pierwiastek tworzy minimum dwa tlenki o różnej wartościowości; wtedy stosujemy ten termin do tlenku, w którym dany pierwiastek ma wyższą wartościowość.

72. Aluminotermia to proces metalurgiczny, polegający na otrzymywaniu czystych metali poprzez redukcję ich tlenków sproszkowanym glinem.

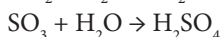
73. Dysproporcjonowanie przemiana chemiczna, w której jedno indywiduum chemiczne ulega jednoczesnej przemianie chemicznej do dwóch różnych produktów, w których występuje atom tego samego pierwiastka o różnych wartościowościach.

Reakcje tlenków

Tlenki ulegają różnym reakcjom:

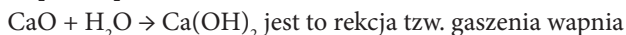
1. Najbardziej znaną reakcją chemiczną tlenków jest **reakcja z wodą**, w czasie której powstają kwasy i wodorotlenki:

- Tlenki większości niemetali⁷⁴ w reakcji z wodą tworzą kwasy tlenowe⁷⁵:

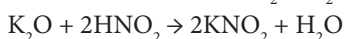
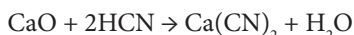


Tak powstają również opady zwane kwaśnymi deszczami.

- Tlenki litowców i berylowców (bez berylu) w reakcji z wodą tworzą wodorotlenki:

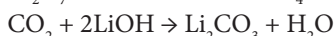
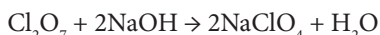


2. Tlenki metali (tzw. tlenki zasadowe⁷⁶) reagują z **kwasami** tworząc sole:



$\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{FePO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (w życiu codziennym analogicznie przebiega reakcja pomiędzy rdzą Fe_3O_4 a tzw. 'odrdzewiaczem' np. Cola, Fosfolem, których głównym składnikiem jest kwas ortofosforowy(V)).

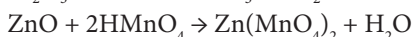
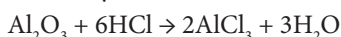
3. Tlenki niemetali (tzw. kwasowe⁷⁷) reagują z **wodorotlenkami** tworząc sole:



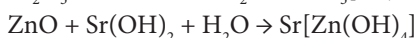
$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \downarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ reakcja z tzw. wodą wapienną, to reakcja charakterystyczna, identyfikująca tlenek węgla(IV)

4. Tlenki amfoteryczne⁷⁸ mają właściwości kwasowe lub zasadowe w zależności od środowiska, w którym się znajdują. Np. tlenek glinu bądź tlenek cynku reaguje

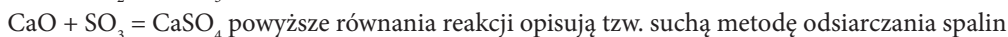
- z mocnymi kwasami:



- oraz z wodnymi roztworami mocnych wodorotlenków:



5. Tlenki reagują również z innymi **tlenkami** - w wyniku tej reakcji powstają sole tlenowe:



74. Nie dotyczy to wszystkich tlenków niemetali n.p tlenek węgla(II) nie reaguje w ten sposób.

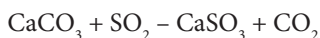
75. Wartościowość niemetalu w kwasie jest taka sama jak była w tlenku, czyli z tlenku siarki(IV) powstaje nam kwas siarkowy(IV) a z tlenku siarki(VI) powstaje nam kwas siarkowy(VI).

76. Tlenek zasadowy to taki tlenek, który reaguje z kwasami, z wytworzeniem soli i wody. Jeżeli reaguje z wodą, produktem tej reakcji jest wodorotlenek. Zasadowe są tlenki litowców i berylowców.

77. Tlenek kwasowy to taki tlenek, który w warunkach normalnych reaguje z roztworami zasad z wytworzeniem soli i wody. Zachowuje się tak przeważająca większość tlenków niemetali i niektóre wyższe tlenki metali. Większość z nich reaguje z wodą, a produktem takiej reakcji jest kwas.

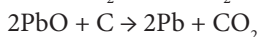
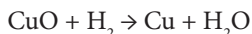
78. Tlenek amfoteryczny to taki tlenek, który nie reaguje z wodą, natomiast może reagować z mocnymi kwasami i mocnymi zasadami, tworząc sole - wobec mocnych kwasów zachowują się jak tlenki zasadowe, a wobec mocnych zasad jak tlenki kwasowe.

6. Tlenki reagują również z *solami*:

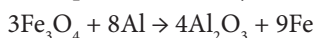


$\text{CaCO}_3 + \text{SO}_3 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2$ powyższe równania reakcji opisują tzw. metodę moką wapienną odsiarczania spalin

7. Ważną reakcją tlenków jest też otrzymywanie metali z ich tlenków:



oraz opisana wcześniej aluminotermia



Tlenki pierwiastków a przyroda

Znajdujące się wokół nas tlenki występują we wszystkich stanach skupienia. Są wśród nich gazy, ciała stałe, a nawet ciecz. Niektóre z tych połączeń występujących w przyrodzie już znacie. W powietrzu występuje tlenek węgla(IV). Woda, z którą stykacie się na każdym kroku to tlenek wodoru. Piasek, który można spotkać prawie wszędzie, to tlenek krzemu. Wiele minerałów jest tlenkami różnych metali.

Węgiel tworzy dwa tlenki: *tlenek węgla(IV)* i *tlenek węgla(II)*. Tlenek węgla(IV) jest gazem bezbarwnym, bez zapachu, nie palnym i nie podtrzymującym palenia, jest bardzo dobrze rozpuszczalny w wodzie. W cząsteczce tlenku węgla(IV) atom węgla połączony jest z atomami tlenu podwójnymi wiązaniami, dlatego jego wzór strukturalny przybiera postać: $\text{O}=\text{C}=\text{O}$

Tlenek węgla(IV) zawarty w powietrzu jest przyswajany przez rośliny i w połączeniu z wodą w procesie zwanym fotosyntezą⁷⁹ jest wykorzystywany do syntezy związków, które są budulcem roślin. Dodatkowo w tym procesie wydzielany jest tlen. Tlen jest wdychany przez zwierzęta i w procesie oddychania przetwarzany w tlenek węgla(IV).

Tlenek węgla(IV) używany jest do wyrobu napojów gazowanych, jest też stosowany w procesie otrzymywania cukru. Sprężony pod dużym ciśnieniem wypełnia tzw. gaśnice śniegowe⁸⁰. Tlenek węgla(IV) jest jednym z gazów odpowiedzialnych za efekt cieplarniany.

Tlenek węgla(II) jest groźnym gazem, z którym stykamy się na co dzień, powstaje w wyniku niecałkowitego spalania węgla. Nie posiada smaku, zapachu ani barwy, nie jest drażniący, ale jest toksyczny. Toksyczne działanie tlenku węgla wynika z jego większego od tlenu powinowactwa do hemoglobiny. Tworzy on połączenie zwane karboksyhemoglobina, które jest trwalsze niż służąca do transportu tlenu oksyhemoglobina (połączenie tlenu z hemoglobina). Dochodzi do niedotlenienia tkanek, co w wielu przypadkach prowadzi do śmierci. Już wdychanie powietrza ze stężeniem 0,16% objętościowego CO, powoduje po dwóch godzinach zgon.

Tlenkami będącymi ciałami stałymi, a występującymi w przyrodzie jest *tlenek krzemu*, SiO_2 . Tlenek krzemu, w wyniku trwających miliony lat przemianom zachodzących w skorupie ziemskiej, ulegał przemianom krystalicznym. Ich efektem jest piasek oraz inne kryształy zbudowane z SiO_2 . Należą do nich między innymi: kryształ górski i ametyst. Ametyst o barwie fioletowej stosowany jest do wyrobów jubilerskich. Bezbarwny kryształ górski obecnie używany jest do wyrobu taniej biżuterii. Tlenek krzemu w postaci krzemionki (czysty piasek) jest używany do wyrobu szkła. Rzadko produkuje się szkło z samego tlenku krzemu. Takie szkło jest odporne na duże i szybkie zmiany temperatury oraz przepuszcza promienie ultrafioletowe. Ma ono jednak wysoką temperaturę topnienia około 1700°C, co utrudnia jego obróbkę. Do powszechnego użytku stosuje się szkło otrzymane w wyniku stapiania krzemionki z węglanem sodu i węglanem wapnia. W wyniku stopienia otrzymuje się szkło, które w przybliżeniu składa się z 75% tlenku krzemu, 12% tlenku wapnia i 13% tlenku sodu. Szklą o takim składzie topią się w temperaturze około 800°C i produkowane są z nich np. szyby

79. $6\text{H}_2\text{O} + 6\text{CO}_2 + (\text{energia świetlna}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2$

80. Nazwa tych gaśnic pochodzi od zjawiska jakie obserwujemy, gdy z gaśnicy wypuszczamy zawarty w niej gaz. Wydostający się z gaśnicy tlenek węgla(IV) ulega gwałtownemu rozprężeniu, przez co tak bardzo się oziębia, że ulega zestaleniu (resublimacji), zestalony tlenek węgla(IV) przypomina swym wyglądem śnieg.

Ponieważ wydobywający się z gaśnicy gaz ma bardzo niską temperaturę, poniżej minus 70°C, nie wolno wylotu z gaśnicy kierować w kierunku ludzi, gdyż grozi to poważnym odmrożeniem.

okienne. Szkła barwne otrzymuje się dodając do zwykłych szkieł niewielkie ilości między innymi tlenków pewnych metali. Dodatek tlenków kobaltu powoduje fioletowoniebieską barwę szkła. Zieloną barwę szkła otrzymuje się wprowadzając do niego tlenek żelaza(II) lub tlenek chromu(III), natomiast brunatną poprzez dodatek tlenku żelaza(III). Na rubinowo szkło barwi się poprzez dodatek koloidalnego (bardzo rozdrobnionego) złota. Szkło określane jako kryształowe zawiera zamiast tlenku sodu tlenek potasu i tlenek ołowiu(II). Natomiast, gdy zawiera dodatkowo tlenek boru, używane jest do wyrobu sztucznej biżuterii jako imitacja szlachetnych kamieni, ponieważ podobnie jak one załamuje promienia świetlne.

Innym tlenkiem występującym w przyrodzie jest *tlenek glinu* Al_2O_3 . Występuje on między innymi jako korund, szafir i rubin. Szafir i rubin są cennymi kamieniami szlachetnymi używanymi w jubilerstwie, natomiast korund jest używany do wyrobu materiałów ściernych (papier ścierny). Rubin jest nie tylko cennym kamieniem szlachetnym, ale również ma duże znaczenie przemysłowe. Używa się go w wielu urządzeniach elektronicznych. Tlenek glinu jest bezbarwny, rubin jest czerwony, a szafir może mieć barwę od lekko aż do głęboko szafirowej. Rubin i szafir są barwne, ponieważ w przyrodzie bardzo rzadko występują substancje w stanie czystym. Mają one zawsze pewne dodatki, zwane zanieczyszczeniami. Zanieczyszczenia te w jednych przypadkach są niepożądane, ale w innych nadają one tym substancjom pewne specyficzne pożądane właściwości. Barwa rubinu pochodzi od występujących w nim niewielkich ilości związków chromu. Barwa szafiru pochodzi od występujących w nim dodatków związków żelaza i tytanu.

W przyrodzie występuje dużo więcej tlenków lecz nie w tak efektownej postaci jak odmiany tlenku krzemu lub tlenku glinu. Tlenki te, choć wyglądają niepozornie, mają wielkie znaczenie przemysłowe. Są to rudy różnych metali, z których otrzymuje się czyste metale. Należą do nich między innymi tlenki żelaza: magnetyt o wzorze Fe_3O_4 (uważany za tlenek w którym dwa atomy żelaza są trójwartościowe, a jeden dwuwartościowy) i hematyt tlenek żelaza(III) – Fe_2O_3 . Przykładem tlenków będących rudami innych metali są: kasyteryt tlenek cyny(IV) – SnO_2 , rutyl tlenek tytanu(IV) – TiO_2 , piroluzyt tlenek manganu(IV) – MnO_2 , kupryt tlenek miedzi(I) – Cu_2O .

Ale wokół nas występują nie tylko te tlenki, które powstały w wyniku przemian zachodzących w ciągu milionów lat na naszej planecie, ale również i te które człowiek wytwarza świadomie, bądź też są one produktami odpadowymi naszej działalności. W powietrzu oprócz tlenku węgla(IV), występują w nadmiernych ilościach tlenki azotu, tlenek węgla(II) i tlenek siarki(IV), a także tlenek siarki(VI) – SO_3 , z którego otrzymuje się kwas siarkowy(VI).

Tlenek siarki(IV) to bezbarwny gaz o ostrym, gryzącym i duszącym zapachu, silnie drażniącym drogi oddychowe. Jest trujący dla zwierząt i szkodliwy dla roślin. Ponieważ ma własności bakteriobójcze i pleśniobójcze, jest powszechnie stosowany jako konserwant (E220), szczególnie do win. Wykorzystuje się go również do bielienia (w przemyśle tekstylnym i papierniczym), dezynfekcji (znany już w starożytności) i jako czynnik chłodniczy.

Innym tlenkiem powszechnie stosowanym jest *tlenek wapnia* CaO (tzw. wapno palone), posiada własności higroskopijne. Jest otrzymywany technicznie na wielką skalę przez prażenie kamienia wapiennego w temperaturze 900–1000°C w piecach zwanych wapiennikami: $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$ Ma zastosowanie w budownictwie (jako zaprawa murarska), w metalurgii, w przemyśle szklarskim i ceramicznym. Jest używany również jako środek owadobójczy, jako nawóz sztuczny w rolnictwie (podwyższa pH gleby) oraz do otrzymywania karbidu. Na skalę laboratoryjną wykorzystywany jest m.in. do otrzymywania amoniaku oraz jako środek odwadniający.

Tlenek azotu(I) N_2O jest jednym z kilku głównych gazów cieplarnianych. Ponieważ wykazuje niewielkie właściwości euforyzujące, jest nazywany gazem rozweselającym i jest wykorzystywany jako jeden ze składników znieczulenia ogólnego złożonego, a także (głównie na Zachodzie) do znieczulenia w stomatologii. Jest dopuszczony do użytku jako dodatek do żywności. Jest doskonale rozpuszczalny w tłuszczach, co wykorzystano w przemyśle spożywczym do tworzenia piany, szczególnie z bitej śmietany w sprayu. Wypełnia się nim również opakowania zawierające łatwo psujące się produkty, takie jak chipsy ziemniaczane. Na liście dodatków spożywczych legalnie dopuszczonych w Unii Europejskiej, tzw. liście E posiada numer E942. Jest też stosowany w tuningu samochodowym (*NOS – Nitrous Oxide System*). Jest też stosowany jako utleniacz w paliwie do silników rakietowych.

KWASY

Definicja

Pojęcie kwasu nie jest w pełni jednoznaczne. W potocznym rozumieniu często utożsamia się kwasy z substancjami o kwaśnym smaku co nie jest prawdą (np. kwas oleinowy nie ma smaku kwaśnego, za to niektóre sole mają taki smak). Natomiast w chemii istnieje kilka teorii kwasów, w każdej z tych teorii pojęcie kwasu jest definiowane nieco inaczej. W niniejszym opracowaniu będziemy posługiwać się teorią Brønsteda-Lowry'ego wg, które *kwasy* są to substancje zdolne do oddania protonu.

Podział kwasów

Istnieje kilka podziałów kwasów. Jednym z nich jest podział ze względu na ilość protonów, które mogą oddać w reakcji. Z tego punktu widzenia dzielimy kwasy na: jednoprotone, dwuprotonowe i tryprotone. Kolejnym podziałem kwasów jest podział na kwasy nieorganiczne i organiczne, z kolei kwasy nieorganiczne dzieli się na kwasy tlenowe i beztlenowe.

Kwasy beztlenowe

Kwasy beztlenowe zawierają w swoim składzie wodór i niemetal (lub grupę atomów). Do pierwszej grupy należą np.:

HF	-	kwas fluorowodorowy
HCl	-	kwas chlorowodorowy (nazwa zwyczajowa: solny, lub żołądkowy)
HI	-	kwas jodowodorowy
HBr	-	kwas bromowodorowy
H ₂ S	-	kwas siarkowodorowy

Otrzymuje się je zazwyczaj przez rozpuszczenie w wodzie odpowiednich wodorków⁸¹. Na przykład kwas solny powstaje przez rozpuszczenie gazowego chlorowodoru HCl w wodzie a kwas siarkowodorowy przez rozpuszczenie gazowego siarkowodoru H₂S w wodzie.

Nazwy kwasów beztlenowych wywodzą się z nazw wodorków które rozpuszczone w wodzie wykazują charakter kwasowy.

Oprócz prostych kwasów beztlenowych znane są także bardziej złożone związki tego rodzaju np. kwas cyjanowodorowy (HCN)

Kwasy tlenowe

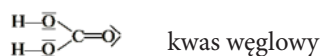
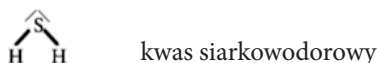
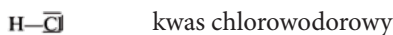
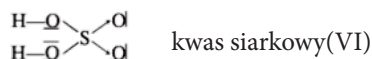
Kwasy tlenowe zawierają przynajmniej jeden atom tlenu połączony z atomem centralnym.

Nazwa kwasu tlenowego wywodzi się z nazwy pierwiastka występującego w kwasie. Wszystkie kwasy tlenowe mają w nazwie przyrostek -owy. Tuż po wzorze lub nazwie kwasu cyfrą rzymską podaje się stopień utlenienia atomu centralnego w kwasie np.

HNO ₂	-	kwas azotowy(III)
HNO ₃	-	kwas azotowy(V)
H ₂ CO ₃	-	kwas węglowy
H ₂ SO ₃	-	kwas siarkowy(IV)
H ₂ SO ₄	-	kwas siarkowy(VI)
H ₃ PO ₄	-	kwas ortofosforowy(V)
HClO	-	kwas chlorowy(I)
HClO ₂	-	kwas chlorowy(III)
HClO ₃	-	kwas chlorowy(V)
HClO ₄	-	kwas chlorowy(VII)

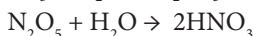
81. Gazowy chlorowódor czy siarkowódor można otrzymać w wyniku bezpośredniej syntezy pierwiastków.

Wzory strukturalne kwasów nieorganicznych



Otrzymywanie kwasów tlenowych

Podstawową metodą otrzymywania kwasów jest reakcja odpowiednich⁸² tlenków niemetali z wodą np.:



W przyrodzie w analogicznych reakcjach powstają tzw. 'kwasne deszcze'. Ze względu na obecność w powietrzu tlenku węgla(IV) i co za tym idzie zachodzenie reakcji: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$ nawet 'czysty' deszcz ma odczyn lekko kwaśny.

Gdy tlenek kwasowy reagując z różną liczbą cząsteczek wody tworzy kwasy różniące się liczbą kwasowych atomów wodoru, wówczas nazwy kwasów o najniższej liczbie kwasowych atomów wodoru mają przedrostek meta-, np.:



Gdy tlenek kwasowy przyłącza więcej niż jedną cząstkę wody albo jeżeli do kwasu z przedrostkiem meta- doda się dalsze cząsteczki wody, otrzymamy kwas przyjmując w nazwie przedrostek orto-, np.:



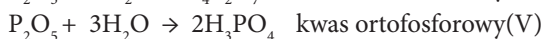
lub



Natomiast jeżeli z dwóch cząsteczek kwasu ortofosforowego(V) wydzieli się cząstkę wody powstały w wyniku tej reakcji kwas otrzymuje nazwę kwasu dwufosforowego(V) lub pirofosforowego(V).



Równania reakcji powstania kwasów metafosforowego(V), dwufosforowego(V) i ortofosforowego(V) można napisać obok siebie i wówczas widoczne jest, że nazwa kwasu (a w zasadzie jej przedrostek) zależy od liczby cząsteczek wody biorących udział w reakcji:



Odmiany kwasów meta-, dwu-, piro-, i orto- mogą tworzyć się nie tylko w przypadku fosforu, ale również arsenu, antymonu i niektórych innych pierwiastków.

82. Jeżeli chcemy otrzymać kwas siarkowy(VI) do reakcji musimy użyć tlenku siarki(VI), natomiast z tlenku siarki(IV) powstanie kwas siarkowy(IV).

Kwasy organiczne

Najpopularniejsze kwasy organiczne to kwasy karboksylowe, czyli związki zawierające grupę karboksylową tzn. grupę $-\text{COOH}$. Kwasy karboksylowe tworzą szereg homologiczny⁸³. Nazwy systematyczne kwasów karboksylowych tworzy się od nazwy węglowodoru, który ma w cząsteczce tą samą liczbę atomów węgla dodając formant -owy. W nazewnictwie kwasów karboksylowych często stosuje się również nazwy zwyczajowe, wywodzące się przeważnie od miejsca ich występowania.

Wzory i nazwy wybranych kwasów karboksylowych:

Wzór sumaryczny kwasu	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa
HCOOH	kwas metanowy	kwas mrówkowy
CH_3COOH	kwas etanowy	kwas octowy
$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$	kwas propanowy	kwas propionowy
$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$	kwas butanowy	kwas masłowy
$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$	kwas pentanowy	kwas walerianowy
...

Kolejne kwasy w szeregu homologicznym nazywamy nazwami systematycznymi: kwas heksanowy, heptanowy, oktanowy, nonanowy dekanowy ...

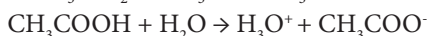
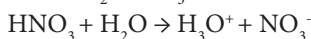
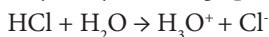
Szczególne znaczenie mają tzw. wyższe kwasy tłuszczowe: kwas heksadekanowy (kwas palmitynowy) $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ i kwas oktadekanowy (kwas stearynowy) $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ oraz kwas nienasycony - kwas cis-9-oktadecenowy (kwas oleinowy) $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$.

Ostatnio dużo się mówi o kwasach nienasyconych ω -3, ω -6, ω -9 są to nienasycone kwasy tłuszczowe, których ostatnie wiązanie podwójne w łańcuchu węglowym znajduje się odpowiednio przy trzecim, szóstym i dziewiątym od końca atomie węgla.

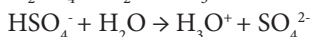
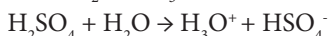
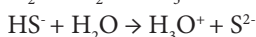
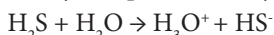
Dysocjacja kwasów

Rozpatrując poznane wzory kwasów, zarówno tlenowych jak i beztlenowych czy organicznych, widać, że wspólnym ich składnikiem jest wodór. Każą więc cząsteczkę kwasu można rozpatrywać jako składającą się z dwóch części: jedna stanowi zawsze wodór, drugą zaś część, stanowi tzw. reszta kwasowa.

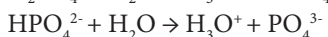
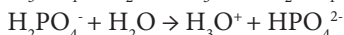
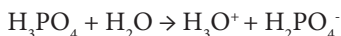
Podczas dodawania kwasu do wody zachodzi reakcja oddania protonu przez cząsteczkę kwasu cząsteczce wody w wyniku czego powstaje jon oksoniowy, o wzorze H_3O^+ i anion reszty kwasowej np.:



Kwasy dwuprotonowe dysocjują stopniowo np.:



Analogicznie dysocjują kwasy trzyprotonowe np.:



Tylko w przypadku mocnych kwasów (solnego azotowego(V) i siarkowego(VI) na pierwszym stopni dysocjacji) dysocjacja jest całkowita, w pozostałych przypadkach ustala się stan równowagi.

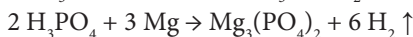
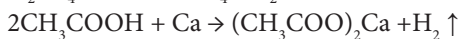
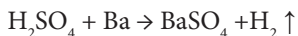
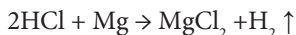
Ze względu na obecność jonów H_3O^+ odczyn wodnych roztworów kwasów jest kwaśny.

83. Szereg homologiczny to szereg związków organicznych o tym samym wzorze ogólnym. Kolejne człony szeregu różnią się między sobą liczbą grup metylenowych ($-\text{CH}_2-$) w łańcuchu węglowodorowym.

Reakcje kwasów

Kwasy reagują z wieloma substancjami.

1. Reakcje kwasów z **metalami** bardziej aktywnymi od wodoru przebiegają wg schematu: *kwasa + metal* → *sól + wodór* ↑ np.:

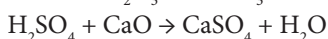
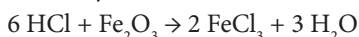


Nieco inny przebieg mają reakcje stężonych kwasów utleniających z metalami np.:

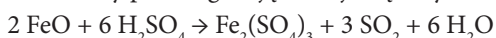


Natomiast metale takie, jak np. glin, chrom i żelazo w zetknięciu ze stężonym kwasem azotowym(V) ulegają pasywacji, czyli pokrywają się warstwą tlenku (obserwator nie zauważa przebiegu reakcji).

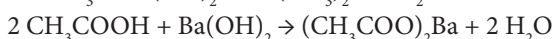
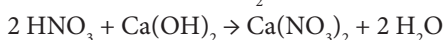
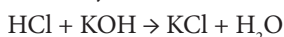
2. Reakcje kwasów z **tlenkami metali** przebiegają wg schematu: *kwasa + tlenek metalu* → *sól + woda* np.:



Nieco inny przebieg mają reakcje stężonych kwasów utleniających z tlenkami metali np.:



3. Reakcje kwasów z **wodorotlenkami** przebiegają wg schematu: *kwasa + wodorotlenek* → *sól + woda* np.:

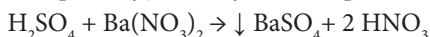


4. Reakcje kwasów z **solami** przebiegają wg schematu: *sól 1 + kwas 1* → *sól 2 + kwas 2*

przy czym albo powstający *kwasa 2* jest nietrwały lub znacznie słabszy niż *kwasa 1* np.:

$2\text{HCl} + \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (powstający w tej reakcji kwas węglowy jest nietrwały i rozpada się na tlenek węgla(IV) i wodę);

albo powstająca *sól 2* jest nierozpuszczalna np.:



Stężony kwas azotowy(V) reaguje z białkiem - powstaje charakterystyczny żółty kolor (jest to tzw. reakcja ksantoproteinowa). Natomiast stężony kwas siarkowy(VI) powoduje 'zwęglanie' substancji organicznych, jest to związane ze jego bardzo silnymi właściwościami higroskopijnymi. Powiedzenie *Pamiętaj chemiku młody, wlewaj zawsze kwas do wody* dotyczy właśnie tego kwasu.

5. Reakcje kwasów z **zasadami** przebiegają wg schematu: *kwasa + zasada* → *sól*



Kwasy występujące w przyrodzie

W przyrodzie występują m.in. następujące kwasy:

- *kwaz mrówkowy* - HCOOH (kwaz metanowy) występuje w jadzic mrówek i w liściach pokrzyw (oznaczenie spożywcze - E 236);
- *kwaz octowy* - CH_3COOH (kwaz etanowy) powstaje podczas utleniania alkoholu (E 260);
- *kwaz propionowy* - $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ (kwaz propanowy) powstaje w procesie dojrzewania żółtego sera i nadaje mu specyficzny smak (E 280);
- *kwaz masłowy* - $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ (kwaz butanowy) powstaje w zjełczałym maśle - nadając mu charakterystyczny bardzo nieprzyjemny zapach, nadaje też lekko gorzki posmak niektórym serom, powstaje również w żołądku, gdy zbyt długo zalegają w nim produkty mlekopochodne;
- *kwaz walerianowy* - $\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$ (kwaz pentanowy) występuje w korzeniach niektórych roślin, jest afrodyzjakiem dla kotów;
- *kwaz szczawiovvy* - $(\text{COOH})_2$ (kwaz etanodiovvy) możemy znaleźć w liściach szczawiu i rabarbaru;
- *kwaz mlekowy* - $\text{C}_2\text{H}_4\text{OHCOOH}$ (kwaz 2-hydroksypropanowy) powstaje w procesie kwaśnienia mleka oraz kiszenia kapusty i ogórków, powstaje również w mięśniach podczas dużego wysiłku fizycznego (E 270);
- *kwaz jabłkowy* - $\text{HOOC-CH}_2\text{-CH(OH)-COOH}$ (kwaz hydroksybutanodiovvy) występuje w jabłkach i rabarbarze a także w truskawkach (E 296);
- *kwaz winowy* - $\text{HOOC-CH(OH)-CH(OH)-COOH}$ (kwaz 2,3-dihydroksybutanodiovvy) występuje w winogronach (E 334);
- *kwaz cytrynowy* - $\text{HOOC-CH}_2\text{-C(OH)(COOH)-CH}_2\text{-COOH}$ - (kwaz 2-hydroksy-1,2,3-propanotrikarboksylowy) występuje w owocach cytrusowych a także w owocach malin, agrestu oraz w liściach i korzeniach wielu roślin;
- *kwaz benzoosowy* - $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ występuje w owocach czarnej jagody (borówki);
- rozcieńczony *kwaz solny* - HCl (kwaz chlorowodorowy, kwaz żołądkowy) występuje w przewodzie pokarmowym i jest niezbędny do prawidłowego trawienia pokarmów;
- *kwaz węglowy* - H_2CO_3 występuje w wodach źródłanych, w wodach mineralnych, a w naszym otoczeniu w napojach gazowanych, jest kwasem nietrwałym, w większym stężeniu nie występuje, gdyż rozkłada się na tlenek węgla(IV) i wodę;
- *kwaz siarkowodorowy* - H_2S występuje w wodach źródłanych, w wodach mineralnych, jest produktem procesów gnilnych białek zawierających w swoim składzie siarkę, wydziela się z rur kanalizacyjnych;
- w wyniku działalności człowieka w przyrodzie występują też tzw. *kwaśne deszcze*.

Zastosowanie wybranych kwasów

Zastosowanie kwasów jest bardzo różnorodne, poniżej wymieniono tylko najbardziej oczywiste z nich.

Kwas solny - HCl (kwaz chlorowodorowy, kwaz żołądkowy) stosuje się do czyszczenia powierzchni żelaznych przed lutowaniem, do trawienia powierzchni metali, jest używany jako lekarstwo dla chorych na niedokwasotę. Stosuje się go w procesie garbowania skór i w syntezie barwników. Wykorzystuje się go także w przemyśle włókienniczym i cukierniczym.

Kwas siarkowy(VI) - H_2SO_4 jest elektrolitem w akumulatorach samochodowych. Stosuje się go przy produkcji nawozów sztucznych, materiałów wybuchowych, barwników, środków zapachowych, oczyszczania produktów naftowych. Służy do otrzymywania innych kwasów i sztucznego jedwabiu.

Kwas azotowy(V) - HNO_3 wykorzystywany jest do produkcji materiałów wybuchowych, nawozów sztucznych, barwników, leków oraz tworzyw sztucznych.

Kwas ortofosforowy(V) - H_3PO_4 stosuje się do produkcji nawozów sztucznych, środków piorących, leków, do odrdzewiania stali. Jest także dodatkiem do produktów spożywczych (E 338) np. do coca-coli;

Kwas węglowy - H_2CO_3 to gazowana woda mineralna.

Niektóre z kwasów organicznych służą do konserwacji artykułów spożywczych np.:

- *kwas etanowy (octowy)* CH_3COOH (E 260) stosowany jest w marynatach i occie ale też wykorzystuje się go do produkcji podłoża tradycyjnych błon fotograficznych, produkta sztucznego jedwabiu, leków, barwników;

- *kwas mlekowy* $\text{C}_2\text{H}_4\text{OHCOOH}$ (kwas 2-hydroksypropanowy), (E 270) stosowany jest w przetworach warzywniczych.

Natomiast *kwas metanowy (mrówkowy)* HCOOH , (E 236) jest składnikiem płynów do nacierania przy schorzeniach reumatycznych, garbowanie skór.

Wpływ kwasów na środowisko

Kwasy występujące w przyrodzie nie są niebezpieczne dla organizmów żywych.

Szkodliwe są natomiast kwasy powstające w wyniku zanieczyszczenia środowiska przez ludzi. Jeżeli powietrze zanieczyszczone jest tlenkiem siarki(IV) wówczas w czasie deszczu spadające kropelki wody reagują z SO_2 w wyniku czego na ziemię spada wodny roztwór kwasu siarkowego(IV). Takie deszcze noszą nazwę kwaśnych deszczy. Kwaśne deszcze zawierają również kwas siarkowy(VI) oraz kwas azotowy(III) i kwas azotowy(V), które powstały w wyniku połączenia się tlenków azotu i tlenku siarki(VI) z wodą.

Kwaśne deszcze poprzez aparaty szparkowe dostają się do organizmu rośliny, powodując jej obumieranie. Kwaśne deszcze spadają na glebę i wsiąkają w nią, powodując jej zakwaszenie.

Zbyt duże i długotrwałe zakwaszenie gleby powoduje, że jony metali toksycznych docierają do wód podskórnych, powodując ich skażenie. Ludzie często wykorzystują te wody do celów spożywczych. Większość studni korzysta z takich wód podskórnych.

Nadmiar kwaśnych deszczy spływa po glebie do rzek, powodując ich zakwaszenie. W zbyt kwaśnych rzekach zamiera powoli roślinność, a w konsekwencji giną ryby i inne zwierzęta wodne. Kwaśne deszcze niszczą również domy, pomniki, wyroby metalowe (porównaj reakcje kwasów z metalami i wyrobami wapiennymi).

Człowiek doprowadził do wielokrotnego przekroczenia w atmosferze, wodzie i w glebie stężenia jonów oksoniowych. W niektórych regionach to stężenie jest tak olbrzymie, że są one określane jako obszary kłęski ekologicznej. Obecnie w wielu uprzemysłowionych regionach wprowadzono monitoring m.in. dokonuje się ciągłych pomiarów stężenia tlenków, które przyczyniają się do powstawania kwaśnych opadów, aby w razie zagrożenia podjąć działania zapobiegające.

ZASADY A WODOROTLENKI

Definicja

Do zasad zaliczamy te związki, które spełniają warunki danej teorii. Ponieważ w niniejszym opracowaniu opieramy się o teorię kwasów i zasad Brønsteda-Lowry'ego zasadami będziemy nazywać substancję które w reakcjach chemicznych mogą przyjąć proton (kation wodoru). Rozważmy to na przykładzie reakcji amoniaku z wodą $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$, w reakcji tej cząsteczka amoniaku odrywa jano wodorowy (proton) od cząsteczki wody, przyłączając go. W reakcji tej cząsteczka wody jest więc kwasem (oddaje proton) a cząsteczka amoniaku jest zasadą (przyjmuje proton - kation wodorowy). Przypomnijmy sobie równanie reakcji, w której powstaje jon oksoniowy: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$, w tej reakcji cząsteczka chlorowodoru była dawcą protonu / kationu wodoru (czyli kwasem), natomiast cząsteczka wody była biorcą tego protonu / kationu wodoru (czyli zasadą). Czyli cząsteczka wody w zależności od właściwości substancji, z którą reaguje może spełniać zarówno rolę kwasu jak i zasady. Jon OH^- zachowuje się jak zasada przyjmując proton np.: $\text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$.

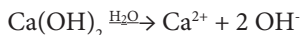
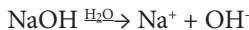
Wodorotlenki

Wodorotlenki są to związki chemiczne zawierające kationy metalu oraz aniony wodorotlenowe OH^- . Są więc związkami jonowymi tzn. pomiędzy kationem i anionem występują oddziaływania typu jon-jon.

Wzór ogólny wodorotlenków ma postać $\text{M}(\text{OH})_m$ (gdzie m to liczba anionów wodorotlenkowych równa liczbowo wartościowości kationu). Nazwy wodorotlenków tworzymy dodając do wyrazu wodorotlenek nazwę metalu w dopełniaczu. Jeżeli metal może wykazywać kilka wartościowości, to za nazwą metalu podajemy w nawiasie liczbę rzymską określającą jego wartościowość np.: $\text{Fe}(\text{OH})_3$ - wodorotlenek żelaza(III), $\text{Fe}(\text{OH})_2$ - wodorotlenek żelaza(II).

Dysocjacja wodorotlenków

W wyniku dysocjacji wodorotlenku powstaje jon (kation) metalu i jon (anion) wodorotlenkowy np.:



Wzór H_2O napisany nad strzałką oznacza, że proces dysocjacji zachodzi pod wpływem wody.

Otrzymywanie wodorotlenków

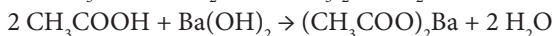
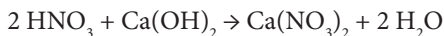
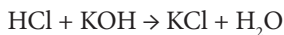
1. Wodorotlenki można otrzymać w reakcji **aktywnego metalu**⁸⁴ i **wody** wg schematu: **metal + woda** → **wodorotlenek + wodór** np.: $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$

2. Wodorotlenki można otrzymać w reakcji **tlenku metalu**⁸⁵ i **wody** wg schematu: **tlenek metalu + woda** → **wodorotlenek** np.: $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2$

3. Wodorotlenki można otrzymać w reakcji **solii z wodorotlenkiem** wg schematu: **sól + wodorotlenek 1** → **wodorotlenek 2 + sól** np.: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{KOH} \rightarrow \downarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{KNO}_3$, reakcja zachodzi tylko w przypadku gdy powstaje trudno rozpuszczalny wodorotlenek 2 i wytrąca się jako osad.

Reakcje wodorotlenków

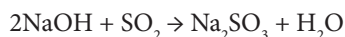
1. Reakcje wodorotlenków z **kwasami** przebiegają wg schematu: **kwas + wodorotlenek** → **sól + woda** np.:



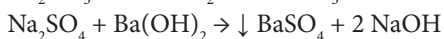
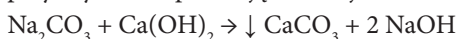
84. Reakcja ta zachodzi głównie w przypadku metali I grupy (litowców), w przypadku niektórych berylowców i w podwyższonej temperaturze.

85. Reakcja ta zachodzi głównie w przypadku metali I grupy (litowców) i II grupy (berylowców). Wiele tlenków metali nie reaguje z wodą (np. tlenki żelaza, glinu, cynku).

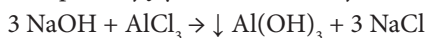
2. Reakcje wodorotlenków z **tlenkami niemetalu** przebiegają wg schematu: **wodorotlenek + tlenek niemetalu** → **sól + woda** np.:



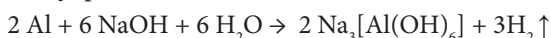
3. Reakcje wodorotlenków z **solami** przebiegają wg schematu: **wodorotlenek 1 + sól 1** → **wodorotlenek 2 + sól 2** przy czym albo powstająca **sól 2** jest nierozpuszczalna np.:



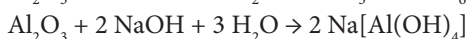
albo powstający **wodorotlenek 2** jest nierozpuszczalny np.:



4. Reakcje wodorotlenków z **metalami** przebiegają wg schematu: **metal + wodorotlenek** → **sól + wodór** przy czym reagują tak metale, których tlenki i wodorotlenki są amfoteryczne, a wodorotlenek musi być mocną zasadą np.:



5. Reakcje wodorotlenków z **tlenkami metali** przebiegają wg schematu: **tlenek metalu + wodorotlenek** → **sól + woda** przy czym reagują tak tlenki metali amfoterycznych, a wodorotlenek musi być mocną zasadą np.:



6. Reakcje wodorotlenków z **wodorotlenkami** przebiegają wg schematu: **wodorotlenek 1 + wodorotlenek 2** → **sól** przy czym **wodorotlenek 1** musi mieć właściwości amfoteryczne, a **wodorotlenek 2** musi być mocną zasadą np.:



Właściwości i zastosowanie wybranych wodorotlenków

Wodorotlenki sodu i potasu mają prawie takie same właściwości: są substancjami żrącymi również w postaci roztworów; ich wodne roztwory już w małym stężeniu niszczą białko. Są to substancje białe, stałe, higroskopijne, bardzo dobrze rozpuszczalne w wodzie. Rozpuszczane w wodzie powodują rozgrzewanie się powstającego roztworu (jest to proces egzotermiczny).

Wodorotlenek sodu używany jest do produkcji mydeł twardych (kosmetycznych), jedwabiu wiskozowego, szkła wodnego (używanego do impregnacji drewna w celu uczynienia go mniej palnym), papieru. Ponadto używany jest przy produkcji barwników oraz w przemyśle naftowym a także czyszczenie rur kanalizacyjnych (np. specyfik typu „kret”).

Wodorotlenek potasu używany jest do otrzymywania mydła mazistego oraz w procesach rytowania i grawerowania. stosowany jako środek suszący i bielący, w technikach graficznych, wykorzystywany w litografii w procesie grawerowania, do pochłaniania tlenku węgla(IV) i pary wodnej z powietrza.

Wodorotlenek wapnia jest to substancja stała, biała, niezbyt dobrze rozpuszczalna w wodzie. W postaci stałej ma właściwości żrące.

Wodorotlenek wapnia używany jest do wyrobu zaprawy murarskiej, otrzymywania innych wodorotlenków, do bielenia drzewek (posiada właściwości owadobójcze). Stosuje się go w procesie oczyszczania cukru, produkcji sody oraz w garbarstwie, jako substancja zmiękczająca wodę, do produkcji nawozów sztucznych, w energetyce do procesów odsiarczania spalin. Wodny roztwór wodorotlenku wapnia tzw. woda wapienna służy do wykrywania obecności tlenku węgla(IV).

WSKAŹNIKI KWASOWO - ZASADOWE

pH

Pojęcie pH wprowadził w 1909 r. duński biochemik Søren Sørensen jako ujemny logarytm stężenia jonów wodorowych: $\text{pH} = -\log_{10}[\text{H}^+]$, jednak późniejsze badania wykazały jednak, że wolne jony wodorowe nie występują w roztworach wodnych. Dlatego obecnie definiuje się jako $\text{pH} = -\log_{10} a(\text{H}_3\text{O}^+)$, gdzie $a(\text{H}_3\text{O}^+)$ oznacza aktywność jonów oksoniowych (hydroniowych) w roztworze wodnym. Aktywność ta jest wyrażona w molach na dm^3 , dla roztworów rozcieńczonych aktywność można zastąpić stężeniem jonów $[\text{H}_3\text{O}^+]$, czyli $\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$. Definicja ta występuje w większości podręczników (nawet akademickich). Jednak wg normy ISO i Unii Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC) pH danego roztworu X, w którym jest zanurzone standardowe ogniwo galwaniczne i dla którego zmierzono wartość pierwszej siły elektromotorycznej E_X , wynosi:

$$\text{pH}(X) = \text{pH}(S) + \frac{(E_S - E_X)F}{RT \ln 10}$$

gdzie:

F – Stała Faradaya

R – uniwersalna stała gazowa

T – temperatura w skali Kelvina

E_S i $\text{pH}(S)$ – odpowiednio siła elektromotoryczna ogniwa standardowego zanurzonego w roztworze wzorcowym i $\text{pH}(S)$ tego roztworu w danej temperaturze podane w tabeli IUPAC.

Można zauważyć, że w tym wypadku pH jest jednostką bezwymiarową i ma charakter jedynie porównawczy (nie zależnym od stężenia i aktywności jonów). Z tej definicji korzysta się przy przygotowaniu skal papierków uniwersalnych oraz skalowania pH-metrów. Dla roztworów o stężeniach mniejszych niż $0,1 \text{ mol/dm}^3$, których pH mieści się w zakresie od 2 do 12 można przyjąć, że definicja pH dawna i IUPAC są zgodne.

Zatem skala pH jest ilościową skalą kwasowości i zasadowości wodnych roztworów związków chemicznych. Aby zrozumieć jej sens trzeba znać proces autodysocjacji cząsteczek wody zachodzący samorzutnie w wodzie: $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$. (Strzałki \rightleftharpoons oznaczają, że reakcja ta jest odwracalna.) W reakcji tej równowaga jest silnie przesunięta „w lewo”, czyli w stronę cząsteczek niezdysocjowanej wody. Stężenie jonów H_3O^+ w destylowanej wodzie (w temp. 25°C) wynosi 10^{-7} mol/dm^3 , w związku z czym: $\text{pH} = -\log(10^{-7}) = 7$. A ponieważ w destylowanej wodzie stężenie jonów oksoniowych i wodorotlenowych jest takie samo, woda taka ma odczyn obojętny (pH wynosi 7).

W roztworach o $\text{pH} < 7$ stężenie jonów wodorowych jest większe niż wodorotlenowych i roztwory takie mają odczyn kwasowy, natomiast w roztworach o $\text{pH} > 7$ większe jest stężenie jonów wodorotlenowych, więc roztwory takie mają odczyn zasadowy.

Rozpuszczenie w wodzie silnego kwasu (np. HCl) prowadzi do jego dysocjacji: $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^-$. Dla tak silnego kwasu jak HCl równowaga tej reakcji jest niemal całkowicie przesunięta w stronę „prawą” (a więc w stronę jonów H_3O^+ i Cl^-) dlatego po dodaniu do wody takiej ilości HCl, aby w jednym dm^3 uzyskanego w ten sposób roztworu znajdował się 1 mol HCl otrzymuje się stężenie jonów H_3O^+ równe 1 mol/dm^3 , co jak łatwo policzyć daje $\text{pH} = 0$.

Z drugiej strony w roztworze, w którym znajduje się 1 mol NaOH w jednym dm^3 występuje stężenie jonów OH^- równe 1 mol/dm^3 . Jony OH^- przesuwać silnie równowagę reakcji dysocjacji wody powodując, że stężenie jonów H_3O^+ spada do poziomu $10^{-14} \text{ mol/dm}^3$, a zatem do $\text{pH} = 14$. Wynika to stąd, iż stały musi pozostać iloczyn jonowy wody, czyli iloczyn stężeń jonów H_3O^+ i OH^- , równy 10^{-14} (w 25°C).

Woda dysocjuje na jony zgodnie z równaniem: $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$. Jednak tylko niewielka liczba cząsteczek wody ulega dysocjacji. Oznacza to, że zawsze w roztworze wodnym występuje pewna liczba (choć bardzo niewielka) jonów oksoniowych H_3O^+ i wodorotlenkowych OH^- .

Odczyn

Odczyn roztworu jest cechą roztworu określającą, czy w roztworze znajduje się nadmiar jonów oksonio-
wych H_3O^+ - odczyn kwaśny, czy nadmiar jonów wodorotlenkowych OH^- odpowiedzialnych za odczyn
zasadowy, czy też są one w równowadze - odczyn obojętny.

Wskaźniki

Celem określenia pH roztworu stosuje się wskaźnik pH (wskaźniki kwasowo-zasadowe; indykatory), czy-
li substancje, których barwa zmienia się na odpowiedni kolor w zależności od odczynu roztworu. Przez
odpowiednie mieszanie wskaźników pH można otrzymywać wskaźniki uniwersalne, które zależnie od pH
roztworu przybierają charakterystyczną barwę. Wskaźniki uniwersalne, które obejmują szeroki zakres pH
(około 10 jednostek pH), pozwalają jedynie zmierzyć wartości pH (z dokładnością do 0,5 jednostek pH).
Znacznie dokładniej pH roztworu można zmierzyć za pomocą przyrządu zwanego pehametrem.

Indykatorami, są to przeważnie związki organiczne, które posiadają charakter słabych kwasów lub sła-
bych zasad. Wskaźniki o charakterze słabych kwasów dysocjują na jony zgodnie z poniższym równaniem:
 $HInd + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Ind^-$, gdzie Ind^- to aniononowa reszta wskaźnika (indykatora). Natomiast wskaźniki o
charakterze słabych zasad dysocjują według równania: $IndOH \rightarrow Ind^+ + OH^-$, gdzie Ind^+ to kation wskaźnika
(indykatora). W tych przypadkach inną barwę ma postać niezdisocjowana, a inną postać zdisocjowana
wskaźnika.

Pojedyncze związki chemiczne posiadające zdolność zmiany barwy przy zmianie pH są stosowane głów-
nie przy miareczkowaniu, natomiast większość papierków wskaźnikowych jest nasączana całym zestawem
związków chemicznych, dzięki czemu zmieniają one barwę w szerokim zakresie pH, umożliwiając jej wzro-
kowe oszacowanie.

Wskaźniki zazwyczaj stosuje się w postaci roztworów (wodnych lub alkoholowych), które dodaje się do
roztworu badanego. Można również korzystać z tzw. papierków wskaźnikowych. Są to nasączone paski bi-
buły filtracyjnej, która zostaje nasycona roztworem wskaźnika, a następnie wysuszona. Następnie nanosi się
krople badanego roztworu na papierek i obserwuje się zmianę barwy.

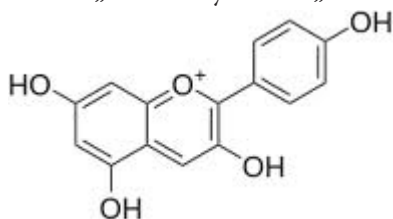
Wskaźnik	Zakres zmiany pH	Roztwór kwaśny	Roztwór zasadowy
Błękit tymolowy	1,2-2,8	Czerwone	Żółte
Oranż metylowy	3,1-4,4	Czerwone	Żółte
Czerwień metylowa	4,2-6,3	Czerwone	Żółte
Czerwień bromofenolowa	5,2-6,8	Żółte	Czerwone
Czerwień fenolowa	6,4-8,0	Żółte	Czerwone
Fenoloftaleina	8,3-10,00	Bezbarwne	Czerwone
Tymoloftaleina	9,3-10,5	Bezbarwne	Niebieskie
Zieleń bromokrezolowa	3,8-5,4	Żółte	Niebieskie
Indygo karmin	11,6-14,00	Niebieskie	Żółte
Alizaryna	11,00-12,4	Czerwone	Purpurowa
Fiolet krystaliczny	0,0-1,8	Żółte	Niebieskie
Błękit bromofenolowy	3,0-4,6	Żółte	Niebieski
Czerwień kongo	3-5,2	niebieska	czerwona
Fiolet metylowy	0,1-2,7	-----	-----
Czerwień krezolowa	0,2-1,8	żółty	czerwony
Zieleń brylantowa	0-2,6	-----	-----
p-nitrofenol	2,2-4,0	bezbarwne	żółte
Lakmus	5-8	czerwony	niebieski

Najpopularniejszym wskaźnikiem pH pochodzenia naturalnego jest lakmus. Jest to niebieski barwnik otrzymywany z porostów *Rocella* i *Lecanora* występujących na wybrzeżu Morza Śródziemnego i Atlantyku. Nazwa „lakmus” pochodzi od holenderskiego słowa *lacmoes* (od *moes* = „papka, pulpa”). Roztwór lakmusa w środowisku zasadowym barwi się na niebiesko, zaś w obecności kwasów na czerwono. Zakres zmiany barwy przypada na pH ok. 5-8.

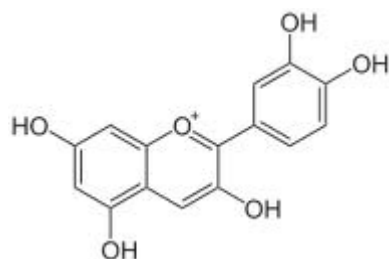
Wiele substancji dostępnych w warunkach domowych również posiada zdolność zmiany barwy ze zmianą pH np.:

- napar herbaty czarnej,
- sok z czarnej porzeczki,
- wywar z czarnej jagody (borówek),
- wywar z czerwonej kapusty,
- wywar z buraka.

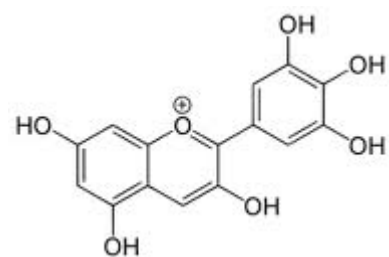
Za zmianę barw wywaru z czerwonej kapusty w zależności od pH środowiska odpowiedzialne są barwniki antocyjanowe (antocyjany). Antocyjany nadają również zabarwienie wielu jagodom (np. czarna jagoda, aronia) i kwiatom (np. pelargonium, dalia, róże, fiołki i inne). Nazwa antocyjanów wywodzi się od greckiego słowa *anthos* = „barwa” i *kyaneos* = „niebieski”. Podstawowe cztery antocyjanidyny to:



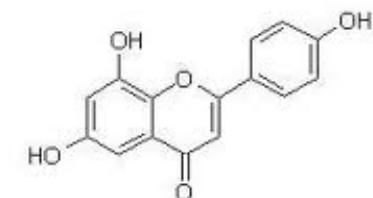
pelargonidyna,



_cyanidyna,

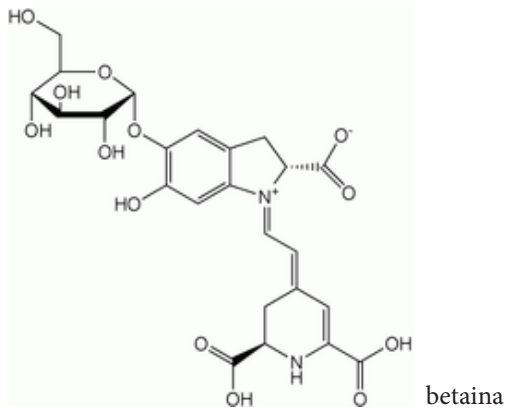


_delphinidyna

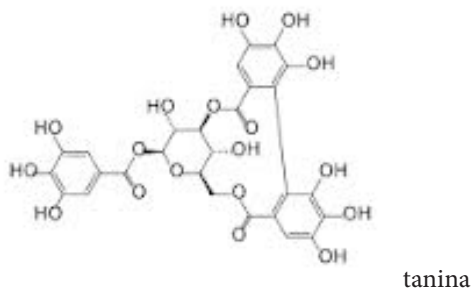


_apigenidyna.

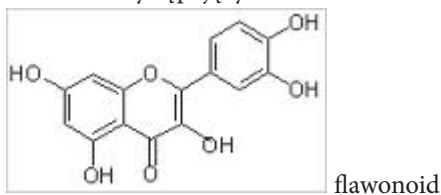
Barwniki występujące w buraku to głównie betainy.



Barwniki występujące w herbacie to taniny (E 181) – grupa organicznych związków chemicznych zbudowanych z wielu cząsteczek kwasu galusowego i D-glukozy. Występuje również w korze drzew oraz w tzw. galasach powstających na liściach, na których rozwijają się roślinożerni przedstawiciele galasówkowatych (*Cynipidae*). Związek ten jest stosowany głównie do wyprawiania skór zwierzęcych, do produkcji barwników, jako zaprawa w farbiarstwie oraz jako środek ściągający i przeciwzapalny w medycynie; jest także używana do czernienia stali.



Barwnik występujący w aronii to barwniki z rodziny antocyjanów - flawonoid



SOLE

Budowa soli

Sole to związki jonowe zbudowane z kationów metali (lub kationów grup atomów) i anionów reszty kwasowej, o wzorze ogólnym $M_n R_m$
gdzie:

n i **m** – indeksy stechiometryczne

M – kation metalu (np. K^+ , Zn^{2+} itp.) lub kationy złożone (np.: NH_4^+ , UO_2^{2+})

R – anion reszty kwasowej (np.: Br^- , S^{2-} , SO_4^{2-} , CH_3COO^-)

Kationy występujące we wzorach soli mogą być I, II, III lub IV wartościowe. Reszty kwasowe również są I, II lub III wartościowe. W związku z tym wzory OGÓLNE soli w zależności od wartościowości kationu i anionu będą przyjmować taką postać jak w tabeli.

Wzory sumaryczne soli:	M^+	M^{2+}	M^{3+}	M^{4+}
R^-	$M R$	$M R_2$	$M R_3$	$M R_4$
R^{2-}	$M_2 R$	$M R$	$M_2 R_3$	$M R_2$
R^{3-}	$M_3 R$	$M_3 R_2$	$M R$	$M_3 R_4$

Sole na ogół są substancjami stałymi o budowie krystalicznej, najczęściej bezbarwnymi, choć znane są również sole o różnych barwach, np. sole miedzi (zielone, niebieskie), sole chromu (fioletowe, żółte, zielone lub pomarańczowe), sole niklu (zielone), czy żelaza (żółte, brązowe lub zielone). Często kolor soli zależy od jej uwodnienia. Sole mają wysokie temperatury topnienia. Rozpuszczone w rozpuszczalniku lub w stanie stopionym przewodzą prąd elektryczny.

Nazewnictwo soli

Nazwa soli składa się z dwóch członów. Pierwszy określa resztę kwasową i tworzy się go od nazwy kwasu, który zawiera tę resztę. Drugi człon określa metal i w razie potrzeby jego wartościowość.

Sole kwasów tlenowych mają formant **-an**, sole kwasów beztlenowych mają formant **-ek**. Wartościowość kationu jak i niemetalu w reszcie kwasowej podaje się bez spacji po nazwie.

W tabeli podano przykłady nazw soli pochodzących od różnych kwasów i metali (w nawiasie podano wartościowość metalu w soli).

	Na	Ca	Fe ^(III)
kwas siarkowy(VI)	siarczan(VI) sodu	siarczan(VI) wapnia	siarczan(VI) żelaza(III)
kwas siarkowodorowy	siarczek sodu	siarczek wapnia	siarczek żelaza(III)
kwas metanowy (mrówkowy)	metanian sodu (mrówczan sodu)	metanian wapnia (mrówczan wapnia)	metanian żelaza(III) (mrówczan żelaza(III))

Jeżeli w kryształach soli zamiast kationu metalu znajduje jon NH_4^+ to sól przyjmie nazwę ... amonu (np. chlorek amonu).

Nazwy soli kwasów karboksylowych tworzy się tak, jak nazwy soli kwasów nieorganicznych (należy jednak zwrócić uwagę na fakt, iż powszechnie stosuje się zarówno nazwy systematyczne kwasów jak i ich nazwy zwyczajowe, dlatego też w nazewnictwie soli kwasów karboksylowych występują zarówno nazwy systematyczne jak i zwyczajowe):

sole kwasu metanowego (mrówkowego) to metaniany (mrówczany),

etanowego (octowego) - etaniany (octany),

...

palmitynowego - palmityniany itd.

Podziały soli

1. Sole można podzielić ze względu na od jakiego pochodzą kwasu na *sole organiczne* i *sole nieorganiczne* (sole nieorganiczne można podzielić na sole pochodzące od kwasów beztlenowych i kwasów tlenowych).

2. Kolejny podział soli to podział na *sole pojedyncze* (czyli zawierające tylko kationy i aniony jednego rodzaju) oraz *sole podwójne* lub *potrójne* – to sole, których kryształach znajdują się dwa lub trzy różne kationy. Nazwę i wzór soli podwójnych i potrójnych tworzy się tak, aby kationy były wymienione w kolejności alfabetycznej i łączy się je spójnikiem „i”, np. fluorek magnezu i potasu (o wzorze sumarycznym KMgF_3). Sole podwójne istnieją tylko w stanie stałym.

3. Kolejny podział to podział na tzw. *sole obojętne*, *wodorosole* i *hydroksosole*.

Sole obojętne to sole, w których nie występują ani atomy wodoru, ani jony wodorotlenkowe.

Wodorosole (dawna nazwa to sole kwaśne) to sole pochodzące od kwasów wieloprotonowych, o wzorze ogólnym $\text{M}_n(\text{HR})_m$, gdzie: HR to anion. Powstaje on z kwasów wieloprotonowych (posiadających dwa lub więcej atomów wodoru w cząsteczce), w których cząsteczkach nie wszystkie atomy wodoru zostały zastąpione kationami metalu. Nazwa wodorosoli zawiera: przedrostek „wodoro-”, przedrostek liczebnikowy oraz nazwę anionu reszty kwasowej, np. wodorowęglan sodu (NaHCO_3), diwodorofosforan(V)potasu (KH_2PO_4).

Hydroksosole (dawniej sole zasadowe) są solami podwójnymi pochodzącymi od wodorotlenków polihydroksylowych (mających więcej niż jedną grupę OH⁻). Zbudowane są z co najmniej trzech rodzajów jonów, kationu metalu, anionu hydroksylowego i anionu reszty kwasowej. Ich wzór ogólny przedstawia wzór: $\text{M}_n(\text{OH})_k\text{R}_m$, gdzie: k, m – indeksy stechiometryczne. Nazwy hydroksosoli zawierają nazwę anionu reszty kwasowej oraz przedrostek liczebnikowy wskazujący liczbę anionów OH⁻, np. chlorek wodorotlenek magnezu - $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, chlorek diwodorotlenek glinu - $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$.

4. *Sole uwodnione* (hydraty, wodziany) to sole zawierające w swojej sieci krystalicznej cząsteczki wody, tzw. wodę krystalizacyjną. Woda jest wbudowywana do sieci w ściśle określony sposób na skutek czego na jeden mol soli przypada ściśle określona liczba moli wody. Woda w kryształach hydratów może być utrzymywana poprzez wiązania wodorowe lub tylko poprzez zaokludowanie⁸⁶ wewnątrz jednostek elementarnych sieci. We wzorach sumarycznych hydratów, wodę krystalizacyjną pisze się na końcu wzoru sumarycznego po znaku kropki „·” (symbol ten wygląda jak tradycyjny znak mnożenia ale nie ma z nim nic wspólnego).

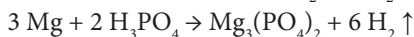
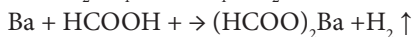
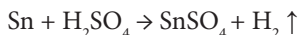
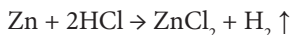
Sole uwodnione w określonej temperaturze przechodzą w formę mniej uwodnioną lub bezwodną. Bezwodna forma soli jest zwykle silnie higroskopijna i spontanicznie pobiera wodę z otoczenia. Przemianie soli metali przejściowych z formy bezwodnej w hydrat towarzyszy często zmiana barwy. Hydraty w większości dość dobrze rozpuszczają się w wodzie, jednak część hydratów nie jest dobrze rozpuszczalna w wodzie (np. gips $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Nazwy hydratów tworzy się dodając na początku nazwy słowo hydrat wraz z liczbą określającą ile moli wody przypada na jeden mol soli np. sześćohydrat siarczanu(VI) miedzi(II) - $\text{CuSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (alternatywna nazwa 6 · hydrat siarczanu(VI) miedzi(II)).

86. Okluzja jest to zjawisko fizyczne, polega na mechanicznym zamykaniu obcych jonów lub cząsteczek we wnętrzu sieci krystalicznej.

Metody otrzymywania soli

Istnieje wiele metod otrzymywania soli, żadna z tych metod nie jest na tyle ogólna by można nią otrzymać dowolną sól.

1. Najbardziej znaną metodą otrzymywania soli to reakcje kwasów z metalami, jednak aby być w pełni poprawnym należy powiedzieć, że są to reakcje **kwasów nieutleniających⁸⁷ z metalami nieszlachetnymi⁸⁸**, które przebiegają wg schematu: **metal + kwas → sól + wodór** ↑ np.:



Nieco inny przebieg mają reakcje stężonych kwasów utleniających z metalami (w tym przypadku reagują też niektóre metale szlachetne). W reakcji tej powstaje sól lecz nie wydziela się wodór tylko tlenki metali, powstaje też woda, np.:

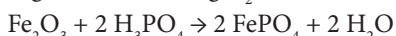
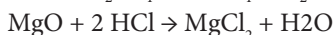
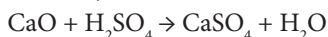


W niektórych przypadkach w reakcji stężonych kwasów utleniających z metalami zachodzi reakcja pasywacji np.:

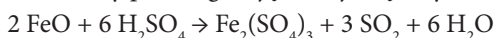


Powstający tlenek glinu jest mało reaktywny.

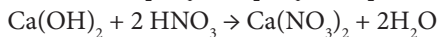
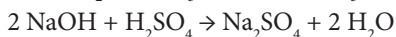
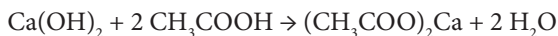
2. Reakcje **kwasów z tlenkami metali** przebiegają wg schematu: **tlenek metalu + kwas → sól + woda** np.:



Nieco inny przebieg mają reakcje stężonych kwasów utleniających z tlenkami metali np.:



3. Reakcje **kwasów z wodorotlenkami** przebiegają wg schematu: **wodorotlenek + kwas → sól + woda** np.:

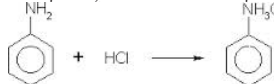


Natomiast reakcje **kwasów z zasadami** (które nie są wodorotlenkami) przebiegają wg schematu: **zasada + kwas → sól** np.:

Sole amonowe powstają w wyniku reakcji syntezy amoniaku (NH_3) i kwasów np.:



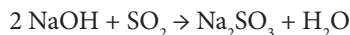
Także aminy reagują z kwasami dając odpowiednie sole np.:



87. Kwasy utleniające to ogólna nazwa kwasów, które są silnymi utleniaczami. Typowymi kwasami utleniającymi są: chlorowy(V), azotowy(V), siarkowy(VI). Zdolność do utleniania jest zupełnie inną cechą kwasów niż ich moc. Typowym przykładem silnego kwasu nie mającego własności utleniających jest kwas solny.

88. Metale szlachetne jest to zwyczajowa nazwa metali odpornych chemicznie (nieaktywnych). Określa się je także jako metale, które w szeregu napięciowym przyjmują wartości dodatnie (mają dodatni potencjał standardowy) por. szereg aktywności metali. Słabo reagują z innymi pierwiastkami - nie roztwarzają się w większości kwasów, nie wypierają wodoru z kwasów, ulegać mogą jedynie działaniu kwasów utleniających lub mieszanin kwasów z czynnikami utleniającymi.

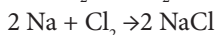
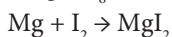
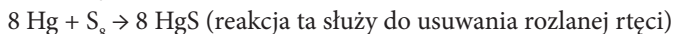
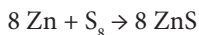
4. Reakcje **tlenków niemetali z wodorotlenkami** przebiegają wg schematu: **wodorotlenek + tlenek niemetalu** → **sól + woda** (metodą tą nie da się otrzymać soli pochodzących od kwasów beztlenowych i organicznych) np.:



5. Reakcje **tlenków niemetali z tlenkami metali** przebiegają wg schematu: **tlenek metalu + tlenek niemetalu** → **sól** (metodą tą nie da się otrzymać soli pochodzących od kwasów beztlenowych i organicznych) np.:

$\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ (ze względu na ten proces niemożliwe jest dłuższe przechowywanie tlenku wapnia w nieszczelnych naczyniach)

6. Reakcje **niemetali z metalami** przebiegają wg schematu: **metal + niemetal** → **sól** (metodą tą można otrzymać wyłącznie sole kwasów beztlenowych) np.:

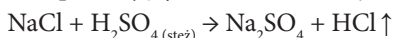


7. Reakcje **kwasów z solami** przebiegają wg schematu: **sól 1 + kwas 1** → **sól 2 + kwas 2**

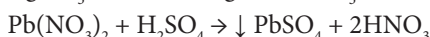
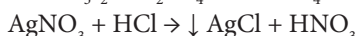
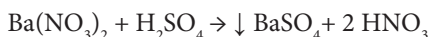
przy czym albo powstający **kwas 2** jest nietrwały lub znacznie słabszy niż **kwas 1** np.:

$\text{MgCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (powstający w tej reakcji kwas węglowy jest nietrwały i rozpada się na tlenek węgla(IV) i wodę);

albo powstający **kwas 2** *ulatnia się ze środowiska reakcji* np.:

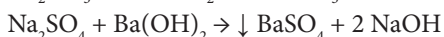
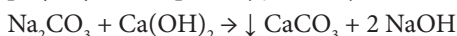


albo powstająca **sól 2** jest trudnorozpuszczalna w wodzie np.:



8. Reakcje **wodorotlenków z solami** przebiegają wg schematu: **wodorotlenek 1 + sól 1** → **wodorotlenek 2 + sól 2**

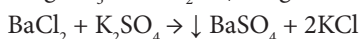
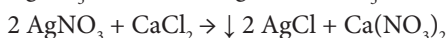
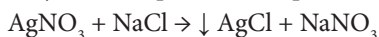
przy czym albo powstająca **sól 2** jest trudnorozpuszczalna w wodzie np.:



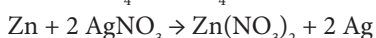
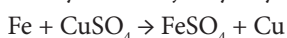
albo powstający **wodorotlenek 2** jest trudnorozpuszczalna w wodzie np.:



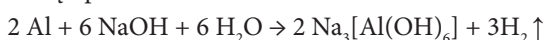
9. Reakcje **soli z solami** przebiegają wg schematu: **sól 1 + sól 2** → **sól 3 + sól 4** przy czym powstająca **sól 3** lub **sól 4** jest nierozpuszczalna np.:



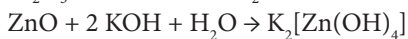
10. Reakcje **metali z solami** przebiegają wg schematu: **metal 1 + sól 1** → **sól 2 + metal 2** przy czym **metal 1**, musi być bardziej aktywny niż **metal 2** (w szeregu aktywności metali musi być po jego lewej stronie) np.:



11. Reakcje **metali z wodorotlenkami** przebiegają wg schematu: **metal + wodorotlenek** → **sól + wodór** przy czym reagują tak metale, których tlenki i wodorotlenki są amfoteryczne, a wodorotlenek musi być mocną zasadą np.:



12. Reakcje **tlenków metali z wodorotlenkami** przebiegają wg schematu: **tlenek metalu + wodorotlenek** → **sól + woda** przy czym reagują tak tlenki metali amfoterycznych, a wodorotlenek musi być mocną zasadą np.:



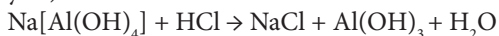
13. Reakcje **wodorotlenków z wodorotlenkami** przebiegają wg schematu: **wodorotlenek 1 + wodorotlenek 2** → **sól + woda** przy czym **wodorotlenek 1** musi mieć właściwości amfoteryczne, a **wodorotlenek 2** musi być mocną zasadą np.:



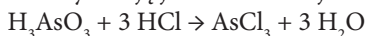
Oprócz podanych powyżej reakcji, istnieją specyficzne reakcje, które można zaliczyć do nietypowych i prawdziwe są jedynie dla dość wąskiej grupy pierwiastków np.:

Do tego typu reakcji można zaliczyć np. reakcje:

sól + kwas → **sól + wodorotlenek** (według takiego opisu zachodzą reakcje jedynie z metalami amfoterycznymi)



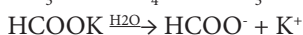
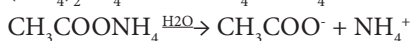
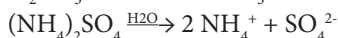
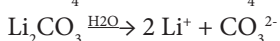
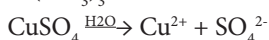
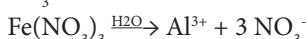
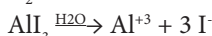
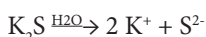
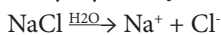
kwas + kwas → **sól + woda** (według takiego opisu zachodzą reakcje jedynie z metalami amfoterycznymi, które wykazują jednakże silniejsze właściwości kwasowe niż zasadowe) np.



Zachowanie soli w wodzie

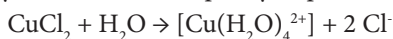
Rozpuszczalność soli jest bardzo różna (patrz tabela rozpuszczalności soli - w dziale substancje rozpuszczalne i nierozpuszczalne). Analizując tabelę rozpuszczalności, można zauważyć, że wszystkie azotany oraz sole sodowe, potasowe i amonowe są bardzo dobrze rozpuszczalne w wodzie.

Sole w czasie rozpuszczania w wodzie rozpadają się na jony – ulegają *dysocjacji jonowej (elektrolitycznej)*. W czasie takiego rozpadu z kryształu soli uwalniane są kationy, którymi są jony metali lub grupy atomów oraz aniony wywodzące się od kwasu.



Zapis H_2O nad strzałką przypomina, że proces dysocjacji elektrolitycznej zachodzi w środowisku wodnym.

Powyższe równania są zapisem uproszczonym, ponieważ w wielu przypadkach nie powstają proste jony - tylko tzw. akwakompleksy⁸⁹ np.:



Po dodaniu do czystej wody niewielkiej ilości soli otrzymamy roztwór, który zależnie od rodzaju rozpuszczonej soli może mieć odczyn obojętny, zasadowy lub kwasowy. Na przykład roztwór wodny octanu sodowego ma odczyn zasadowy, chlorku amonowego – kwaśny, a chlorku sodowego – obojętny. Przyczyną tego zjawiska są reakcje jonów powstałych w wyniku dysocjacji soli z wodą, zwane *hydrolizą soli*.

Hydrolizie ulegają tylko te sole, których jony mają zdolność przyjmowania lub oddawania protonów w środowisku wodnym. Do soli tego typu należą z reguły sole słabych kwasów i mocnych zasad, słabych zasad i mocnych kwasów oraz słabych kwasów i słabych zasad. Sole mocnych kwasów i mocnych zasad nie hydro-

89. Metale takie jak miedź czy wapń w roztworze wodnym znajdują się w postaci akwakompleksów czyli hydratów: $\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+}$ a nie w postaci wolnych jonów.

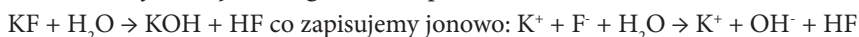
lizują, ich jony w środowisku wodnym nie przyjmują i nie oddają protonów. Można zatem powiedzieć, że hydroliza soli jest reakcją pomiędzy jonami pochodzącymi z dysocjacji soli i cząsteczkami wody. W zapisie reakcji hydrolizy, sól oraz mocny kwas i mocną zasadę zapisujemy w formie jonowej, natomiast wodę i tworzący się słaby kwas względnie zasadę, w formie cząsteczkowej. Mamy zatem 4 możliwości:

1. Sól słabej zasady i mocnego kwasu np.: CuCl_2



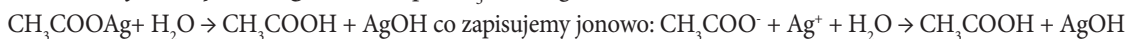
W reakcji nie biorą udziału jony chlorkowe, a tworzące się w wyniku hydrolizy jony oksoniowe nadają roztworowi soli odczyn kwaśny: $\text{Cu}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2 \text{H}_3\text{O}^+$ Taki przypadek nosi nazwę hydrolizy kationowej. pH roztworu < 7 .

2. Sól mocnej zasady i słabego kwasu np.: KF



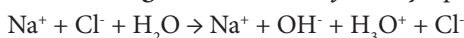
W reakcji nie biorą udziału jony potasu, a tworzące się w wyniku hydrolizy jony wodorotlenkowe nadają roztworowi soli odczyn zasadowy: $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{OH}^- + \text{HF}$ Taki przypadek nosi nazwę hydrolizy anionowej. pH roztworu > 7 .

3. Sól słabej zasady i słabego kwasu np. CH_3COOAg



Produktami takiej reakcji są słaby kwas i słaba zasada. Odczyn roztworu soli jest zbliżony do obojętnego. Hydrolizie ulega zarówno kation, jak i anion soli, stąd jej nazwa – hydroliza kationowo-anionowa.

4. Sól mocnego kwasu i mocnej zasady np.: NaCl



Po uproszczeniu po obydwu stronach równania identycznych jonów nie biorących udziału w reakcji otrzymujemy równanie autodysocjacji wody: $2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$

Brak jonów soli w tym równaniu i jednocześnie identyczna ilość jonów oksoniowych i wodorotlenkowych świadczą o tym, że reakcja hydrolizy w omawianym przypadku nie zachodzi, a roztwór jest obojętny.

Występowanie soli w przyrodzie

Ogromna różnorodność soli występuje w przyrodzie w postaci minerałów będących składnikami skał lub złóż. Sole rozpuszczalne w wodzie wchodzi w skład wód naturalnych. Niektóre sole zawarte w dużych ilościach w wodach naturalnych nadają im określony smak, a często również właściwości lecznicze. Niektóre z nich występują w dużych ilościach w przyrodzie, jak np. chlorek sodu NaCl , czyli sól kamienna, lub chlorek potasu KCl . Chlorki te występują w pokładach soli, a także rozpuszczone są w wodzie morskiej. W Polsce znajdują się bogate złoża soli kamiennej. Wydobyta sól surowa oraz solanki mogą być bezpośrednio używane przez przemysł chemiczny, albo poddawane oczyszczeniu.

W skład gleby wchodzi różne sole, ale najwięcej jest krzemianów i glinokrzemianów. Wody mineralne stosowane w leczeniu uzdrowiskowym zawierają także różne sole (m.in. NaCl , Na_2CO_3 , MgSO_4).

Zastosowanie soli

Z solami mamy do czynienia na każdym kroku. Poniższe przykłady to tylko niewielki wycinek zastosowania soli w życiu codziennym.

Sól kuchenna (NaCl) jest ważnym składnikiem pokarmowym, koniecznym zwłaszcza przy odżywianiu się pokarmami roślinnymi. Z tych właśnie względów pewne ilości nieczyszczonej soli kamiennej przeznacza się na pokarm dla bydła. Duże ilości chlorku sodu używa się do konserwowania mięsa, ryb i innych artykułów spożywczych. W kuchni używamy oprócz chlorku sodu, wodorowęglanu sodu NaHCO_3 i wodorowęglan amonu $(\text{NH}_4)\text{HCO}_3$, które są składnikami proszku do pieczenia a azotan(V) potasu KNO_3 służył do peklowania mięsa.

Inne azotany(V) np. saletra amonowa, czyli azotan(V) amonu NH_4NO_3 to doskonałe nawozy mineralne, podobnie fosforany(V), potasu i amonu.

Do odkażania ran i płukania gardła można używać rozcieńczonego roztworu o manganian(VII) potasu KMnO_4 .

Duże ilości węglańu sodu (Na_2CO_3) są zużywane do produkcji szkła, mydła, w papierniach, pralniach, fabrykach barwników.

Lapis, czyli azotan(V) srebra, o wzorze AgNO_3 stosuje się do produkcji lusterek i materiałów fotograficznych.

Do najbardziej znanych soli wykorzystywanych w życiu codziennym należą sole wyższych kwasów karboksylowych (kwasów tłuszczowych): palmitynian sodu $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COONa}$, palmitynian potasu $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOK}$, stearynian sodu $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$, stearynian potasu $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOK}$, które są składnikami mydeł. Sole sodowe tych kwasów są mydłami twardymi, takimi jakich używamy do mycia. Mydła w postaci produktów handlowych są mieszaniną tych soli z dodatkami substancji zapachowych, barwnych i środków ułatwiających formowanie.

Sól sodowa kwasu benzoowego – benzoosan sodu występuje w jagodach, a najwięcej jest go w owocach czarnej jagody. Używany jest do konserwacji przetworów spożywczych (dżemów, napojów). Jako substancje konserwujące są też używane sole potasowe i wapniowe kwasu benzoowego. Na produktach spożywczych mają one oznaczenie: benzoosan sodu E 210, benzoosan potasu E 212, benzoosan wapnia E 213.

Sól glinowa kwasu etanowego (octan glinu) wchodzi w skład płynu stosowanego do okładów stłuczonych miejsc ludzkiego ciała.

Sole sodowa i wapniowa kwasu metanowego (mrówczan sodu i wapnia) są używane do konserwacji żywności. Sól sodowa ma oznaczenie E 237, a wapniowa E 238.

Węglan wapnia

Szczególne znaczenia ma węglan wapnia (CaCO_3), który jest ważnym minerałem, szeroko rozpowszechnionym w przyrodzie, stanowiąc podstawowy składnik wielu minerałów np. kalcytu i aragonitu, a także niektórych skał (dolomitu, kredy i koralu).

Kryształy kalcytu przybierają bardzo różne postacie i są elementem wielu różnych skał – wapieni, marmurów, tworzą też nacieki jaskiniowe (stalaktyty, stalagmity i stalagnaty). Może występować jako spoiwo w piaskowcach i zlepieńcach. Tworzy wypełnienie żyłek w najrozmaitszych skałach osadowych i metamorficznych. Stosowany jest w przemyśle budowlanym – do produkcji wapna i cementu, w przemyśle chemicznym – do wytwarzania tzw. sody kaustycznej (wodorotlenku wapnia), w przemyśle metalurgicznym – jako topnik⁹⁰, w rolnictwie – jako nawóz, w przemyśle optycznym – do produkcji pryzmatów polaryzacyjnych, w przemyśle ceramicznym, szklarskim, cukrowniczym, w zdobnictwie – jako kamień dekoracyjny i ozdobny. Jest też ceniony i poszukiwany przez kolekcjonerów.

Węglan wapnia drobno zmielony, może być także wykorzystywany jako biały barwnik, w postaci farby wodnej (tzw. biel wiedeńska). Jest również chemicznym dodatkiem do żywności, oznaczonym jako E170. Używany jako utwardzacz, a także biały barwnik spożywczy. Węglan wapnia jest również stosowany w kosmetykach (np. w pudrze do twarzy), a także w wybielaczach, tabletkach z witaminami oraz w papierosach. W technologii oczyszczania wody wykorzystywany do wzrostu zasadowości oraz związania tlenu węgla (IV).

Wpływ soli na środowisko

W życiu codziennym spotykamy się z solami na każdym kroku, ale sole użyte w nieodpowiednich ilościach mogą być dla nas, jak i środowiska, bardzo szkodliwe. Jednym z zagrożeń są zasolone wody kopalniane wprowadzane do rzek, które powodują śnięcie ryb i zanikanie roślinności.

Nawozy sztuczne są niezbędne do prawidłowego rozwoju roślin, ale użyte w nadmiarze powodują zanieczyszczenie gleby i wody. Szczególnie groźne dla życia są azotany(V), które na skutek przemian chemicznych tworzą różne związki chemiczne niektóre silnie trujące. Fosforany(V) i azotany(V) wprowadzone do jezior i stawów powodują ich rozwój glonów i ich zarastanie (eutryfikacja) a w konsekwencji prowadzi to do tego, że akweny zmieniają się w torfowiska.

Poważny problem stanowi również posypywanie dróg w czasie zimy solą. Solanka działa niszcząco na glebę i rosnące w niej rośliny a także na nasze samochody i obuwie.

90. Topnik to nazwa substancji ułatwiającej lutowanie poprzez chemiczne oczyszczanie łączonych metali.

SPIS TREŚCI

WSTĘP		3
SUBSTANCJE PROSTE - METALE I NIE METALE		5
Substancje proste, pierwiastki	5	
Historia	6	
Obecnie	6	
Odróżnianie metali od niemetalu	7	
Właściwości fizyczne i chemiczne substancji	7	
Właściwości wybranych niemetalu i ich zastosowanie	8	
Właściwości fizyczne metali	13	
Aktywność metali, metale szlachetne	14	
Korozja, pasywacja metali	15	
Zastosowanie metali	15	
Stopy metali ich właściwości i zastosowanie	15	
Działanie jonów metali ciężkich na białko	19	
MIESZANINA A ZWIĄZEK CHEMICZNY		20
Stany skupienia substancji	20	
Właściwości mieszanin, a związków chemicznych	20	
Typy mieszanin	21	
Przykłady mieszanin występujących w przyrodzie	21	
Powietrze jako mieszanina	22	
Metody rozdzielania mieszanin	23	
REAKCJA CHEMICZNA A PRZEMIANA FIZYCZNA		25
Definicja pojęcia 'reakcja chemiczna'	25	
Odróżnienie reakcji chemicznych od przemian fizycznych	25	
Rozpoznawanie objawów zachodzących reakcji	25	
Typy reakcji chemicznych	26	
Katalizatory	27	
Czułość reakcji	28	
ROZPUSZCZANIE		29
Rozpuszczanie a rozpuszczalność	29	
Krzywa rozpuszczalności	29	
Substancje rozpuszczalne i nierozpuszczalne	30	
Wpływ czynników zewnętrznych na rozpuszczanie	32	
Typy roztworów	32	
Stężenia roztworów	34	
Różnica między rozpuszczaniem cukru a soli w wodzie	35	
Właściwości wody jako podstawowego rozpuszczalnika	36	
Budowa cząsteczki wody	36	
Gęstość wody w zależności od temperatury	36	
Woda wodociągowa a destylowana	37	
Obieg wody w przyrodzie	37	

TLENKI		38
Wzory strukturalne i sumaryczne tlenków	38	
Nazewnictwo tlenków	38	
Otrzymywanie tlenków	39	
Reakcje tlenków	40	
Tlenki pierwiastków a przyroda	42	
KWASY		44
Definicja	44	
Podział kwasów	44	
Wzory strukturalne kwasów nieorganicznych	45	
Otrzymywanie kwasów tlenowych	45	
Kwasy organiczne	46	
Dysocjacja kwasów	46	
Reakcje kwasów	47	
Kwasy występujące w przyrodzie	48	
Zastosowanie wybranych kwasów	48	
Wpływ kwasów na środowisko	49	
ZASADY A WODOROTLENKI		50
Definicja	50	
Wodorotlenki	50	
Dysocjacja wodorotlenków	50	
Otrzymywanie wodorotlenków	50	
Reakcje wodorotlenków	50	
Właściwości i zastosowanie wodorotlenków	51	
WSKAŹNIKI KWASOWO - ZASADOWE		52
pH	52	
Odczyn	53	
Wskaźniki	53	
SOLE		55
Budowa soli	56	
Nazewnictwo soli	56	
Podziały soli	57	
Metody otrzymywania soli	58	
Zachowanie soli w wodzie	61	
Występowanie soli w przyrodzie	61	
Zastosowanie soli	61	
Wpływ soli na środowisko	62	

Rysunki pochodzą z wikipediii

