

Jan Rajmund Paśko

C H E M I A

Podręcznik do gimnazjum

SPIS TREŚCI

Zamiast wstępu

1. Poznajemy tajemnice mikroświata

1.1. Co to jest chemia?

1.2. Z czego zbudowany jest otaczający nas świat?

1.3. Jak zbudowany jest atom?

1.4. Co zachodzi w jądrze atomu?

1.5. Znaczenie promieniotwórczości i zagrożenie z jej strony

1.6. Reakcja chemiczna

1.7 Łączenie się atomów

1.8. Wiązanie jonowe

1.9. Wartościowość

1.10. Objawy po których możemy wnioskować o zajściu reakcji chemicznej

1.11. Co to jest mol substancji chemicznej i co to jest masa molowa

1.12. Prawo zachowania masy i prawo stałości składu.

2. W jakiej postaci występują w przyrodzie substancje chemiczne?

2.1. Metale i niemetale

2.2. Mieszanina a związek chemiczny

2.3. Pierwiastki w organizmach żywych

2.4. Węgiel i siarka

2.5. Pierwiastek węgiel a węgiel kopalny

3. Gazy

3.1. Powietrze i tlen

3.2. Azot i wodór

3.3. Argon i chlor

3.4. Amoniak i siarkowodór

3.5. Tlenek węgla(IV) i chlorowodór

3.6. Skażenie powietrza

3.7. Gazowe połączenia węgla z wodorem

4. Połączenia węgla i wodoru

4.1. Węglowodory nasycone

- 4.2. Ropa naftowa
- 4.3. Spalanie węglowodorów
- 4.4. Zanieczyszczenie atmosfery spalinami samochodowymi
- 4.5. Węglowodory nienasycone
- 4 6. Inne węglowodory
- 4.7. Tworzywa sztuczne
- 5. Właściwości wody i jej roztworów
 - 5.1. Woda
 - 5.2. Jak rozpuszcza się w wodzie cukier, a jak sól kuchenna?
 - 5.3. Rozpuszczanie
 - 5.4. Rozpuszczanie a rozpuszczalność
 - 5.5. Rodzaje roztworów
 - 5.6. 11. Stężenie procentowe roztworów wodnych
 - 5.7. Rola wody w przyrodzie
 - 5.8. Zanieczyszczenie wód
- 6. O tlenkach
 - 6.1. Tlenki
 - 6.2. Tlenki metali
 - 6.3. Tlenki niemetalu
 - 6.4. Tlenki pierwiastków a przyroda
 - 6.5. Korozja
 - 6.6. Reakcje tlenków metali z węglem i wodorem
 - 6.7. Hutnictwo
- 7. O kwasach
 - 7.1. Kwasy
 - 7.2. Popularne kwasy nieorganiczne
 - 7.3. Kwasy organiczne
 - 7.4. Właściwości kwasów
 - 7.5. Kwasy występujące w przyrodzie
 - 7.6. Zastosowanie kwasów
 - 7.7. Czy kwasy są niebezpieczne?
- 8. Czy wszystkie związki chemiczne zawierające grupę OH mają takie same właściwości?
 - 8.1. Zasady

8.2. Wodorotlenki

8.3. Właściwości i zastosowanie wodorotlenków

8.4. Alkohole

8.5. Właściwości i zastosowanie alkoholi

8.6. Porównanie właściwości związków chemicznych zawierających w swym składzie grupę OH

9. O solach

9.1. Reakcje kwasów z wodorotlenkami

9.2. Nazwy soli. Dysocjacja soli

9.3. Sole amonowe

9.4. Sole łatwo i trudno rozpuszczalne w wodzie

9.5. Sole krystaliczne i bezwodne

9.6. Sole kwasów organicznych

9.7. Właściwości i zastosowanie azotanów(V) oraz fosforanów(V)

9.8. Właściwości i zastosowanie chlorków i siarczanów(VI)

9.10. Właściwości i zastosowanie węglanów

9.11. Wpływ kwasów na wyroby wykonane z wapienia

9.12. Sposoby otrzymywania soli

9.13. Sole a środowisko naturalne

10. Związki organiczne w naszym otoczeniu

10.1. Estry

10.2. Estry wywodzące się od gliceryny

10.3. Inne estry występujące w przyrodzie. Zastosowanie estrów

10.4. Węglowodany czyli cukry. Glukoza i fruktoza

10.5. Sacharoza

10.6. Wielocukry

10.7. Zastosowanie skrobi

10.8. Przerób celulozy

10.9. Aminy

10.10. Aminokwasy

10.11. Białka

10.12. Roztwory koloidalne

10.13. Lekomania i narkomania

10.14. Wykorzystanie mikroorganizmów do produkcji związków chemicznych

Zamiast wstępu

Nie tak istotny jest rodzaj substancji chemicznej jak jej ilość oddziałująca na żywy organizm. Ta sama substancja w małych ilościach może być nieodczuwalna dla prawidłowego funkcjonowania organizmu żywego, Natomiast w większych ilościach może być dla niego wprost zabójcza

1. Poznajemy tajemnice mikroświata

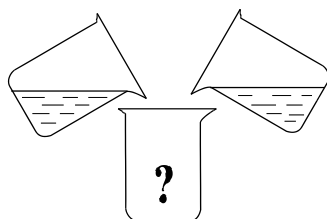
1.1. Co to jest chemia?

Zaczynacie naukę nowego przedmiotu, który nazywa się chemia. Zapewne interesuje Was: czym zajmuje się chemia i po co będziecie się jej uczyć? Chemii uczymy się po to aby poznać procesy zachodzące w otaczającym nas świecie, poznać substancje, z którymi się spotykamy, nauczyć się takiego postępowania, aby nie wyrządzić szkody sobie i innym oraz otaczającemu nas środowisku. "Chemia" to nie tylko substancje wytworzone przez człowieka oraz procesy przeprowadzane przez niego w probówkach lub fabrykach. "Chemia" to również substancje występujące w przyrodzie i procesy zachodzące w przyrodzie.

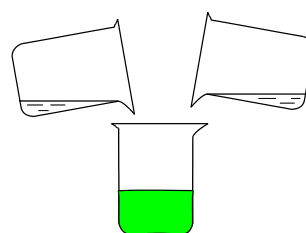
Przyroda jest niszczona nie tylko przez substancje wytwarzane przez człowieka, ale również przez niewłaściwą gospodarkę produktami przyrody.

Współczesna chemia opiera się na osiągnięciach matematyki i informatyki, a swym zasięgiem zajął się z obszarem badań zarówno fizyki, jak i biologii.

Czy chemików zawsze interesowało to samo? Dawniej chemików interesowało to, co się stanie kiedy zmieszamy ze sobą dwie substancje. Dziś interesuje nas odpowiedź na pytanie dlaczego po zmieszaniu tych substancji tak się dzieje?



Rys. 1. Dawniej: Co się stanie?



Rys. 2. Dzisiaj: Dlaczego tak się stało?

Wiedząc dlaczego jakiś proces chemiczny zachodzi możemy w podobnych sytuacjach przewidzieć jego przebieg, a to bardzo często może uchronić nas i nasze środowisko przed dużymi stratami.

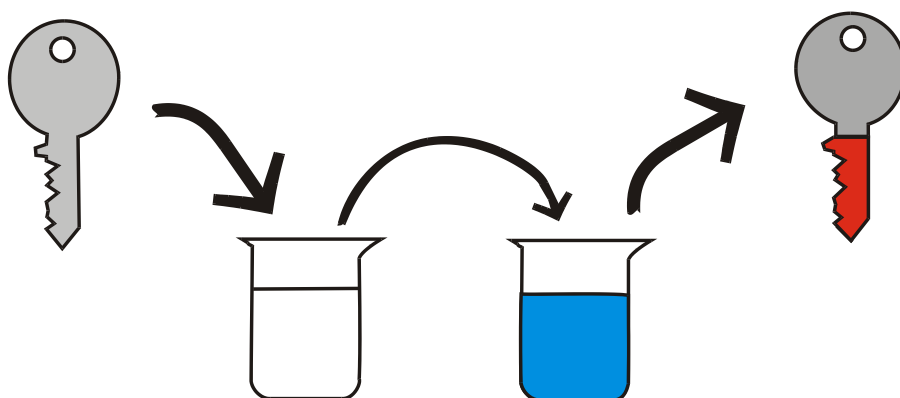
Wykonując jakiegokolwiek doświadczenia chemiczne musimy pamiętać, że każda substancja może być szkodliwa dla organizmu. Jedne substancje są szkodliwe lub trujące już w małej ilości, inne w większej. Dlatego zawsze należy obchodzić się bardzo ostrożnie ze wszystkimi substancjami tak, aby nie dostały się one do naszego organizmu oraz nie zanieczyszczały środowiska.

Aby nie narazić na niebezpieczeństwo siebie oraz koleżanek i kolegów, wykonując doświadczenia chemiczne pamiętaj:

- Nie wykonuj niczego bez zezwolenia nauczyciela.
- Dokładnie wykonuj polecenia nauczyciela.
- Niczego nie próbuj przy pomocy smaku, nie wylewaj substancji na ręce i przedmioty.
- Ogrzewając substancje pamiętaj, aby wylot probówki był zawsze skierowany w tę stronę, gdzie nie ma ludzi.
- W czasie wykonywania doświadczeń nic nie jedz, ani nic nie pij.
- Po zakończeniu doświadczeń umyj dokładnie ręce mydłem.

A teraz wykonajcie swoje pierwsze doświadczenie:

Doświadczenie 1: Żelazny klucz włóżcie na kilkanaście sekund do 5% roztworu kwasu siarkowego(VI), a następnie do 5% roztworu siarczanu(VI) miedzi(II).

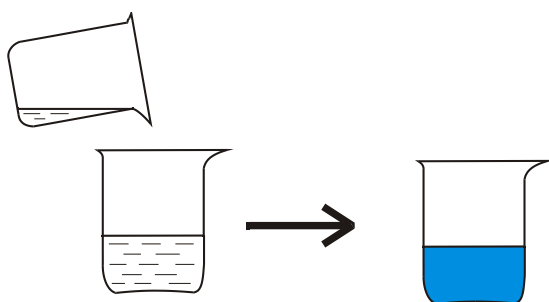


Rys.3. Schemat doświadczenia nr 1

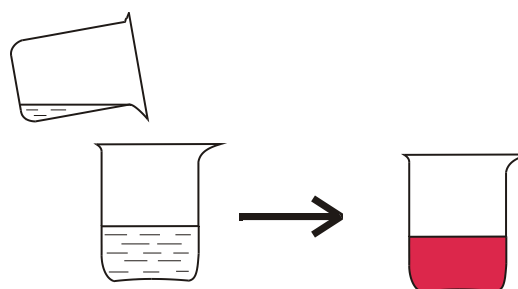
Zaobserwujcie wynik doświadczenia

Jeżeli w tym doświadczeniu użyjecie klucza wykonanego z mosiądzu (o złotej barwie), nie uzyskacie tego efektu. Dlaczego powierzchnia klucza żelaznego zmieniła swoją barwę, a mosiężnego nie zmieni swojej barwy dowiecie się w czasie dalszej nauki chemii.

Doświadczenie 2: Do doświadczenia użyjcie 5% roztworów tiocyjanianu amonu, chlorku żelaza(III) i sześciocyjanożelazianu(II) potasu. Do zlewki zawierającej roztwór sześciocyjanożelazianu(II) potasu dodajcie roztwór chlorku żelaza(III) (rys.4) natomiast do zlewki zawierającej roztwór tiocyjanianu amonu dodajcie również roztwór chlorku żelaza(III) (rys. 5).



Rys. 4.



Rys. 5.

Dlaczego otrzymaliście taki efekt dowiecie się również w czasie dalszej nauki chemii. Na lekcjach chemii dowiemy się również dlaczego ocet jest kwaśny, dlaczego pod wpływem roztworu jedne substancje zmieniają barwę, a inne nie.

1.2. Z czego zbudowany jest otaczający nas świat

Wszystko z czym spotykamy się na Ziemi jest zbudowane z około 90 substancji prostych. Wszystkie inne substancje występujące na Ziemi, a jest ich bardzo wiele (tak wiele, że nie ma człowieka, który potrafiłby je wszystkie wymienić), zbudowane są właśnie z tych substancji prostych. W Waszym otoczeniu znajdują się zarówno substancje złożone, jak i substancje proste. Do substancji prostych zaliczamy między innymi: miedź, srebro, złoto, tlen. Te substancje proste chemicy nazwali pierwiastkami. W skład organizmów żywych, czyli roślin i zwierząt, wchodzi głównie pierwiastki: węgiel, wodór, tlen, azot, siarka.

Oglądajcie jak wyglądają pierwiastki. Niektóre oglądacie w zatopionych szklanych fiolkach, gdyż są to gazy, inne są ciałami stałymi a nieliczne ciekłymi.

Pierwiastkom chemicznym nadano symbole, które wywodzą się od ich nazw łacińskich. Tlen oznaczamy symbolem O, gdyż jego nazwa łacińska brzmi Oxygenium. Po łacinie miedź nazywa się Cuprum (czytaj: kuprum), stąd jej symbol Cu, wodór - hydrogenium - H, węgiel - carboneum - C, azot - nitrogenium - N, siarka - sulphur - S.

Chociaż nazwa danego pierwiastka jest inna w różnych językach np.: po polsku tlen, po niemiecku Sauerstoff, po angielsku oxygen, a po rosyjsku кислород (czytaj: kisłorod), to w każdym języku będzie miał on symbol chemiczny O. Symbol chemiczny pierwiastka jest więc symbolem międzynarodowym. Możemy nie znać języka japońskiego, ale gdy napiszemy symbol pierwiastka, to Japończyk będzie wiedział o jakim pierwiastku chcemy mu powiedzieć.

Zapamiętaj: Symbol pierwiastka jest to umowny międzynarodowy skrót jego nazwy. Składa się on z jednej lub dwóch liter. Pierwsza litera jest zawsze duża i jest literą od której zaczyna się łacińska nazwa pierwiastka. Jeżeli symbol składa się z dwu liter, to następna jest zawsze mała.

Symbole wszystkich pierwiastków chemicznych zostały umieszczone w tabeli zwanej układem okresowym pierwiastków chemicznych. Rosyjski uczony Dimitrij Mendelejew w roku 1869 po raz pierwszy ułożył symbole pierwiastków chemicznych w układ okresowy. Układ okresowy Mendelejewa różni się wyglądem od obecnego układu okresowego. W układzie Mendelejewa nie były umieszczone wszystkie obecnie znane pierwiastki, odkrycie kilku z nich autor układu przewidział, zostawiając dla nich wolne miejsca oraz podając nawet, jakie powinny mieć właściwości. Gdy chemik francuski Paul E. Lecoq de Boisbaudran ogłosił odkrycie metalu o nazwie gal, otrzymał list od Mendelejewa, w którym uczony zwracał mu uwagę iż gęstość metalu została wyznaczona błędnie. Chemik francuski był początkowo oburzony, że ktoś, kto na oczy nie widział nowo odkrytego przez niego metalu, śmie go pouczać, jaka powinna być jego gęstość. Jednak po powtórzeniu pomiarów okazało się, że Mendelejew miał rację, że gęstość galu wynosi tyle ile przewidział uczony rosyjski.

Obecnie korzystamy z tzw. długiego układu okresowego, nazywanego również układem Wernera.

Zapamiętaj: Układ okresowy pierwiastków jest to tabela, w której umieszczono według pewnych zasad symbole wszystkich pierwiastków chemicznych.

Polka Maria Skłodowska-Curie (żyła w latach 1867 - 1934) uzupełniła układ okresowy odkrywając dwa nowe pierwiastki: rad i polon. Za odkrycie tych dwóch pierwiastków, oraz za cenne osiągnięcia naukowe otrzymała dwukrotnie nagrodę Nobla, pierwszy raz w dziedzinie fizyki w 1903 roku, a w 1911 roku w dziedzinie chemii. Była pierwszą kobietą, która otrzymała nagrodę Nobla w dziedzinie chemii, a za całkowity fenomen należy uznać przyznanie jej tej nagrody dwukrotnie. Maria Skłodowska pomimo, że odkryć swych dokonała za granicą i tam też pracowała, nigdy nie zapomniała o swojej ojczyźnie. Pierwszy odkryty pierwiastek nazwała na jej cześć polonem. Pieniądze uzyskane z nagród przeznaczyła na budowę sanatorium i Instytutu Radowego w Polsce



Rys. 6. Maria Skłodowska Curie

Układ okresowy jest tabelą, w której możemy wyróżnić poziome: rzędy i pionowe: kolumny.

Zapamiętaj: Okres to rząd w układzie okresowym.

Zapamiętaj: Grupa to kolumna w układzie okresowym.

1.3. Jak zbudowany jest atom

Otoczający nas świat zbudowany jest z "mikroskopijnych" elementów zwanych atomami, które porównuje się do bardzo małych kulek. Atomy są tak małe, że nie można ich zobaczyć nawet przy pomocy najsilniejszych mikroskopów optycznych. Aby wyobrazić sobie jak mały jest atom, wystarczy powiedzieć, że w jednym mm^3 miedzi, czyli sześcianiku którego boki mają wymiary 1 mm, znajdują się 84 tryliony atomów. Na każdym boku takiego sześcianiku znajduje się około 4 379 000 atomów.

Zapamiętaj: Atom jest to najmniejsza ilość pierwiastka zachowująca jeszcze jego właściwości chemiczne.

Dawniej atom uważany był za jednolitą całość. Pomimo, że jest on tak mały nie jest jednolity. W centralnym punkcie atomu znajduje się jego jądro.

Zapamiętaj: Jądro atomu jest to centralna część atomu.

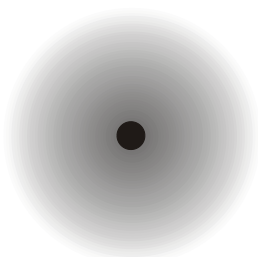
W jądrze usytuowane są cząstki elementarne zwane protonami i neutronami.

Proton jest to cząstka elementarna obdarzona ładunkiem elektrycznym określanym jako "+1".

Neutron jest to cząstka elementarna o masie prawie takiej samej jak proton, ale nie posiadająca ładunku elektrycznego.

Jądro atomu otoczone jest chmurą elektronową. Chmurę tę może tworzyć jeden elektron lub wiele elektronów.

Elektron jest to cząstka elementarna obdarzona ładunkiem elektrycznym określanym jako "-1".



Rys. 7. Model atomu wodoru

Ładunki elektryczne, które posiadają protony i elektrony są odpowiedzialne za istnienie prądu elektrycznego np. w instalacji elektrycznej, w akumulatorze, czy w bateryjce w której, jak pamiętacie, końcówki oznaczone są znakami "+" i "-".

Dowiedzieliście się już, że cała materia zbudowana jest z atomów. A teraz nasuwa się pytanie: Czy wszystkie atomy są jednakowe? Czy może różnią się między sobą? Jeżeli się różnią, to na czym ta różnica polega? Atomy mogą mieć w jądrze różną liczbę protonów i różną liczbę neutronów. Stwierdzono, że wszystkie atomy które posiadają taką samą liczbę protonów w jądrze, wykazują takie same właściwości.

Pierwiastek jest to zbiór atomów, z których każdy posiada taką samą liczbę protonów w jądrze.

Zapewne zainteresuje Was, skąd możemy dowiedzieć się, ile protonów w jądrze ma atom danego pierwiastka. Aby się tego dowiedzieć, wystarczy spojrzeć na układ okresowy pierwiastków. Widzimy, że każdy pierwiastek ma swój kolejny numer i właśnie ten numer oznacza liczbę protonów znajdujących się w jądrze atomu danego pierwiastka.

Zapamiętaj: Liczba porządkowa pierwiastka w układzie okresowym mówi nam o liczbie protonów znajdujących się w jądrze atomu tego pierwiastka.

Z układu okresowego możemy odczytać, że w jądrze każdego atomu tlenu znajduje się 8 protonów. Popatrz sam na układ okresowy i odczytaj ile protonów w jądrze mają atomy różnych pierwiastków, tych które już poznałeś oraz tych, które znasz tylko nazwy.

W każdym atomie, który nie jest złączony z innym atomem, wokół jądra znajduje się tyle elektronów, ile w jądrze znajduje się protonów.

Atom jest bardzo małym elementem, nie możemy określić ani jego barwy, ani jego temperatury. To co obserwujemy, to są zbiory liczące tryliony, tryliardy takich samych atomów. W przypadku, gdy pierwiastek jest ciałem stałym, to atomy są poukładane obok siebie wykonując drgania wokół własnego środka. W przypadku gazu lub cieczy elementy te znajdują się w ciągłym ruchu.

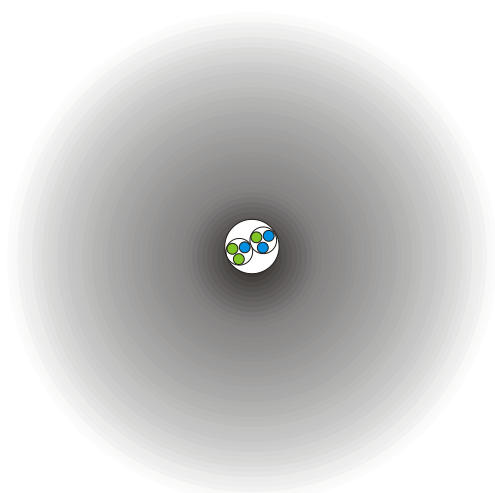
1.4. Co zachodzi w jądrze atomu?

Izotopy są to atomy tego samego pierwiastka, różniące się liczbą neutronów w jądrze.

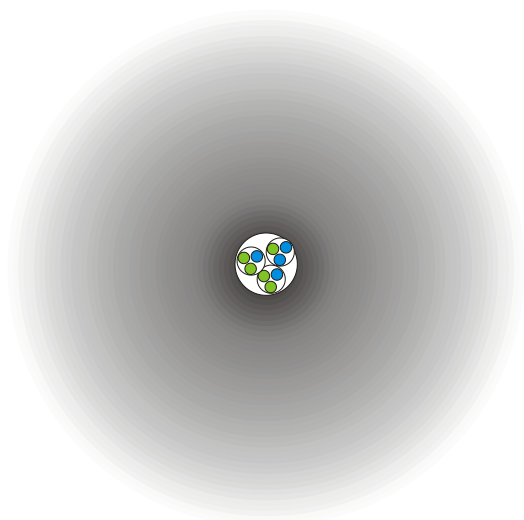
O przynależności atomu do danego pierwiastka decyduje liczba protonów znajdujących się w jego jądrze. W jądrze oprócz protonów występują neutrony. W atomach należących do danego pierwiastka znajduje zawsze się taka sama liczba protonów, natomiast liczba neutronów może być różna. W jądrach atomów najlżejszego pierwiastka znajduje się tylko jeden proton. Znane są jądra atomów tego pierwiastka w skład których oprócz jednego protonu wchodzi jeden lub dwa neutrony. Atomy w jądrze których znajduje się taka sama liczba protonów a różna liczba neutronów nazywamy izotopami.

Neutrony pełnią bardzo ważną rolę w jądrach atomów. Dzięki nim jądra atomów są trwałe mimo że znajduje się w nich wiele protonów. (Cząstki o takich samych ładunkach elektrycznych odpychają się).

Badania ostatnich lat potwierdziły hipotezę, że protony i neutrony zbudowane są z mniejszych cząstek zwanych kwarkami. Każdy proton i neutron składa się z trzech kwarków, z tym że w skład protonu wchodzi dwa kwarki zwane górnymi i jeden kwark określany jako dolny, natomiast neutron składa się z dwóch kwarków dolnych i jednego górnego.



Rys. 8. Model izotopu wodoru zawierającego w jądrze jeden proton i jeden neutron, uwzględniający występowanie kwarków w protonach i neutronach



Rys. 9. Model izotopu wodoru zawierającego w jądrze jeden proton i dwa neutrony, uwzględniający występowanie kwarków w protonach i neutronach

Wewnątrz jądra atomu zachodzą ciągle przemiany protonów w neutrony i neutronów w protony.

Jądra nie wszystkich atomów są jednakowo trwałe. Niektóre emitują z siebie cząstki zwane α którymi są jądra atomów helu. Jądro atomu helu składa się z dwóch protonów i dwóch neutronów. Promieniowanie to ma jednak krótki zasięg.

Zapamiętaj: Promieniowania α to takie promieniowanie w czasie którego z jądra atomu emitowane są jądra atomów helu.

Z jąder niektórych atomów mogą być też emitowane elektrony, mówi się wówczas o promieniowaniu β . Promieniowanie tego rodzaju ma już większy zasięg.

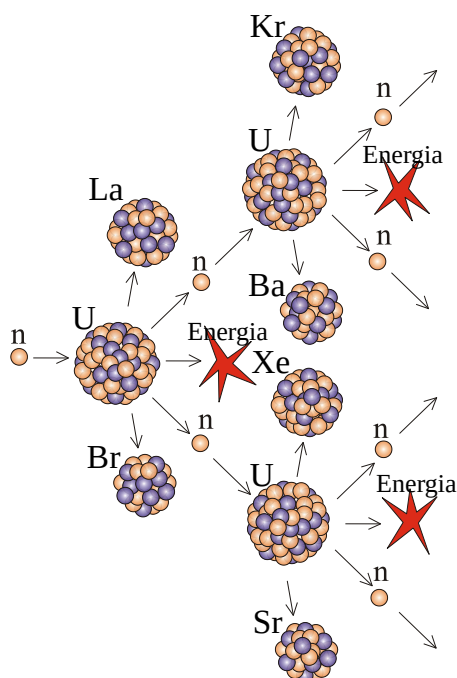
Zapamiętaj: Promieniowania β to takie promieniowanie w czasie którego z jądra atomu emitowane są elektrony.

W wyniku emisji α lub β pozostaje w jądrze atomu nadmiar energii, który jest emitowany w postaci promieniowania określanego jako γ . Promieniowanie to jest tego samego rodzaju co promieniowanie świetlne, fale radiowe i promienie Roentgena i nazywa się promieniowaniem elektromagnetycznym. Promieniowanie tego rodzaju ma bardzo duży zasięg.

Zapamiętaj: Promieniowania γ to takie promieniowanie w czasie którego z jądra atomu emitowana jest energia w postaci promieniowania elektromagnetycznego.

Stwierdzono, że jeżeli w jądra niektórych pierwiastków wstrzeli się proton, to powstanie jądro w stanie wzbudzonym. Takie jądro jest nietrwałe i ulega rozpadowi na mniejsze oraz emituje bardzo dużą ilość energii i dwa lub trzy neutrony. Te neutrony wstrzelują się w jądra następnych atomów powodując ich rozbitcie. Proces ten nosi nazwę rozszczepiania jąder atomów neutronami.

W praktyce stosuje się obecnie rozszczepianie jąder atomów uranu izotopu 235. W jądrze tego izotopu znajdują się 92 protony i 143 neutrony. Po rozczepieniu jądra tego izotopu może powstać izotop rubidu w jądrze którego znajduje się 37 protonów i 53 neutrony oraz izotop cezu w jądrze którego znajduje się 55 protonów oraz 89 neutronów. Równocześnie uwolnią się dwa neutrony i duża ilość energii. Powstałe izotopy mogą ulegać dalszym przemianom jądrowym emitując promieniowanie α , β , γ . W wyniku rozpadu jądra uranu mogą powstać pary izotopów różnych pierwiastków.



Rys. 10. Przykładowy schemat rozpadu promieniotwórczego izotopu uranu 235

Tą reakcję jądrową wykorzystano w 1945 r. w bombach atomowych zrzuconych przez USA na Hiroszimę i Nagasaki. Dopiero w 11 lat później w 1956 r. w Wielkiej Brytanii uruchomiono pierwszą elektrownię atomową.

1.5. Znaczenie promieniotwórczości oraz jej negatywny wpływ na środowisko

Stwierdzono występowanie w przyrodzie ponad 300 izotopów różnych pierwiastków. Równocześnie otrzymano w wyniku przemian jądrowych około 1500 izotopów. Jedne z nich są bardzo trwałe, natomiast inne ulegają natychmiastowemu rozpadowi. O trwałości izotopów mówi „okresu półtrwania”.

Zapamiętaj: Okres półtrwania izotopu jest to czas w którym dwukrotnie zmniejsza się masa danego izotopu.

Zjawisko promieniotwórczości oraz rozpadu jąder atomowych znalazło liczne zastosowania. Wykorzystane w celach wojskowych przyniosło zgubę i olbrzymie ciągnące się latami cierpienia ogromnej ilości ludzi. Zjawisko promieniotwórczości wykorzystuje się w wielu dziedzinach. W medycynie służy do leczenia nowotworów. W badaniach nad żywymi organizmami pozwala śledzić drogę pierwiastka w organizmie oraz przemiany jakim ulegają substancje wprowadzone do danego organizmu. Substancje promieniotwórcze służą do ustalania grubości wstęgi papieru w czasie jego produkcji, używane są w czujnikach przeciwpożarowych, w urządzeniach do wykrywania wad w różnych produktach. Znalazły

nawet zastosowanie w otrzymywaniu zmutowanych roślin. Pierwsze lata wykorzystywania reakcji rozszczepiania jąder atomów uranu napawały ludzkość olbrzymim optymizmem. Tak jak w czasie burzliwego rozwoju przemysłu długo nie widziano jego negatywnych skutków ubocznych, tak w rozwoju energetyki jądrowej nie widziano potencjalnych zagrożeń płynących z jej strony. Dopiero awaria reaktora w Czarnobylu unaoczniała jakie konsekwencje może ponieść ludzkość w przypadku takiej awarii. Wprawdzie w Czarnobylu nie zawiodły urządzenia, ale wystarczyła błędna decyzja człowieka, a by doszło do tak olbrzymiej katastrofy. Przy okazji awarii w Czarnobylu społeczeństwu uświadomiono jeszcze jeden aspekt energetyki jądrowej, którym są odpady promieniotwórcze. Ich przechowywanie stanowi obecnie najważniejszy problem energetyki jądrowej. Jednak prawidłowo eksploatowane elektrownie jądrowe są mniejszym zagrożeniem dla środowiska niż tradycyjne elektrownie „węglowe”. W elektrowniach węglowych oprócz gazowych produktów spalin zawierających między innymi szkodliwy tlenek siarki(IV) pozostaje popiół w którym nagromadzone są substancje promieniotwórcze.

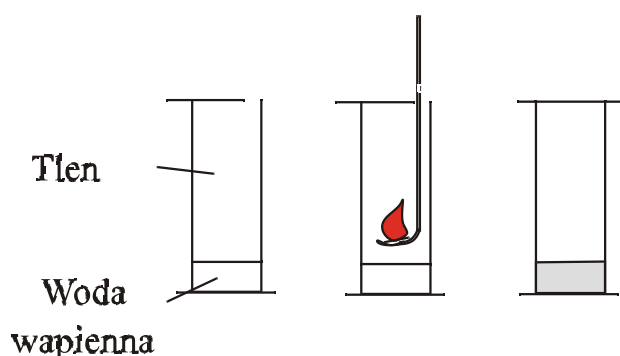
Człowiek od najdawniejszych czasów poddawany był działaniu promieniowania naturalnego pochodzącego z występujących w przyrodzie mniej trwałych izotopów. Dlatego nie jest problemem samo promieniowanie ale jego natężenie, które w miarę wzrostu staje się dla organizmów żywych szkodliwe, a przy zbyt wielkim natężeniu nawet śmiertelne. Substancji promieniotwórczych nie należy się bać, należy się tylko z nimi obchodzić w prawidłowy sposób.

1.6. Reakcja chemiczna

Doświadczenie 3: Do naczynia z tlenem nalejcie około 2 cm³ wody wapiennej. Zakryjcie naczynie płytką szklaną i wytrząsajcie jego zawartość. Następnie do tego naczynia wprowadźcie na łyżeczce do spalań mały kawałeczek rozżarzonego węgla. Górę naczynia powtórnie zakryjcie płytką szklaną. Gdy węgiel skończy się palić, wyjmijcie łyżeczkę do spalań, a naczynie szczelnie zakryjcie, po czym wytrząśnijcie jego zawartość.

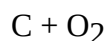
Obejrzyjcie pozostałość na łyżeczce oraz wygląd cieczy w naczyniu. Co zaobserwowaliście? Na łyżeczce ilość węgla wyraźnie się zmniejszyła, natomiast rozwór w naczyniu stał się mętny.

Zastanówcie się, co zaszło w cylindrze. Czy jest w nim dalej tlen? Gdyby w cylindrze był nadal tlen, to wprowadzony do naczynia na łyżeczce rozżarzony węgiel zapaliłby się płomieniem. Z naczynia zniknął tlen i węgiel ubyło na łyżeczce. Co w takim razie znajduje się teraz w naczyniu, dlaczego zmętniała woda wapienna?



Rys. 11. Kolejne fazy wykonywanego ćwiczenia nr 3

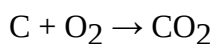
Zniknął tlen i część węgla natomiast powstała jakaś substancja, która spowodowała zmętnienie wody wapiennej. Ponieważ w przyrodzie nic nie może zniknąć bezpowrotnie i nie może się z niczego pojawić, należy wyciągnąć wniosek: Tlen połączył się z węglem tworząc substancję, która powoduje zmętnienie wody wapiennej. Zapiszmy przy pomocy symboli chemicznych przebieg tego procesu:



Zapamiętaj: Zapis O_2 oznacza połączone ze sobą dwa atomy tlenu.

(Tlen znajdujący się w otaczającej nas atmosferze nie występuje w postaci pojedynczych atomów, a w postaci połączonych ze sobą dwóch atomów)

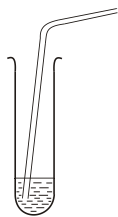
Jeżeli węgiel połączy się z tlenem, to powstanie nowa substancja
co zapiszemy:



**Reakcja chemiczna jest to przemiana, w której znikają
jedne substancje, a pojawiają się nowe.**

Powstała substancja nazywa się tlenek węgla(IV). Możemy powiedzieć: w naczyniu zaszła przemiana, w której zniknął tlen i węgiel, a pojawiła się w ich miejsce nowa substancja: tlenek węgla(IV). Taką przemianę nazywamy reakcją chemiczną.

Doświadczenie 4: Do probówki nalejcie trochę wody wapiennej i przez rurkę (słomkę) do picia napojów wdmuchujcie powietrze z płuc.



Rys. 12. Sposób przeprowadzenia ćwiczenia nr 4

Z przeprowadzonego doświadczenia wynika, że z płuc wydychamy tlenek węgla(IV), ponieważ nastąpiło zmętnienie wody wapiennej. Skąd wziął się w naszych płucach tlenek węgla(IV)? Pamiętamy, że potocznie mówi się często o spalaniu zachodzącym w naszym organizmie. W czasie oddychania wdychamy z powietrzem tlen, który łączy się z atomami węgla, będących jednym z budulców naszego organizmu. W wyniku tego połączenia tworzy się między innymi tlenek węgla(IV), który wydaliśmy z organizmu w czasie wydychania powietrza z płuc.

Jak widzicie, w naszym organizmie też zachodzą reakcje chemiczne. Zresztą w otaczającym nas świecie zachodzi bez przerwy olbrzymia ilość reakcji chemicznych. Śmiało można powiedzieć, że bez reakcji chemicznych nie istniałoby życie na Ziemi.

Reakcje chemiczne zachodzą w czasie: kwaszenia ogórków, kwaśnienia mleka, powstawania prądu w baterijce do latarki lub w akumulatorze. Zachodzą one również w czasie dojrzewania owoców, a nawet w czasie gotowania wody wodociągowej lub studziennej.

1.7. Łączenie się atomów

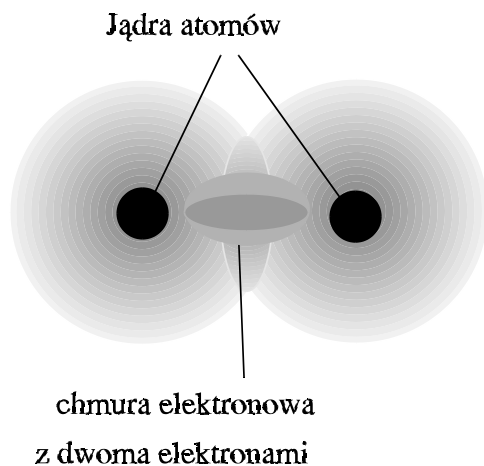
Z poprzednich lekcji pamiętamy, że tlen zawarty w powietrzu nie występuje w postaci pojedynczych atomów, a w postaci cząsteczek, z których każda składa się z dwóch atomów.

Oprócz tlenu, w postaci dwuatomowych cząsteczek występują wodór i azot oraz

Cząsteczka są to atomy połączone ze sobą w pewien specyficzny sposób.

wszystkie pierwiastki grupy 17: fluor, chlor, brom i jod. Natomiast takie gazy jak: hel, neon, argon, krypton, ksenon i radon, czyli pierwiastki grupy 18, występują w postaci pojedynczych atomów. Dlaczego jedne pierwiastki w warunkach naszego otoczenia występują w postaci atomów, a inne w postaci cząsteczek? W jaki sposób atomy w cząsteczkach połączone są ze sobą? Odpowiedzi na to pytanie należy szukać w budowie atomu.

Przeanalizujmy budowę cząsteczki wodoru. Jądro atomu wodoru składa się z jednego protonu. Z tego wniosek, że wokół tego jądra rozpościera się chmura elektronowa. Jeżeli atomy położone są blisko siebie, to chmury elektronowe nałożą się na siebie i powstanie cząsteczka, której wygląd możemy schematycznie przedstawić:



Pomiędzy atomami wodoru powstało wiązanie poprzez nałożenie się na siebie dwóch obszarów, z których każdy zawierał po jednym elektronie.

A jak przedstawimy przy pomocy symboli chemicznych powstałą cząsteczkę? Można to uczynić w dwojaki sposób, przy pomocy wzoru strukturalnego lub wzoru sumarycznego. Wzór strukturalny jest zapisem w którym pokazujemy strukturę cząsteczki. Z takiego wzoru dowiadujemy się, jakie atomy znajdują się w cząsteczce, ile jest poszczególnych atomów, oraz w jaki sposób są one ze sobą powiązane.

Zapamiętaj: Wzór strukturalny pokazuje ile i jakie atomy znajdują się w cząsteczce oraz jak atomy te są ze sobą połączone.

Cząsteczkę wodoru przedstawimy wzorem strukturalnym: H-H. Kreska pomiędzy symbolami wodoru oznacza, że atomy tego pierwiastka połączone są ze sobą poprzez nałożenie się na siebie obszarów, w których znajdowało się po jednym elektronie.

Wzór strukturalny cząsteczki tlenu zapisujemy: O=O, gdyż atomy tego pierwiastka połączone są ze sobą poprzez nałożenie się na siebie obszarów, w których znajdowało się po dwa elektrony.

Wzory strukturalne nie zawsze są wygodną formą przedstawiania cząsteczki, zwłaszcza wtedy gdy są bardziej złożone. Z tego też powodu częściej korzystamy z wzorów sumarycznych. We wzorach tych podaje się tylko ile i jakie atomy wchodzi w skład danej cząsteczki. Natomiast nie podaje się w jaki sposób atomy są ze sobą połączone.

Zapamiętaj: Wzór sumaryczny mówi ile i jakie atomy znajdują się w cząsteczce.

Przy pomocy wzorów sumarycznych przedstawiamy cząsteczkę wodoru: H_2 , a tlenu: O_2 . Cyfra napisana za symbolem pierwiastka i umieszczona w jego połowie podaje nam, ile atomów danego pierwiastka znajduje się w jednej cząsteczce.

W przypadku azotu wzór strukturalny cząsteczki przybierze postać: $N \equiv N$, gdyż każdy atom azotu uwspólnia obszar, w którym znajdują się trzy elektrony. Natomiast wzór sumaryczny przybierze postać N_2 .

Patrząc na nasz okresowy układ pierwiastków widzimy, że symbole jednych pierwiastków umieszczone są na granatowym tle, inne na ciemnoniebieskim, inne znów na niebieskim, a jeszcze inne na jasnoniebieskim. Część symboli pierwiastków umieszczona jest na czerwonym lub różowym tle o różnym odcieniu. Pewna niewielka grupa symboli pierwiastków znajduje się na fioletowym tle, a jeszcze inna niewielka na żółtym. Co zatem oznacza barwa tła, na którym podany jest symbol pierwiastka? Mówi nam ono, jakie tendencje mają atomy danego pierwiastka. Atomy tych pierwiastków, których symbole umieszczone są na czerwonym lub różowym tle, mają tendencje ściągania elektronów ze wspólnego obszaru w swoją stronę i dlatego nazywamy je elektroujemnymi. Im bardziej czerwone jest tło, na którym napisany jest symbol danego pierwiastka, tym silniejszą ma on tendencję do przyciągania elektronów z wspólnego obszaru w swoją stronę i tym samym jest bardziej elektroujemny.

Pierwiastek elektroujemny jest to pierwiastek, którego atomy łącząc się z atomami innych pierwiastków mają tendencję do przyciągania elektronów ze wspólnego obszaru w swoją stronę.

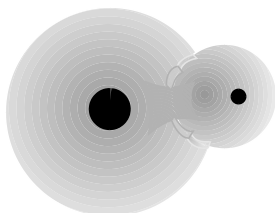
Zapamiętaj: Pierwiastki, których symbole w układzie okresowym pierwiastków umieszczone są na różowym i czerwonym tle są pierwiastkami elektroujemnymi.

Jeżeli w atmosferze chloru będziemy spalali wodór, to zajdzie reakcja chemiczna, w wyniku której powstanie połączenie, zwane chlorowodem. W połączeniu tym atom wodoru uwspólnia obszar z jednym elektronem i atom chloru uwspólnia obszar z jednym elektronem. Dlatego wzór strukturalny chlorowodoru napiszemy: $H-Cl$, a sumaryczny HCl .

W układzie okresowym pierwiastków widzimy że symbole wodoru i chloru napisane są na różowym tle, z tego wnioskujemy że obydwa pierwiastki są elektroujemne, czyli będą

ściągały elektrony w swoją stronę. Ponieważ symbol atomu chloru umieszczony jest na bardziej czerwonym tle, niż symbol atomu wodoru. Oznacza to, że atom chloru jest bardziej elektroujemny od atom wodoru. Z tego też powodu atom chloru jako bardziej elektroujemny będzie ściągał obszar ze wspólnymi elektronami w swoją stronę.

Dlatego też obszar ze wspólnymi elektronami będzie bardziej przesunięty w kierunku atomu chloru, jako pierwiastka bardziej elektroujemnego. Schematycznie rozkład obszarów z elektronami w cząsteczce chlorowodoru możemy przedstawić:



Wcześniej poznaliście przypadek, gdy łączyły się ze sobą dwa atomy tego samego pierwiastka. Miały one jednakową elektroujemność. Jeżeli łączą się ze sobą atomy o jednakowej elektroujemności, to wiązanie wytworzone pomiędzy tymi atomami, powstałe przez nałożenie się obszarów z elektronami nazywa się atomowym lub kowalencyjnym.

Wiązanie atomowe jest to wiązanie pomiędzy atomami o jednakowej elektroujemności, powstałe poprzez uwspólnienie obszarów z elektronami.

Wiązanie atomowe występuje praktycznie tylko pomiędzy atomami tego samego pierwiastka. Jeżeli w wiązaniu obszar z uwspólnionymi elektronami jest przesunięty w kierunku atomu bardziej elektroujemnego, to takie wiązanie nosi nazwę wiązania atomowego spolaryzowanego.

1.8. Wiązanie jonowe

Poznaliśmy wiązania jakie tworzą się pomiędzy atomami pierwiastków elektroujemnych. Symbole tych pierwiastków były umieszczone w układzie okresowym na czerwonym lub

Wiązanie atomowe spolaryzowane, to wiązanie atomowe w którym obszar z uwspólnionymi elektronami jest przesunięty w kierunku atomu bardziej elektroujemnego.

różowym tle. W układzie okresowym mamy jeszcze dużą grupę pierwiastków, których

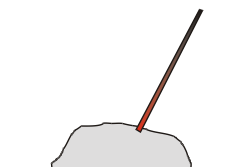
Pierwiastek elektrododatni to pierwiastek, którego atomy w czasie łączenia się z atomami innych pierwiastków mogą oddawać elektrony.

symbole umieszczone są na granatowym i niebieskim tle. Pierwiastki te określamy jako elektrododatnie. Są to pierwiastki od atomów których można łatwo oderwać elektrony.

Zapamiętaj: Pierwiastki, których symbole w układzie okresowym pierwiastków umieszczone są na niebieskim i granatowym tle są pierwiastkami elektrododatnimi.

Na żółtym tle umieszczono symbole tych pierwiastków, których atomy w zasadzie nie łączą się z innymi atomami i nazywamy je gazami szlachetnymi. Natomiast na fioletowym tle umieszczone są symbole pierwiastków, których atomy mają właściwości pośrednie pomiędzy elektroujemnymi, a elektrododatnimi.

***Doświadczenie 5:** Zmieszajcie opilki magnezu ze sproszkowaną siarką, a następnie ostrożnie zapalcie tę mieszaninę rozżarzonym drutem żelaznym. Sposób wykonania ćwiczenia pokazuje rysunek nr 13.*

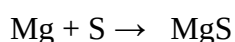


Rys. 13. Sposób zapalenia mieszaniny magnezu z siarką

Zauważyliście, że zaszła gwałtowna reakcja w wyniku której powstało nowe połączenie siarki z magnezem.



Przebieg reakcji możemy zapisać:



W tym przypadku połączyły się atomy magnezu z atomami siarki. Atom siarki jest elektroujemny, natomiast atom magnezu elektrododatni. Atom siarki jako elektroujemny przyciągnie od atomu magnezu dwa elektrony, przez co wokół jądra atomu siarki znajdują się

o dwa elektrony więcej, niż protonów zawartych w jądrze atomu tego pierwiastka. Ponieważ każdy elektron posiada ładunek -1 , to teraz nasz atom siarki będzie posiadał ładunek -2 .

W jądrze atomu magnezu znajduje się 12 protonów, ładunek jądra wynosi więc $+12$, a wokół tego jądra rozmieszczone jest 12 elektronów. Jeżeli atom magnezu oddał dwa elektrony, to pozostało ich 10, więc ładunek wszystkich elektronów w atomie wynosi -10 . W atomie magnezu jest przewaga ładunków dodatnich $(+12) + (-10) = (+2)$. Dlatego teraz ładunek atomu magnezu wynosi $+2$. Takie atomy, które posiadają ładunek elektryczny, nazywamy jonami.

Jon jest to atom lub grupa atomów posiadająca ładunek elektryczny.

W czasie reakcji atomu magnezu z atomem siarki powstały dwa jony o przeciwnych ładunkach elektrycznych. Jony te przyciągają się nawzajem, ponieważ cząstki posiadające przeciwne ładunki elektryczne nawzajem się przyciągają.

W tym przypadku wytworzyło się wiązanie pomiędzy dwoma jonami. Wiazanie wytworzone pomiędzy jonami o przeciwnych ładunkach nosi nazwę wiązania jonowego.

Wiązanie jonowe jest to wiązanie wytworzone pomiędzy jonami o przeciwnych ładunkach.

Warto zapamiętać, że substancje chemiczne w których występuje wiązanie jonowe są prawie zawsze substancjami stałymi, o wysokiej temperaturze topnienia. Ze znanych Wam połączeń chemicznych wiązanie takie występuje w chlorku sodu, czyli soli kuchennej.

Z poprzednich lekcji przypominamy sobie, że zbiór atomów posiadających taką samą liczbę protonów w jądrze nazywaliśmy pierwiastkiem. W wyniku łączenia się ze sobą atomów różnych pierwiastków powstają cząsteczki związków chemicznych. Zbiór takich samych cząsteczek składających się z atomów co najmniej dwóch różnych pierwiastków nazywamy związkiem chemicznym.

Związek chemiczny to zbiór takich samych cząsteczek utworzonych z atomów co najmniej dwóch różnych pierwiastków.

Jony mogą mieć ładunek dodatni lub ujemny. Jony o ładunku dodatnim nazywamy kationami, a o ładunku ujemnym anionami.

Anion jest to jon o ładunku ujemnym.

Kation jest to jon o ładunku dodatnim.

1.9. Wartościowość

W czasie nauki chemii poznaliście między innymi takie terminy jak: atom, cząsteczka, pierwiastek chemiczny, związek chemiczny. Zastanówmy się teraz, jakie są zależności, a jakie różnice pomiędzy tymi terminami. Musimy pamiętać, że atomy są pogrupowane w pewne zbiory i każdy taki zbiór posiada swoją nazwę. Mamy więc zbiór atomów siarki, zbiór atomów żelaza, zbiór atomów wolframu itd. Takie zbiory, jak pamiętacie, nazywamy pierwiastkami, gdyż w każdym z nich znajdują się tylko atomy o takiej samej liczbie protonów w jądrze.

Możemy też mówić o zbiorze jonów sodu lub zbiorze jonów chloru. Zbiór jonów sodu składa się z elementów, którymi są jony o takiej samej liczbie protonów w jądrze, jak w jądrze atomu sodu.

Zbiór takich samych cząsteczek zbudowanych z atomów różnych pierwiastków nazywamy związkiem chemicznym. Każdy taki zbiór też posiada swoją nazwę. Dlatego mówimy o zbiorze cząsteczek wody, o zbiorze cząsteczek chlorowodoru itd.

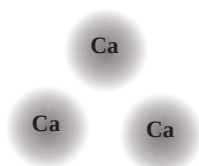
Bardzo często pomijamy wyraz "zbiór" i mówimy o atomach sodu, cząsteczkach azotu, jonach bromu, cząsteczkach wody lub jeszcze bardziej upraszczając o sodzie, azocie, wodzie.

Musimy pamiętać, że właściwości takich zbiorów są konsekwencją budowy elementów tych zbiorów, czyli odpowiednio atomów, jonów, cząsteczek. W otaczającym nas świecie spotykacie się głównie ze zbiorami atomów i cząsteczek, natomiast nie spotykacie się ze zbiorami jonów tylko jednego rodzaju np. tylko jonami sodu. W zbiorze jonów znajdują się zawsze jony o przeciwnych ładunkach. Np. w zbiorze jonów sodu znajdują się w takiej samej ilości jony chloru lub inne jony o ładunku ujemnym.

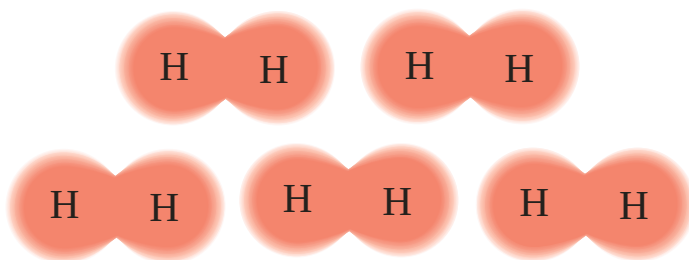
Dotychczas mówiliśmy o zapisie przy pomocy symboli np. jednego atomu sodu, jednej cząsteczki tlenu lub jednej cząsteczki związku chemicznego. A jak zapiszemy np. trzy atomy sodu? Aby to uczynić, przed symbolem pierwiastka umieścimy cyfrę trzy. Trzy atomy sodu zapiszemy więc: 3Na . Natomiast cztery cząsteczki tlenu zapiszemy: 4O_2 (pamiętajmy, że liczba napisana za symbolem pierwiastka w połowie wysokości dużej litery symbolu podaje zawsze, ile atomów danego pierwiastka znajduje się w jednej cząsteczce).

Odczytajmy co oznaczają zapisane symbole

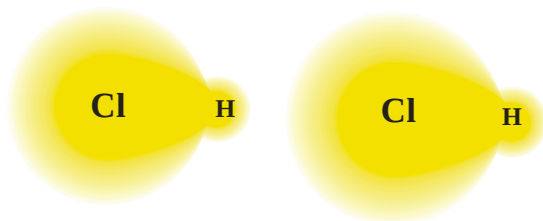
3Ca - trzy atomy wapnia



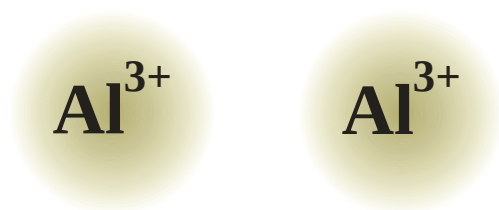
5H_2 - pięć cząsteczek wodoru (dokładniej pięć dwuatomowych cząsteczek wodoru)



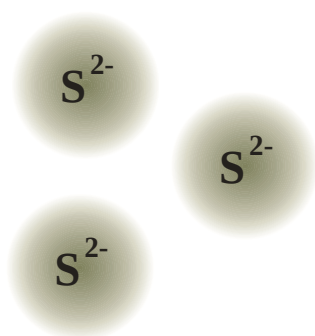
2HCl - dwie cząsteczki związku chemicznego (chlorowodoru)



2Al^{3+} - dwa trójdoładnie jony (kationy) glinu.



3S^{2-} - trzy dwuujemne jony (aniony) siarki.



Wiemy już, że atomy łącząc się ze sobą albo uwspólniając obszary z elektronami, albo przyjmując lub oddając elektrony. Z poprzednich lekcji wiemy też, że liczba uwspólnianych obszarów, oddanych lub przyjmowanych elektronów może być różna i zależy od tego, do jakiego pierwiastka należy dany atom. Liczbę uwspólnionych obszarów z elektronami, liczbę oddanych lub przyjętych elektronów nazywamy wartościowością danego pierwiastka.

Wartościowość pierwiastka jest to liczba określająca ile atom danego pierwiastka uwspólnia obszarów z elektronami lub ile elektronów oddaje albo przyjmuje wchodząc w dane połączenie chemiczne.

Pierwiastki mogą wykazywać wartościowość od 1 do 8, (atomy metali łącząc się ze sobą w pewien specyficzny sposób mogą wykazywać wyższą wartościowość). Znamy pierwiastki, które wykazują stałą wartościowość. Do takich należą między innymi: tlen i wapń, których wartościowość wynosi dwa; sód i fluor, których wartościowość wynosi jeden. Ale dużo więcej pierwiastków może wykazywać kilka wartościowości, np. siarka, 2, 4 lub 6.

Bardzo często zamiast mówić o uwspólnianiu obszarów z elektronami mówi się o uwspólnianiu elektronów. Dlatego w dalszej części podręcznika będziemy te określenia stosować zamiennie.

Skoro pierwiastki mogą wykazywać różne wartościowości, to skąd dowiemy się o tym, jaką wartościowość wykazuje atom danego pierwiastka? My będziemy odczytywali to z folii.

Nałóżcie na Wasze układy okresowe folie tak, aby dokładnie pokryły się kontury grup i okresów. Na folii mamy napisane tendencje, jakie wykazują atomy poszczególnych pierwiastków. W drugiej grupie wszystkie atomy wykazują tendencję do oddawania po dwa elektrony. W następnych grupach atomy wykazują już różne tendencje. Atom talu może oddać jeden lub trzy elektrony, atom chromu może oddać trzy elektrony lub uwspólnić sześć. Atom siarki może przyłączyć dwa elektrony lub uwspólnić cztery albo sześć elektronów. Oprócz pierwiastków 1 i 2 grupy stałą wartościowość wykazują jeszcze tlen i fluor. Atom tlenu jest dwuwartościowy, bo może uwspólniać lub przyjmować dwa elektrony. Atom fluoru może przyjmować lub uwspólniać jeden elektron, dlatego fluor jest jednowartościowy.

Odczytajmy wartościowość, jaką wykaże siarka w połączeniu z sodem. Z folii odczytujemy, że atom siarki może uwspólnić 4 lub 6 elektronów, ewentualnie przyłączyć 2 elektrony. Atom sodu może oddać jeden elektron. Dlatego atom siarki w połączeniu z atomem sodu będzie biorcą elektronów (jako biorca przyłącza zawsze dwa elektrony). Dlatego że atomy siarki są biorcą dwóch elektronów określamy że siarka jest dwuwartościowa. Ponieważ atom siarki przyłączy dwa elektrony, a atom sodu może oddać tylko jeden elektron, atom siarki musi więc połączyć się z dwoma atomami sodu (od każdego atomu sodu otrzyma po jednym elektronie). Wzór połączenia siarki z sodem będzie miał postać: Na_2S .

Zapamiętaj: We wzorach sumarycznych związków nieorganicznych najczęściej symbole pierwiastków umieszczamy w kolejności od najbardziej elektrododatniego do najbardziej elektroujemnego.

1.10. Objawy po których możemy wnioskować o zajściu reakcji chemicznej

Oglądaliśmy przebieg reakcji chemicznej węgla z tlenem. O tym że zaszła reakcja chemiczna wnioskowaliśmy po ubytku węgla. W innym doświadczeniu przebieg reakcji chemicznej zaobserwowaliśmy po zmianie barwy. Produkt reakcji miał inną barwę niż substrat z którego powstał. Po jakich jeszcze innych objawach możemy stwierdzić zajście reakcji chemicznej.

Doświadczenie 6: Do probówki z roztworem kwasu solnego wrzucie kilka wiórków magnezu. Co zaobserwowaliście?

Wiórka uległy rozтворzeniu a z roztworu wydzielają się bąbelczki gazu. Wydzielanie się bąbelczek gazu jest również objawem zachodzenia reakcji chemicznej.

Doświadczenie 7: Do probówki z roztworem kwasu solnego dodajcie kilka kropli roztworu azotanu(V) srebra. Co zaobserwowaliście?

W probówce wytrącił się drobny osad. Jest to również objaw zajścia reakcji chemicznej.

Doświadczenie 8: Do probówki zawierającej osad wodorotlenku miedzi(II) dodajcie roztworu kwasu solnego. Co zaobserwowaliście?

Osad uległ rozтворzeniu, co jest objawem zajścia reakcji chemicznej.

Zmiana smaku mleka w czasie jego kiszenia jest również objawem zachodzącej reakcji chemicznej.

Teraz już potraficie po obserwowanych objawach stwierdzić czy w danym przypadku zaszła reakcja chemiczna. Jak pamiętacie z poprzednich lekcji odpowiedzialność za zachodzenie reakcji chemicznej ponoszą elektrony znajdujące się wokół jądra atomu.

Takie przemiany w których uczestniczą elektrony zaliczamy do reakcji chemicznych. Natomiast przemiany które zachodzą w jądrach atomów nazywamy reakcjami jądrowymi.

1.11. Co to jest mol substancji chemicznej i co to jest masa molowa

Patrząc na układ okresowy pierwiastków widzimy, że w kratce poświęconej informacjom dotyczącym danego pierwiastka oprócz jego nazwy, symbolu i liczby porządkowej umieszczona jest jeszcze jedna liczba, która w jednych przypadkach jest liczbą całkowitą a w innych liczbą z miejscami dziesiętnymi po przecinku. Co ta liczba oznacza?

Atom każdego pierwiastka ma inną masę, co wynika z różnej liczby protonów i neutronów zawartych w jego jądrze. Jednak masa atomu wyrażona w gramach jest bardzo mała. Posługiwanie się tak małymi liczbami jest bardzo niewygodne. Dlatego umówiono się posługiwać nie masą jednego atomu lub cząsteczki a masą pewnej ściśle określonej liczby atomów lub cząsteczek. Liczbę tę nazwano molem substancji chemicznej.

Mol jest jednostką liczności materii

Jeden mol jest to liczba atomów, cząsteczek, jonów równa liczbie atomów znajdujących się w 12 g atomów węgla izotopu C^{12}

Izotop węgla C^{12} zawiera w jądrze 6 protonów i 6 neutronów. Obliczono że w 12 g izotopu węgla C^{12} znajduje się $6,02252 \cdot 10^{23}$ atomów. Liczba ta w miarę wzrostu dokładności pomiaru będzie wyznaczana z większą dokładnością.

Masę jednego mola dowolnej substancji zawierającą $6,02252 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek lub jonów nazywamy masą molową danej substancji.

Zapamiętaj: Masa molowa danej substancji to masa $6,02252 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek lub jonów tej substancji.

Masy molowe pierwiastków odczytujemy z układu okresowego. To właśnie ta druga liczba podana obok liczby porządkowej jest równa masie molowej danego pierwiastka.

Gdyby w przyrodzie każdy pierwiastek występował w postaci jednego izotopu wtedy ich masy molowe byłyby liczbami całkowitymi. Ponieważ jednak pierwiastki występujące w przyrodzie są mieszaniną izotopów dlatego ich masy molowe nie są liczbami całkowitymi.

Chlor występuje w przyrodzie w postaci dwóch izotopów Cl^{35} i Cl^{37} pierwszego znajduje się w przyrodzie około 75% natomiast drugiego około 25%. Po uwzględnieniu procentowego udziału tych izotopów średnia masa molowa chloru wynosi 35,5g.

Masy molowe związków chemicznych oblicza się sumując masy molowe poszczególnych atomów.

Masa molowa cząsteczki O_2 tlenu wynosi więc $2 \cdot 16g = 32 g$.

Masa molowa cząsteczki ozonu O_3 wynosi $3 \cdot 16g = 48 g$.

Masa molowa związku chemicznego o wzorze SO_3 wynosi $32 g + 3 \cdot 16g = 80 g$

1.12. Prawo zachowania masy i prawo stałości składu

Doświadczenie: 9 Do zlewek o pojemności 25 cm³ nalejcie: do pierwszej około 10 cm³ roztworu chlorku żelaza(III), a do drugiej około 10 cm³ roztworu wodorotlenku sodu. Obydwie zlewki postawcie na lewej szalce wagi technicznej, a następnie na prawą szalkę nasypcie tyle śrutu aby masa umieszczona na obydwu szalkach była taka sama. Zawartość jednej zlewki przelejcie do drugiej, a następnie obydwie zlewki postawcie na tej samej szalce wagi. Co zaobserwowaliście?

Po zmieszaniu zawartości obydwu zlewek powstał brązowy galaretowaty osad. Powstanie osadu świadczy o zajściu reakcji pomiędzy substancjami zawartymi w zlewkach. Po postawieniu zlewek na szalce wagi stwierdzamy że ich łączna masa nie uległa zmianie.

Z przeprowadzonego doświadczenia wnioskujemy, że suma mas substancji wziętych do reakcji równa jest sumie mas substancji po reakcji. Gdybyśmy wykonali jeszcze wiele podobnych doświadczeń zawsze stwierdzimy że w wyniku reakcji sumy mas substancji przed reakcją równe są sumie mas po reakcji. Ta zależność nosi nazwę prawa zachowania masy. Należy jednak pamiętać że prawo to należy sprawdzać w układzie zamkniętym, czyli w takich warunkach, w których produkty reakcji nie mogą się ulotnić, lub produkty reakcji nie łączą się z substancjami znajdującymi się w otoczeniu.

Prawo zachowania masy – W układzie zamkniętym suma mas substancji wziętych do reakcji równa jest sumie mas substancji po reakcji.

Prawo to zostało ostatecznie sformułowane w drugiej połowie XVIII w. Należy jednak zaznaczyć że jest ono sprawdzalne w granicach obecnie popełnianego błędu pomiaru masy. Gdyż dla każdej reakcji należy uwzględnić tzw. relację Einsteina, który łączy ze sobą dwie wielkości masą i energią. Relacja ta mówi że $E = mc^2$. Dla reakcji o małych efektach energetycznych jakim są reakcje chemiczne zachodzące wokół nas, zmiana masy jest tak mała że nie jesteśmy w stanie na obecnych wagach jej wykryć. Natomiast w reakcjach jądrowych w których z niewielkiej ilości masy wyzwalamy się olbrzymie ilości energii musimy tą zależność uwzględniać. Dlatego z powyższego powodu powinno się mówić o prawie zachowania materii:

W układzie zamkniętym suma mas substancji i energii jest wielkością stałą i nie zależy od przemian zachodzących wewnątrz układu.

Gdybyśmy przeprowadzili reakcję wodoru i tlenu w wyniku której powstałby jeden mol wody (18 g wody) to równocześnie wydzielila by się energia cieplna. Przekazanie tej energii do otoczenia spowodowałoby ubytek masy wynoszący 0,00000000319 g.

Innym prawem chemicznym, które legło u podstaw chemii jest prawo stałości składu, które mówi że:

Stosunek mas substancji wchodzących w skład danego związku chemicznego jest wielkością stałą, niezależnie od tego na jakiej drodze został otrzymany ten związek chemiczny.

Prawo to jest w pełni zrozumiałe i oczywiste. Jeżeli w cząsteczce wody zawsze jest połączony jeden atom tlenu z dwoma atomami wodoru to na jeden mol atomów tlenu przypadają dwa mole atomów wodoru. Czyli stosunek masy tlenu do masy wodoru wynosi 16g : 2g co po uproszczeniu wynosi 8:2.

2. W jakiej postaci występują w przyrodzie substancje chemiczne

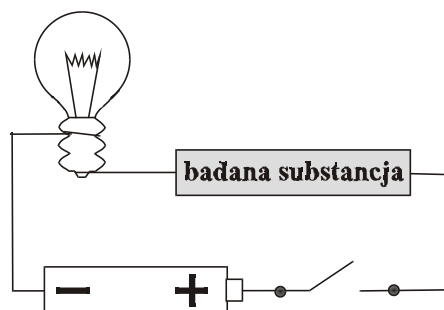
2.1. Metale i niemetale

Doświadczenie 10: Połóżcie przed sobą kawałek siarki, miedzi, żelaza, drewna, glinu, mosiądzu (badane substancje powinny być długie na około 1 cm i mieć średnicę nie mniejszą niż 2 mm). Sprawdźmy, które z nich przewodzą prąd elektryczny, używając do tego celu baterijki od latarki. Porównajcie połysk tych substancji. Przyłóżcie do jednego końca badanej substancji drut rozgrzany w gorącej wodzie. Sprawdźcie, w przypadku których substancji ich drugi koniec rozgrzeje się szybko. Uderzcie w te substancje kilkakrotnie młotkiem w celu sprawdzenia które z nich się rozkruszają, a które zmieniają tylko swój wygląd.

Otrzymane wyniki zanotujcie w tabelce:

Substancja	Przewodz. prądu elektrycznego	Przewodz ciepła	Kowalność	Połysk
Siarka				
Drewno				
Miedź				
Żelazo				
Mosiądz				
glin				

Jeżeli dane ciało pod wpływem uderzenia zmienia swój kształt, mówimy o nim, że jest kowalne.



Rys. 14. Zestaw do badania czy dana substancja przewodzi prąd elektryczny

Zapewne zauważyliście, że badane substancje można podzielić na dwie grupy: do jednej zaliczymy te, które dobrze przewodzą prąd elektryczny, dobrze przewodzą ciepło, mają

połysk, (który często określamy jako metaliczny), są kowalne. Substancje te nazywamy metalami. Natomiast substancje nie posiadające tych cech nazywamy niemetalami.

Metal to substancja będąca dobrym przewodnikiem ciepła i prądu elektrycznego, kowalna i o charakterystycznym połysku.

Niemetal to substancja będąca złym przewodnikiem ciepła i prądu elektrycznego, w stanie stałym często krucha.

Zastanówmy się i wymieńmy, które ze znanych Wam substancji, spotykanych na co dzień, zaliczymy do metali, a które do niemetalu.

Warto zapamiętać, że do metali zaliczamy te pierwiastki, których symbole w naszym układzie okresowym pierwiastków są umieszczone na niebieskim lub granatowym tle. Natomiast do niemetalu zaliczamy te pierwiastki, których symbole w układzie okresowym pierwiastków umieszczone są na czerwonym, różowym lub żółtym tle.

Wykorzystując zdobyte dotychczas wiadomości możemy stwierdzić, że pierwiastki, których symbole napisane są na granatowym lub niebieskim tle są metalami, posiadają właściwości pierwiastków elektrododatnich i w związkach chemicznych mogą występować w postaci kationów. Natomiast pierwiastki, których symbole są napisane na czerwonym lub różowym tle są niemetalami, wykazują właściwości pierwiastków elektroujemnych, a w związkach chemicznych mogą występować jako aniony.

Patrząc na układ okresowy pierwiastków widzimy, że jest w nim dużo więcej metali niż niemetalu. Niemetale stanowią około 1/5 liczby wszystkich pierwiastków występujących na Ziemi.

Metale kojarzą się często z czymś twardym, trudnotopliwym. W tak dużej liczbie metali są pierwiastki o różnych właściwościach. Ciekłym metalem jest rtęć, używana do wypełniania termometrów lekarskich i laboratoryjnych.

Bardzo miękkimi metalami są: sód, lit, potas, rubid, cez, czyli wszystkie metale, z pierwszej grupy układu okresowego. Są one tak miękkie, że można je kroić nożem a nawet formować w palcach jak plastelinę.

Najniższą temperaturą topnienia ma rtęć prawie minus 39 °C. Temperatury topnienia poniżej 100 °C wykazują: sód, potas, rubid, cez i gal.

Niektóre metale są bardzo reaktywne chemicznie, np. sód i potas łączą się tak energicznie z tlenem, że muszą być przechowywane pod powierzchnią nafty.

Zapamiętaj: Substancje reaktywne chemicznie, to takie, które łatwo reagują z innymi substancjami chemicznymi.

Znane są metale bardzo odporne na działanie różnych substancji chemicznych. Nazywamy je metalami szlachetnymi i zaliczamy do nich między innymi platynę, złoto, srebro.

W naszym otoczeniu rzadko spotykamy się z czystymi metalami. Metalowe przedmioty, których używamy, to zmieszane ze sobą i stopione w odpowiedniej proporcji dwa lub więcej metali. Tak otrzymane metale noszą nazwę stopów. Stopy otrzymuje się w celu uzyskania metalu o odpowiednich właściwościach.

Doświadczenie11: Do zlewki z wrzącą wodą wrzucie pręcik wykonany ze stopu Wooda. Co zaobserwowaliście?

Metal stopił się w gorącej wodzie. Stopy mogą wykazywać właściwości jakich nie posiada żaden z ich składników. Przykładem jest użyty w doświadczeniu stop Wooda, który składa się z:

25% ołowiu o temperaturze topnienia 327 °C

50 % bizmutu o temperaturze topnienia 271 °C

12,5 % cyny o temperaturze topnienia 231 °C

12,5 % kadmu o temperaturze topnienia 321 °C

natomiast jego temperatura topnienia wynosi 60,5 °C

Znane Wam wyroby określane jako żelazne, nie są wykonane z czystego żelaza a z jego stopów. Przykładem innego stopu jest mosiądz składający się z miedzi i cynku, wykonuje się obecnie z niego między innymi ozdobne klamki i okucia do drzwi. Innym stopem jest brąz składający się z miedzi i cyny, z którego odlewna są dzwony. Złoto z którego wykonuje się biżuterie jest stopem złota i srebra może zawierać też miedź.

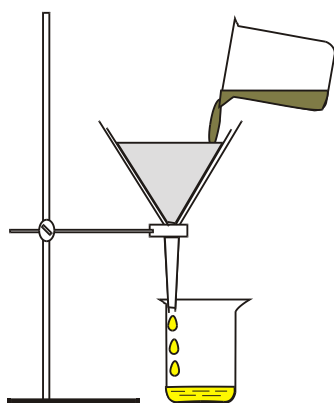
Nieliczne metale występują w przyrodzie w stanie wolnym należy do nich złoto. Większość metali wchodzi w skład związków chemicznych.

Pomyślcie, czy przy wyrobie różnych przedmiotów metale można zastąpić niemetalami? Jakie znacie przedmioty, które są wyrabiane zarówno z metali jak i z niemetalami?

2.2. Mieszanina a związek chemiczny

Doświadczenie 12: Weźcie mieszaninę pyłu cynku i drobno sproszkowanej siarki (zmieszajcie te substancje tak, aby masa wziętego cynku była dwa razy większa od masy wziętej siarki). Wymieszajcie dokładnie składniki i oglądnijcie to, co otrzymaliście. Weźcie teraz trochę tej mieszaniny do probówki i nalejcie trochę toluenu. Probówkę wstawcie do naczynia z gorącą wodą (z daleka od ognia, toluen jest łatwopalny) i poruszajcie nią. Gorącą zawartość probówki przesączcie przez sączek. Zaobserwujcie co pozostało na sączku i jaką barwę ma roztwór toluenu.

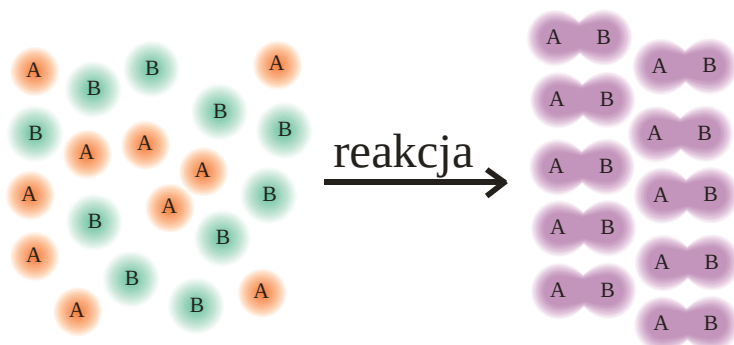
Widzimy, że na sączku pozostał pył cynkowy, natomiast toluen zabarwił się na żółto, gdyż rozpuściła się w nim siarka.



Rys. 15. Sączenie mieszaniny roztworu siarki w toluenie z pyłem cynkowym

Doświadczenie 13: Pozostałą część mieszaniny (otrzymanej na początku poprzedniego doświadczenia) wysypcie na płytkę ceramiczną i przyłóżcie do niej rozżarzony do czerwoności drut żelazny. Co zaobserwowaliście? Jak teraz wygląda nasza substancja?

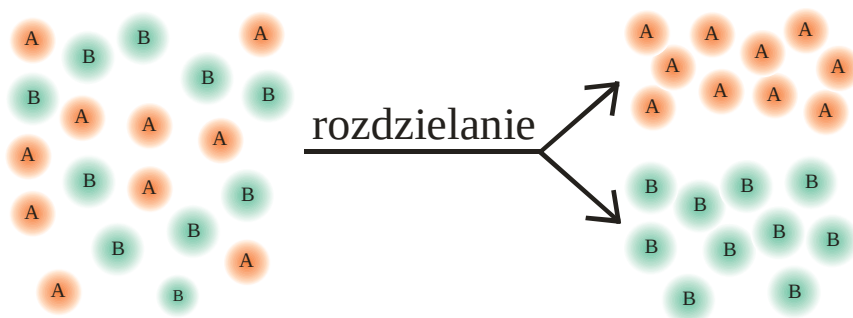
Doświadczenie 14: Otrzymaną w poprzednim doświadczeniu substancję przesypcie do probówki, dodajcie trochę toluenu, wstawcie do naczynia z wrzącą wodą i poruszajcie nią. Co zaobserwowaliście tym razem? Przesączcie gorącą zawartość probówki. Oglądnijcie substancję pozostałą na sączku, oraz stwierdźcie, jak teraz wygląda przesącz?



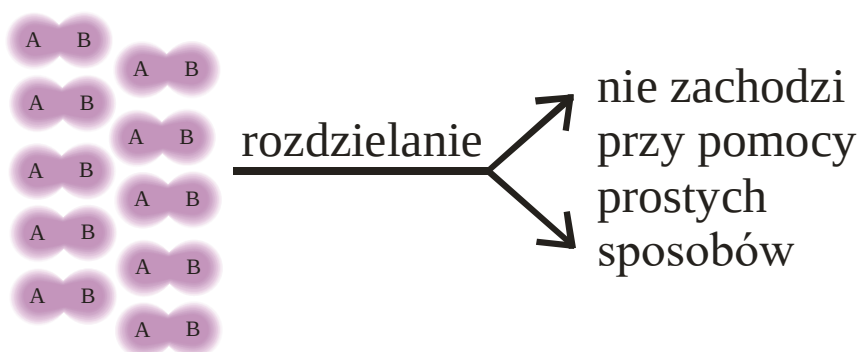
Rys. 16. Składniki mieszaniny substancji A i B przereagowały tworząc związek chemiczny AB

Z obserwacji wynika, że w doświadczeniu 12 siarka zawarta w mieszaninie rozpuściła się w toluenie, natomiast cynk pozostał na sączku. W doświadczeniu 14 stwierdziliśmy, że związku chemicznego powstałego w doświadczeniu 13 z siarki i cynku nie udało nam się rozdzielić na składniki.

Zapamiętaj: Mieszaninę można prawie zawsze łatwo rozdzielić na składniki nie przeprowadzając reakcji chemicznej. Natomiast związku chemicznego nie da się w ten sposób rozdzielić na składniki.

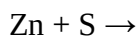


Rys. 17. Mieszaninę składającą się z substancji A i B można łatwo rozdzielić na składniki

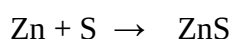


Rys. 18. Związku chemicznego AB nie można łatwo rozdzielić na substancje A i B

Zapiszmy przebieg reakcji. Najpierw napiszemy symbole substancji, które wzięliśmy do reakcji, czyli substraty :



Strzałka oznacza, że cynk przereagował z siarką. W wyniku tej reakcji powstał produkt ZnS, którego wzór chemiczny piszemy po prawej stronie strzałki. Pełny przebieg reakcji zapiszemy:



Substraty są to substancje, które bierzemy do reakcji.

Produkty są to substancje, które otrzymujemy w wyniku reakcji.

W reakcji cynku z siarką powstał związek chemiczny o wzorze ZnS. Możemy powiedzieć, że z dwu substancji prostych powstała substancja złożona. Taką reakcję nazywamy reakcją syntezy.

Reakcja syntezy to reakcja w której z substancji prostych powstaje substancja złożona, lub z substancji prostszych powstaje substancja bardziej złożona.

***Doświadczenie 15:** Do probówki z drobnymi kawałeczkami buraka lub marchewki nalejcie około 5 cm³ wody lub alkoholu i ogrzewajcie przez kilka minut. Jedną kroplę otrzymanego roztworu nanieście na pasek bibuły w odległości około 1 cm od jego końca i lekko przesuszcie. Pasek bibuły umieśćcie w szklanym naczyniu z wodą, tak aby swobodnie zwisał i był minimalnie zanurzony na końcu z naniesioną uprzednio kroplą. Po kilkunastu minutach obserwujemy wynik naszego doświadczenia.*

Stwierdzamy, że nasza kropla rozmyła się i pojawiły się barwne paski.

Świadczy to o tym, że naniesiona kropla barwnego roztworu była mieszaniną kilku barwnych związków chemicznych. A z tego wyciągamy wniosek, że w buraku i marchewce znajduje się mieszanina różnych barwnych związków chemicznych.

Z przeprowadzonego doświadczenia wynika, że w organizmach żywych występują mieszaniny związków chemicznych.

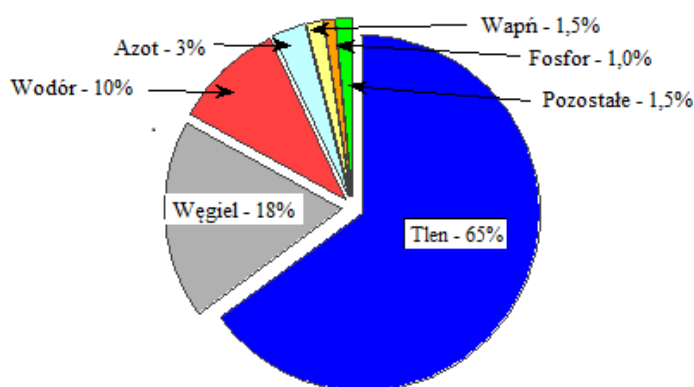
2.3. Pierwiastki w organizmach żywych.

Oglądnijcie pierwiastki: magnez, sód, miedź, cynk, żelazo. Już po samym wyglądzie stwierdzamy, że są to metale. Często słyszeliście powiedzenie, że ktoś ma w organizmie niedobór żelaza, sodu, że roślinom należy dostarczać potasu, magnezu. Wydaje się to dziwne. Przecież nikt z Was w żadnym organizmie żywym nie natknął się na te czy inne metale. W takim razie jak to wygląda naprawdę? Otóż w organizmach żywych, a także w wielu minerałach, nie występują metale w postaci wolnych atomów. Występują one przeważnie w postaci jonów. Jony te w organizmach żywych bardzo często są związane z innymi, bardziej złożonymi związkami. Przykładem może być hemoglobina i chlorofil. Hemoglobina jest jednym ze składników krwi, jest to związek chemiczny w skład którego wchodzi jony żelaza. Chlorofil występuje w roślinach, jest to związek chemiczny w skład którego wchodzi jony magnezu. W płynie znajdującym się wewnątrz komórek występują jony potasu i magnezu. Natomiast w płynie znajdującym się pomiędzy komórkami występują jony sodu i wapnia.

Poszczególne jony pełnią bardzo różne role w organizmach żywych. Np. jony sodu są odpowiedzialne między innymi za zginanie się mięśni.

Według obecnych badań, do życia zwierząt nieodzownych jest około 24 pierwiastków, które podzielono na dwie grupy: makroelementy i mikroelementy.

Do makroelementów zaliczamy te pierwiastki, które występują w organizmach żywych w dużych ilościach i są uważane za materiał budulcowy. Magnez i wapń są jednymi ze składników kości. Podstawowe struktury białek (występujących w każdym organizmie zwierzęcym) tworzą: węgiel, azot, tlen, wodór, fosfor i siarka. Do mikroelementów zaliczamy te pierwiastki, których jest mało w organizmie, a ich rola polega głównie na umożliwianiu zachodzenia wielu procesów chemicznych.



Rys. 19. Procentowy udział pierwiastków występujących w organizmie człowieka

Do makroelementów zaliczamy: węgiel, tlen, wodór, azot, sód, potas, magnez, wapń, fosfor, siarkę oraz chlor. Natomiast do mikroelementów zaliczamy: miedź, cynk, wanad, chrom, molibden, mangan, żelazo, kobalt, krzem, nikiel, bor, selen, fluor i jod.

Metale zaliczane do makroelementów stanowią około 1% masy ciała, natomiast metale będące mikroelementami stanowią około 0,01% masy ciała. W organizmie dorosłego człowieka znajduje się około 170 g potasu w postaci jonów, natomiast tylko około 1,5 g jonów cynku.

Dla prawidłowego funkcjonowania organizmu potrzebna jest w nim pewna ilość różnych pierwiastków chemicznych w postaci związków chemicznych lub jonów. Zaburzenia tych ilości, czyli niedobór lub nadmiar, są przyczynami różnych schorzeń.

Jony niektórych metali występują w organizmach żywych głównie w postaci związanej z bardziej skomplikowanymi związkami chemicznymi.

Jak już słyszeliście, w organizmie człowieka potrzebne jest żelazo w postaci jonów (związanych z bardziej złożonymi związkami chemicznymi). Niedobór jonów żelaza jest między innymi przyczyną anemii. W organizmie dorosłego człowieka znajduje się około 3 g jonów żelaza. Część tych jonów w czasie procesów zachodzących w organizmie jest z niego wydalana. Dlatego też, aby utrzymać w organizmie stałą ilość jonów żelaza należy dostarczać je do organizmu wraz z pokarmem. Jednak nadmiar tych jonów wprowadzonych do organizmu może być szkodliwy i prowadzić do pewnych schorzeń krwi.

Wszystkie makroelementy i mikroelementy są wydalone przez człowieka z organizmu. Dlatego musimy je ciągle dostarczać wraz z pokarmem. W stanach chorobowych mikroelementy i niektóre makroelementy podaje się do organizmu w postaci odpowiednich lekarstw.

Znany już Wam wcześniej pierwiastek miedź jest nieodzowny dla prawidłowego funkcjonowania organizmu, niedobór jonów Cu^{2+} jest między innymi przyczyną anemii. Dzielne zapotrzebowanie człowieka na jony miedzi wynosi 2-3 mg. Natomiast wprowadzenie do organizmu zbyt dużej ilości jonów miedzi może spowodować zaburzenia w wydalaniu moczu oraz zwyrodnienie wątroby. Do tępienia gryzoni używane są związki chemiczne zawierające jony miedzi. W ich skład wchodzi o wiele większe dawki jonów miedzi, niż wspomniane wcześniej dziennie zapotrzebowanie człowieka. Spożycie przez człowieka dużej ilości jonów miedzi powoduje u niego zatrucie, podobnie jak u gryzoni.

Brak odpowiedniej ilości jonów cynku w organizmie jest przyczyną karłowatości oraz niedorozwoju płciowego. Niedobór jonów magnezu powoduje występowanie drgawek, natomiast jego nadmiar wywołuje zaburzenie czucia.

Zapoznaliście się z rolą, jaką pełnią niektóre jony metali w organizmie. Dowiedzieliście się też, jakie są skutki zarówno niedoboru jak i nadmiaru danych jonów w organizmie żywym.

Należy pamiętać, że każda substancja w pewnej ilości może być potrzebna organizmowi, w większych ilościach nieszkodliwa, a w jeszcze większych szkodliwa lub trująca. Nikomu nie zaszkodzi zjedzenie stołowej łyżki cukru, ale już mała łyżeczka od herbaty arszeniku spowoduje śmiertelne zatrucie.

Jedne substancje są w dużych ilościach nieszkodliwe dla organizmu żywego, a inne w takiej samej ilości mogą być szkodliwe lub nawet trujące.

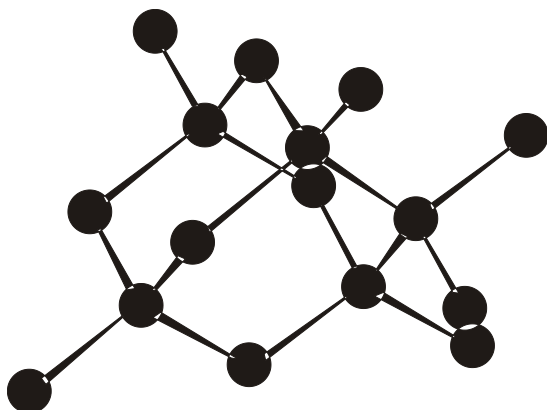
W otaczającym nas świecie przyroda ustaliła pewną równowagę pomiędzy różnymi substancjami chemicznymi. Organizmy żywe przystosowały się do życia w pewnych warunkach. To przystosowanie trwało tysiące lat. Dlatego zaburzając równowagę substancji chemicznych w przyrodzie doprowadzamy do niszczenia otaczającego nas środowiska, a w konsekwencji szkodzimy sami sobie.

2.4. Węgiel i siarka

Oglądnijcie diament i grafit. Patrząc na te substancje od razu stwierdzamy, że mają inny wygląd. Pomimo iż oglądane substancje mają różny wygląd, to obydwie zbudowane są tylko z atomów węgla.

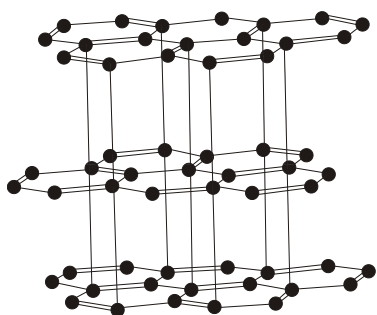
Ich odmienny wygląd i inne właściwości spowodowane są różnym ułożeniem atomów węgla. Jedna z tych substancji jest twarda i nazywa się diamentem, natomiast druga dużo bardziej miękka nazywa się grafitem. W kryształach diamentu atomy ułożone są w taki sposób, że wszystkie odległości pomiędzy sąsiadującymi ze sobą atomami są równe.

Taka struktura diamentu powoduje jego wielką twardość. Jest to najtwardszy minerał występujący w przyrodzie.



Rys. 20. Struktura diamentu

W kryształe grafitu atomy węgla ułożone są w warstwach znajdujących się jedna nad drugą. Taka struktura powoduje, że grafit jest miękki i łatwo się ściera.



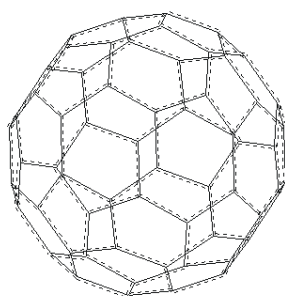
Rys. 21. Struktura grafitu

Odmiany pierwiastka, które różnią się między sobą budową, a w konsekwencji posiadają różne właściwości, nazywamy odmianami alotropowymi. Diament i grafit są to odmiany alotropowe węgla.

Odmiany alotropowe pierwiastka to odmiany tego samego pierwiastka różniące się między sobą liczbą atomów w cząsteczce lub różnym ułożeniem atomów w kryształach tego pierwiastka.

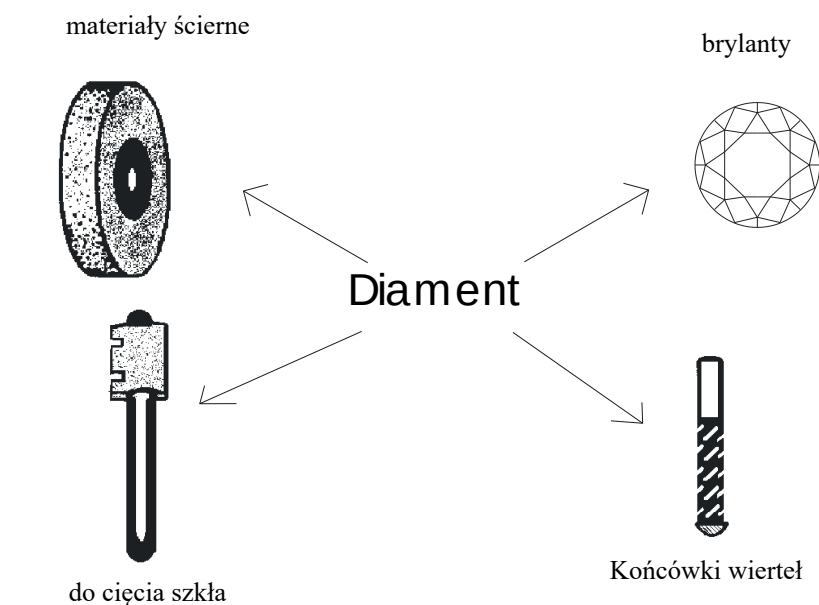
Zapamiętaj: Odmiany alotropowe różnią się między sobą właściwościami fizycznymi i chemicznymi.

Ostatnio odkryto jeszcze jedną odmianę alotropową węgla, którą tworzą kule składające się z 60 połączonych ze sobą atomów węgla. Odmiana ta nosi nazwę fulleren.



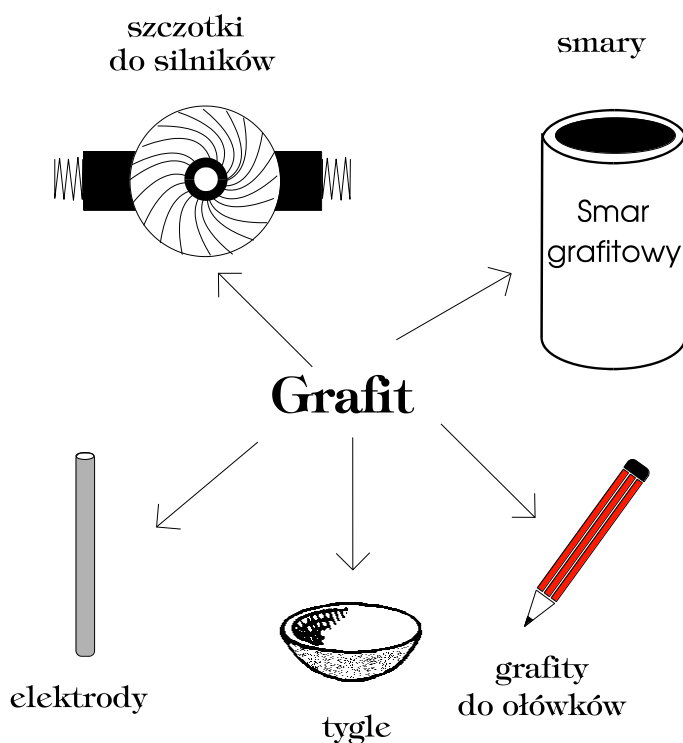
Rys.22. Schemat struktury fullerenu

Diament używany jest do wyrobu szczególnie twardych końcówek wiertel, stosuje się go do cięcia szkła oraz wykorzystuje jako proszek ścierny do szlifowania szczególnie twardych powierzchni. Diament oszlifowany w odpowiedni sposób nazywany jest brylantem, zaliczanym do kamieni szlachetnych.



Rys. 23. Zastosowanie diamentu

Z grafitu wyrabia się szczotki do silników elektrycznych, elektrody, tygle stosowane w odlewnictwie metali, grafity do niektórych rodzajów ołówków. Jest on składnikiem niektórych smarów.

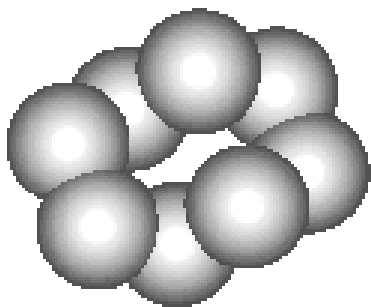


Rys. 24. Zastosowanie grafitu

Doświadczenie 16: Do probówki z 3 cm^3 wody wsypcie kilka małych kryształków siarki. Wytrząśnijcie zawartość probówki, a następnie ogrzejcie do wrzenia, utrzymując wrzenie wody przez kilka minut.

Co zaobserwowaliście?

W oparciu o obserwacje siarki z wcześniejszych lekcji oraz na podstawie wykonanego doświadczenia możemy opisać właściwości siarki. Siarka jest substancją stałą, kruchą o barwie żółtej. W wodzie jest praktycznie nierozpuszczalna.



Rys. 25. Ośmioatomowa cząsteczka siarki

Siarka nie występuje w postaci pojedynczych atomów, a głównie w postaci ośmioatomowych pierścieni.

Siarka, podobnie jak węgiel, występuje w odmianach alotropowych. Jedne z tych odmian są trwałe, inne mniej trwałe i szybko przechodzą w inne. Jako ciekawostkę można podać, że jedna z nietrwałych odmian alotropowych siarki ma barwę purpurową.

Siarka w Polsce występuje w okolicach Tarnobrzega. Służy między innymi do produkcji kwasu siarkowego.

Atomy siarki pełnią bardzo ważną rolę w strukturze białek, z których jest zbudowany nasz organizm.

2.5. Pierwiastek węgiel a węgiel kopalny.

Doświadczenie 17: Oglądnijcie kawałeczki węgla kamiennego, brunatnego, torfu i węgla drzewnego. Wrzućcie do probówki po małym kawałeczku, dolejcie wody, wytrząsajcie. Zawartość probówki ogrzejcie do wrzenia i wytrząsajcie zawartość probówki.

	Stan skupienia	Barwa	Twardość	Kruchość
Węgiel kamienny	Stały	Czarny	Twardy	Kruchy
Węgiel brunatny	Stały	Brunatny	Mało twardy	Kruchy
Torf	Stały	Brązowy	Miękki	Kruchy
Węgiel drzewny	stały	czarny	miękki	Kruchy

Wszystkie rodzaje węgla są w wodzie praktycznie nierozpuszczalne.

Doświadczenie 18: Porównajcie ciężar bryłek o takich samych wymiarach węgla kamiennego, węgla brunatnego, torfu i węgla drzewnego.

Z porównania wynika, że najcięższa jest bryłka węgla kamiennego, lżejsza węgla brunatnego, jeszcze lżejsza torfu, a najlżejsza węgla drzewnego.

Węgiel kamienny, brunatny oraz torf wykorzystywane są jako materiał opałowy. Węgiel drzewny używany jest jako substancja pochłaniająca zanieczyszczenia oraz do pieczenia kiełbasek na rusztach. Węgiel kamienny przerabiany jest na wiele połączeń chemicznych, które wykorzystuje się potem do produkcji lekarstw, farb, kosmetyków, tworzyw sztucznych itp.

Podstawowym pierwiastkiem z którego zbudowane są wszystkie organizmy żywe na Ziemi jest węgiel. Węgiel kamienny i brunatny oraz torf zaliczamy do węgla kopalnych, natomiast węgiel drzewny zaliczamy do węgla sztucznych, otrzymanych przez człowieka. Jak otrzymuje się węgiel drzewny?

Węgiel drzewny otrzymuje się z drzewa (stąd jego nazwa). W dużych metalowych pojemnikach umieszcza się układając bardzo ciasno kawałki drewna, następnie drewno zapala się a gdy zacznie się już palić, zamyka się szczelnie drzwiczki tak, aby odciąć dostęp tlenu. W metalowym pojemniku powstaje wysoka temperatura oraz jest odcięty dostęp tlenu. W takich warunkach następuje proces zwęglania się drewna. W czasie wypalania drewna zachodzą skomplikowane procesy chemiczne, w wyniku których z drewna wydzielają się lotne i ciekłe substancje, a pozostaje porowata substancja, zbudowana głównie z atomów węgla. Dawniej zamiast w metalowych pojemnikach węgiel drzewny otrzymywano poprzez wypalanie go w kopcach ziemnych. Rolę metalowego pojemnika stanowiła warstwa ziemi.



Rys. 26. W takich piecach otrzymuje się w Bieszczadach węgiel drzewny

Podobnie jak w metalowym pojemniku czy pod warstwą ziemi drewno przechodziło w węgiel drzewny, tak rośliny żyjące na Ziemi przed milionami lat przechodziły w węgiel kamienny i brunatny. Proces ten przebiegał bardzo wolno i w innej temperaturze niż w metalowym pojemniku. W rezultacie powstał węgiel kamienny i brunatny. W wyniku przemian zachodzących przed milionami lat roślinność przemieniła się w węgiel. Węgiel kopalny nie jest mieszaniną pierwiastka węgla i zanieczyszczeń, a jest mieszaniną związków chemicznych zawierających dużą liczbę atomów węgla i mających bardzo skomplikowaną budowę.

Zapamiętaj: Węgiel kopalny jest mieszaniną związków chemicznych o dużej procentowej zawartości pierwiastka węgla.

Im proces tworzenia się węgla trwał dłużej, tym węgiel kopalny zawiera więcej pierwiastka węgla. Z tego wnioskujemy, że najstarszym węglem jest węgiel kamienny, młodszy jest węgiel brunatny, a najmłodszy torf.

W procesie spalania węgla powstaje tlenek węgla(IV). Natomiast gdy dopływ tlenu jest zbyt mały produktem spalania jest tlenek węgla(II) CO. Tlenek węgla(II) jest gazem o bardzo silnym działaniu toksycznym. Po dostaniu się do organizmu wbudowuje się w miejsce tlenu w hemoglobinie krwi, tworząc z nią trwałe połączenie. W ten sposób uniemożliwia on transport tlenu do komórek organizmu, co w konsekwencji prowadzi do niedotlenienia, a w dalszym ciągu do śmierci.

W związkach chemicznych, z których składa się węgiel kopalny, występuje siarka. Dlatego też w czasie spalania węgla powstaje tlenek siarki(IV) SO_2 .

Tlenek siarki(IV) należy do połączeń toksycznych. W czystej atmosferze zawsze znajdowało się trochę tlenu siarki(IV), natomiast zbyt duże jego stężenie w powietrzu powoduje katastrofalne straty w systemie ekologicznym. Duże ilości tlenu siarki(IV) w powietrzu powodują przewlekłe schorzenia układu oddechowego u ludzi i zwierząt, niszczenie liści i szpilek drzew, a w połączeniu z deszczem zakwaszenie gleby.

Spalanie niewielkiej ilości węgla przy dużym dostępie tlenu nie zanieczyszcza atmosfery. Natomiast spalanie nadmiernej ilości węgla, zwłaszcza przy małym dostępie tlenu, powoduje zanieczyszczenie atmosfery nie tylko tlenkiem węgla(II), ale również innymi substancjami będącymi szkodliwymi lub wręcz trującymi dla człowieka.

Węgiel kamienny jest materiałem energetycznym, służy również jako surowiec do wytwarzania wielu cennych półproduktów. W celu otrzymania z węgla wielu cennych substancji, poddaje się go działaniu wysokiej temperatury bez dostępu tlenu. W tych

warunkach z węgla uwalniają się substancje gazowe i ciekłe. Substancjami tymi są między innymi benzen, fenol, naftalen, antracen. Pozostałością po tym procesie jest koks, używany jako paliwo do celów ogrzewczych oraz w hutnictwie przy wytopie żelaza.

Duże ilości węgla zużywane są do wytwarzania prądu elektrycznego w elektrowniach węglowych. Elektrownie te wprowadzają do atmosfery wiele zanieczyszczeń, między innymi powstające w czasie spalania pyły.

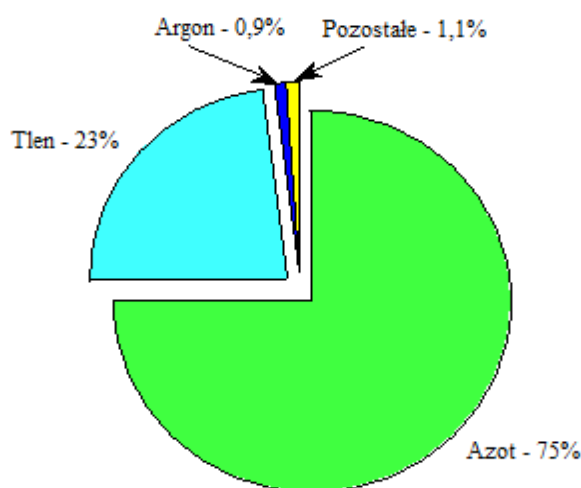
Energia elektryczna jest wytwarzana obecnie w elektrowniach węglowych (również wykorzystujących węgiel brunatny) elektrowniach jądrowych, oraz w elektrowniach wodnych. W ostatnich latach szczególną uwagę przywiązuje się do elektrowni które działają bezodpadowo. Do takich należą elektrownie wykorzystujące energie wodną, energię wiatru, energię słoneczną lub energię wnętrza Ziemi. Energię elektryczną można też wytwarzać wykorzystując odpływa i przypływy morza, falowanie morza lub różnicę temperatur warstw morza. Jednak na razie największy udział w produkcji energii elektrycznej mają elektrownie węglowe, jądrowe oraz wodne.

3. Gazy.

3.1. Powietrze i tlen.

Wszyscy wiemy, że otaczające nas powietrze jest niezbędne do oddychania. Z lekcji biologii wiecie, że w powietrzu znajduje się tlen, który jest nieodzowny do oddychania. Słyszeliście zapewne, że oprócz tlenu w powietrzu znajduje się azot. Czy powietrze jest mieszaniną tylko tych gazów? Zastanówmy się, co wydychamy? Jak pamiętacie z jednej z poprzednich lekcji, wydychamy tlenek węgla(IV), dlatego też musi on się znajdować, w otaczającym nas świecie, jest więc składnikiem powietrza. W mroźną zimę mówimy, że "z ust idzie nam para" , czyli wydychamy parę wodną. Para wodna jest gazem i jest dla nas niewidoczna. To co mylnie nazywamy parą wodną jest małenkimi kropelkami wody, w których znajduje się olbrzymia liczba cząsteczek wody. Oprócz wymienionych wcześniej substancji w powietrzu występują jeszcze inne gazy oraz pyły, będące zanieczyszczeniami naszej atmosfery.

W powietrzu znajduje się około 75% azotu, 23% tlenu, 0,9% argonu, 0,03% tlenku węgla(IV). Pary wodnej w zależności od położenia i warunków klimatycznych powietrze zawiera 0,1- 4%. W powietrzu w niewielkich ilościach znajdują się jeszcze: neon, hel, krypton, ksenon oraz śladowe ilości tlenków azotu, metanu, wodoru, amoniaku, ozonu, tlenku siarki(IV)



Rys. 27. Przeciętny skład powietrza

W powietrzu, zwłaszcza na terenach uprzemysłowionych znajduje się duża liczba różnych zanieczyszczeń. Procentowa zawartość poszczególnych składników powietrza jest różna i

zależy od usytuowania danego miejsca. Np. na terenach uprzemysłowionych będzie większa zawartość tlenku węgla(IV) niż na wsi.

Powietrze po raz pierwszy skroplili w roku 1883 Polacy: Zygmunt Wróblewski i Karol Olszewski profesorowie Uniwersytetu Jagiellońskiego.

Jednym ze składników naszej atmosfery jest ozon. Ozon jest odmianą alotropową tlenu. Cząsteczki tlenu w powietrzu składają się z dwóch atomów, natomiast cząsteczki ozonu składają się z trzech atomów tlenu. Dlatego wzór ozonu to O_3 . Bardzo małe ilości ozonu występują w dolnych warstwach naszej atmosfery. Natomiast na wysokości 15 - 50 km jest go więcej i spełnia tam bardzo ważną rolę: pochłania nadmiar słonecznego promieniowania ultrafioletowego. Nadmiar tego promieniowania może powodować u człowieka raka skóry. Ozon w ilościach większych niż śladowe jest szkodliwy dla człowieka oraz dla wielu innych organizmów żywych. Natomiast w bardzo małych ilościach bywa używany jako środek bakteriobójczy.

Jak już wiecie, tlen służy do oddychania, a więc jest pierwiastkiem nieodzownym do życia. Powietrze jest mieszaniną gazów, której jednym ze składników jest tlen. Zastanówmy się jakie właściwości posiada tlen. Te właściwości, których nie potrafimy określić na podstawie obserwacji naszego otoczenia, będziemy starali się sprawdzić doświadczalnie.

Na początku postaramy się odpowiedzieć na pytanie: Czy tlen jest barwny? Czy ma zapach? Czy ma smak? Czy rozpuszcza się w wodzie? Aby udzielić odpowiedzi na te pytania nie trzeba oglądać tlenu, wystarczy dokładnie przyjrzeć się naszemu otoczeniu. Co stwierdzimy? Skoro otaczające nas powietrze (którego 1/5 ilości stanowi tlen) jest bezbarwne, to tlen też powinien być bezbarwny. Jeżeli powietrze nie ma smaku i zapachu, to tlen też nie ma smaku i zapachu. Gdyby tlen nie był rozpuszczalny w wodzie, to przecież ryby nie mogłyby żyć w wodzie. Czy tlen się pali? Gdyby tak było, to w czasie pierwszej lepszej burzy z wyładowaniami atmosferycznymi zapaliłoby się powietrze. Czyli stwierdzamy, że tlen powinien być niepalny. A teraz sprawdźmy, czy nasze stwierdzenia o właściwościach tlenu były słuszne.

Doświadczenie 19: Popatrzcie na cylinder wypełniony tlenem. Powąchajcie zawarty w nim gaz, spróbujcie jego smak, wprowadźcie do cylindra zapaloną zapalniczkę lub rozżarzone drewniane łuczynko.

Stwierdzamy, że nasze przypuszczenia były słuszne.

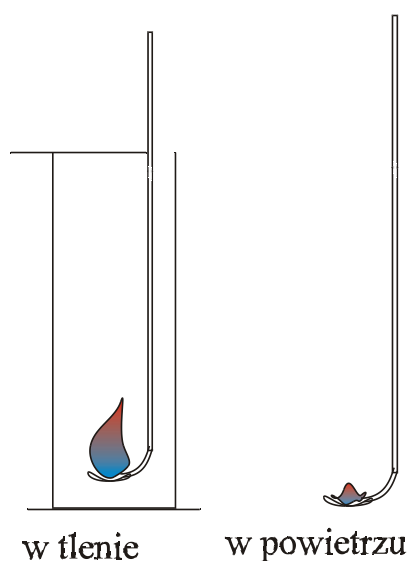
Doświadczenie 20: Do cylindra z tlenem wprowadźcie rozżarzone drewniane łuczynko.

Łuczywko w cylindrze pali się intensywniej, po wyjęciu z cylindra trochę przygasa. Jeżeli zdmuchniemy je pozostawiając tylko żar i wprowadzimy powtórnie, znowu zapali się intensywniej. Natomiast nie obserwujemy zmian w gazie zawartym w cylindrze.

Doświadczenie 21: Do cylindra z tlenem wprowadzamy na łyżeczce do spalań zapaloną siarkę.

Stwierdzamy, że w tlenie pali się ona intensywniej niż w powietrzu.

O poznanej właściwości tlenu mówimy: tlen się nie pali, ale podtrzymuje palenie. W tym miejscu należy wspomnieć, że polska nazwa "tlen" została utworzona właśnie od wymienionej powyżej właściwości. Tlen ułatwia palenie, umożliwia tlenie się.



Rys. 28. Palenie się substancji w tlenie i w powietrzu

Dlaczego tlen podtrzymuje palenie? Co zachodzi w czasie procesu palenia się jakiejś substancji? Na te pytania potrafimy częściowo udzielić odpowiedzi, wykorzystując zdobyte już wiadomości. W każdym przypadku spalania zauważamy, że niknie paląca się substancja, a w jej miejsce pojawia się nowa. Dlatego też spalanie reakcją chemiczną. Reakcja ta zachodzi pomiędzy palącą się substancją a (w poznanych przez nas przypadkach) tlenem. Reakcja ta przebiega, z wydzieleniem dużej ilości energii w postaci ciepła i światła. Dlatego przebieg takiej reakcji jest łatwy dla nas do zauważenia.

Spalanie jest to gwałtownie przebiegająca reakcja chemiczna, której towarzyszy wydzielanie się energii w postaci światła i ciepła.

W powietrzu spalanie zachodzi wolniej niż w tlenie, gdyż powietrze oprócz tlenu zawiera duże ilości azotu. W czasie palenia się węgla w tlenie wydzielano się ciepło czyli energia. Reakcje w czasie przebiegu których wydzielano się energia nazywamy reakcjami egzoenergetycznymi.

Reakcja egzoenergetyczna jest to reakcja w czasie przebiegu której wydzielano się energia.

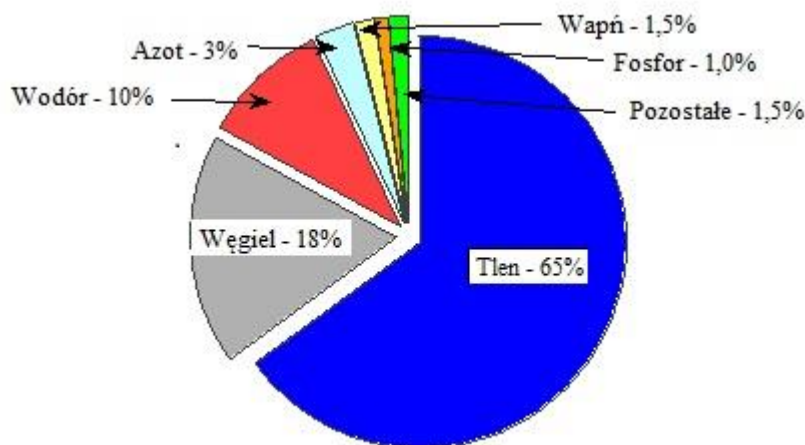
Znane są też reakcje, do przebiegu których należy cały czas dostarczać energię (np. wypalanie wapienia w wapiennikach). Reakcje takie nazywamy endoenergetycznymi.

Reakcja endoenergetyczna jest to reakcja do przebiegu której należy dostarczać energię.

Czy tlen jest toksyczny (trujący)? Na to pytanie każdy chyba potrafi udzielić bezbłędnej odpowiedzi. Wprawdzie nie jest on trujący, ale gdyby w powietrzu znajdował się sam tlen, to nasz organizm nie mógłby normalnie funkcjonować. Zbierzmy poznane właściwości tlenu i uzupełnijmy je o te, których nie można łatwo stwierdzić doświadczalnie. Tlen jest gazem bezbarwnym, bezwonny, bez smaku, niepalnym lecz podtrzymującym palenie, nietoksycznym, minimalnie cięższym od powietrza, słabo rozpuszczalnym w wodzie (w 1 dm³ rozpuszcza się 0,0699 g).

O tym, że tlen jest konieczny do życia, już wszyscy wiemy, ale jakie zastosowanie może mieć ten gaz? Tlen znalazł zastosowanie w palnikach acetylenowo-tlenowych służących do spawania żelaza, dla chorych na choroby układu oddechowego w celu ułatwienia im oddychania, w procesie odwęglania stali, w aparatach do oddychania dla nurków.

Tlen jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem w zewnętrznych warstwach ziemi do których zaliczamy atmosferę, hydrosferę czyli wszystkie rodzaje wód znajdujących się na powierzchni ziemi oraz litosferę czyli skorupę ziemską. Jego ilość stanowi 45 % ilości wszystkich pierwiastków.



Rys. 29. Rozpowszechnienie pierwiastków w zewnętrznych warstwach ziemi (litosfera, hydrosfera, atmosfera)

Korzystając z układu okresowego pierwiastków można w bardzo łatwy sposób stwierdzić czy gęstość danego gazu jest większa czy mniejsza od powietrza. Pośrednio korzystamy z właściwości wszystkich gazów. Taka sama liczba cząsteczek różnych gazów w tej samej temperaturze i pod tym samym ciśnieniem zajmuje taką samą objętość. Jeden mol dowolnego gazu w temperaturze 0°C i pod ciśnieniem 1013 hPa zajmuje objętość $22,414\text{ dm}^3$. Tak jak w przypadku izotopów w układzie okresowym podaje się średnią mas molowych poszczególnych izotopów, tak samo w przypadku powietrza można obliczyć średnią mas molowych wchodzących w jego skład gazów (uwzględniając procentowy udział każdego z nich). Tak wyliczona średnia masa molowa wynosi niecałe 29 g. Z czego wynika że każdy gaz którego masa molowa jest większa od 29 będzie miał gęstość większą od powietrza.

Masa molowa tlenu wynosi $2 \cdot 16\text{g} = 32\text{ g}$ liczba 32 jest większa od liczby 29 dlatego tlen ma większą gęstość od powietrza.

3.2. Azot i wodór

Na poprzedniej lekcji poznaliście właściwości tlenu, który jest jednym z ważnych składników powietrza. Jak pamiętacie, w powietrzu oprócz tlenu znajduje się około 78% azotu.

Spróbujmy określić właściwości azotu. Aby to uczynić, musimy przypomnieć sobie niektóre właściwości tlenu i powietrza. Zarówno tlen, jak i powietrze są gazami niepalnymi, bezbarwnymi, bez smaku i zapachu. Zatem azot posiada podobne właściwości. A jakie będą

właściwości azotu, różniące go od tlenu? W powietrzu substancje palą się wolniej niż w tlenie, z tego faktu będziemy wnioskowali, że azot nie będzie podtrzymywał palenia. Ponieważ tlen był minimalnie cięższy od powietrza, to azot musi być minimalnie lżejszy od powietrza. Azot jest również gazem nietoksycznym.

Zbierzmy właściwości jakie posiada azot: jest to gaz bezbarwny, bezwonny, bez smaku, niepalny i nie podtrzymujący palenia, jest nietoksyczny i niewiele lżejszy od powietrza.

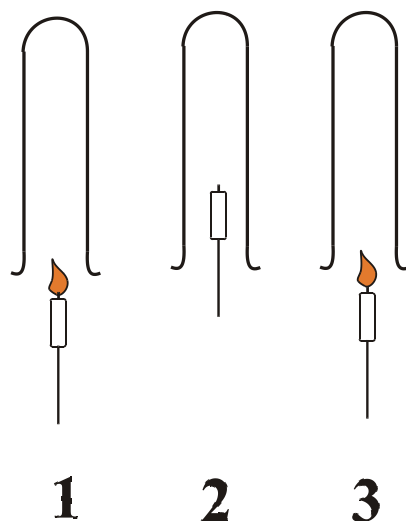
Azot znalazł zastosowanie głównie do produkcji amoniaku i kwasu azotowego. Używa się go też do stwarzania beztlenowej atmosfery, w czasie przeprowadzania niektórych reakcji chemicznych.

W bardzo wysokich warstwach naszej atmosfery, na wysokości około 100 km występuje wodór. Na Ziemi w niewielkich ilościach towarzyszy on gazom wulkanicznym, znikome jego ilości występują w gazie ziemnym. Duże ilości wodoru, podobnie jak i innych pierwiastków, zawarte są w związkach chemicznych. Przykładem takiego popularnego związku chemicznego zawierającego wodór jest woda. Właśnie od wody pochodzi łacińska nazwa wodoru. Hydrogenium oznacza: tworzący wodę.

Doświadczenie 22: *Do probówki obróconej do góry dnem i zawierającej wodór przyłóżcie zapaloną świeczkę. Co zaobserwowaliście?*

Jeżeli dokładnie przyjrzelicie się wylotowi probówki w momencie przybliżenia do niego płomienia świeczki, to zaobserwowaliście, że oprócz charakterystycznego "szczeknięcia" u wylotu probówki pojawił się niebieskawy płomień.

Doświadczenie 23: *Do probówki obróconej do góry dnem, w której znajduje się wodór, szybko włożcie umieszczoną na drucie świeczkę, a następnie szybko ją wyjmijcie. Czynność tę możecie powtórzyć. Co zaobserwowaliście?*

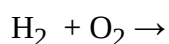


Rys. 30. Sposób wykonania doświadczenia nr 23

Wprowadzona do probówki z wodorem świeczka gasła, a wyciągana zapalała się od palącego się wodoru. Na zewnętrznych ściankach probówki powstały krople wody.

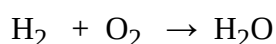
Z przeprowadzonych doświadczeń wynika, że wodór jest gazem palnym, ale nie podtrzymującym palenia.

Zapiszmy równanie reakcji spalania wodoru. W reakcji bierze udział wodór i tlen. Obydwa substraty są gazami, dlatego zapiszemy:

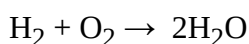


Grot strzałki wskazuje kierunek przebiegu reakcji chemicznej.

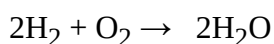
Ponieważ w reakcji powstaje woda, po prawej stronie strzałki zapiszemy: H_2O i wtedy nasze równanie przybierze postać:



Taki zapis nazywamy równaniem reakcji chemicznej. Tak jak w równaniu matematycznym "prawa strona równania ma się równać lewej", tak samo w równaniu reakcji chemicznej po obydwu stronach strzałki muszą być w takiej samej ilości te same atomy. W naszym przypadku po prawej stronie strzałki powinna być taka sama liczba atomów tlenu, co i po lewej, oraz taka sama liczba atomów wodoru powinna znajdować się po prawej stronie strzałki, co i po lewej. Po lewej stronie równania znajdują się dwa atomy tlenu (związane w cząsteczkę tlenu - O_2). W cząsteczce wody występuje jeden atom tlenu. Dlatego aby po stronie prawej występowały dwa atomy tlenu musimy napisać dwie cząsteczki wody. Równanie naszej reakcji przybierze postać:

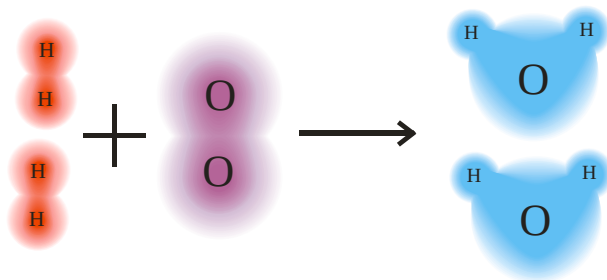


Teraz po prawej stronie strzałki mamy cztery atomy wodoru (w dwu cząsteczkach wody po dwa atomy), dlatego aby uzyskać tyle samo atomów po lewej stronie musimy napisać dwie cząsteczki wodoru (dwie cząsteczki po dwa atomy). Równanie nasze przybierze wtedy ostateczną postać:

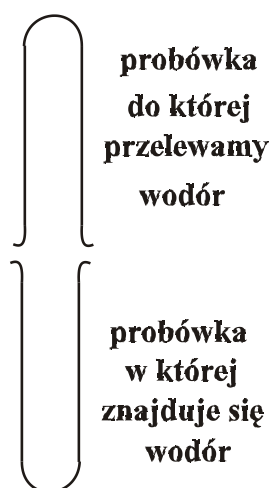


Czynność, którą przeprowadziliśmy nazywamy uzgadnianiem współczynników równania reakcji chemicznej.

Reakcję wodoru z tlenem możemy przedstawić graficznie:



Zapamiętaj: Równanie reakcji chemicznej jest to umowny zapis przy użyciu symboli przebiegu reakcji chemicznej, uwzględniający zależności ilościowe pomiędzy produktami a substratami tej reakcji.



Rys. 31. Przelewanie wodoru z jednej probówki do drugiej

Doświadczenie 24: Tak jak pokazano na rys. 31, spróbujcie przelać wodór z jednej probówki do drugiej. Po kilkudziesięciu sekundach wylot probówki pierwotnie "pustej" (zawierającej tylko powietrze) zbliżcie do płomienia np. świeczki. Co zaobserwowaliście?

Usłyszeliście charakterystyczne "szczeknięcie", oznaczające że wodór przeszedł z dolnej probówki do górnej, wypierając z niej powietrze. Jest to dowodem, że wodór jest lżejszy od powietrza. Wodór jest około 14 razy lżejszy od powietrza. Zapewne zauważyliście, że w pierwszych doświadczeniach wodór spalał się ciszej niż w ostatnim, gdy przelewaliśmy go z jednej probówki do drugiej. Stało się tak, ponieważ mieszanina wodoru z tlenem jest mieszaniną wybuchową. Mieszanina taka jest najbardziej wybuchowa, gdy w niej stosunek objętości wodoru do objętości tlenu wynosi 2 : 1.

Zapamiętaj: Mieszanina wybuchowa to mieszanina, w której może nastąpić gwałtowna reakcja przebiegająca z wydzielaniem dużej ilości energii.

Powtórzmy jeszcze raz, jakie właściwości wykazuje wodór: wodór jest gazem palnym, nie podtrzymującym palenia, słabo rozpuszczalnym w wodzie, bezbarwnym, bezwonny, bez smaku, około 14 razy lżejszym od powietrza, nietoksycznym. Wodór znalazł zastosowanie do produkcji amoniaku, wypełniania balonów meteorologicznych, w palnikach tlenowo-wodorowych, w procesie utwardzania tłuszczów ciekłych (wyrób margaryny), oraz w wielu innych ważnych syntezach organicznych.

3.3. Argon i chlor

Oprócz poznanych wcześniej gazowych pierwiastków w powietrzu występuje jeszcze argon. Jest go dużo mniej niż tlenu i azotu, ale za to dużo więcej niż pozostałych gazów. Symbol argonu w układzie okresowym pierwiastków umieszczony jest w ostatniej 18 grupie razem z takimi pierwiastkami jak hel, neon, krypton, ksenon i radon. Wszystkie te pierwiastki są gazami określanymi jako szlachetne (nie reagujące z żadnymi pierwiastkami), gdyż do sześćdziesiątych lat XX wieku nie znano ani jednego związku chemicznego, w którym występowałyby wymienione gazy.

Argon jest gazem bezbarwnym, bezwonny, niepalnym, cięższym od powietrza, nietoksycznym, bardzo słabo rozpuszczalnym w wodzie.

Argon w mieszaninie z azotem używany jest do napełniania żarówek oraz rur reklamowych barwnie świecących.

W warunkach panujących na Ziemi niewiele pierwiastków występuje w postaci gazowej. Oprócz wspomnianych już gazów szlachetnych i omawianych wcześniej: tlenu, azotu, wodoru, w postaci gazów występują jeszcze fluor i chlor. Obydwa te gazy są bardzo toksyczne. Chlor występuje w niewielkich ilościach w niektórych gazach wulkanicznych. W przyrodzie występuje głównie w związkach chemicznych. Jednym z nich jest stosowana w gospodarstwie domowym sól kuchenna. A jakie właściwości wykazuje gazowy chlor?

Uwaga: za względu na trujące właściwości chloru wszelkie doświadczenia z nim powinny być wykonywane ze szczególną ostrożnością.

Doświadczenie 25: Obejrzyjcie naczynie z chlorem, a następnie wprowadźcie do niego zapalony kawałek drewnika. Opiszcie Waszą obserwację.

Na podstawie obserwacji i wykonanego doświadczenia możemy stwierdzić, że chlor jest gazem o barwie zielonożółtej (stąd jego nazwa chloros, po grecku znaczy żółtozielony), jest niepalny i nie podtrzymuje palenia, ma ostry duszący zapach.

***Doświadczenie 26:** Do probówki wypełnionej do połowy wodą spróbujcie przelać chlor. Czy to się udało? Następnie zawartość probówki, w której była woda, dokładnie wytrząśnijcie.*

Chlor powoli przelał się do probówki z wodą. Po wytrząśnięciu probówki z wodą i przelaniem do niej gazem, zauważyliśmy, że barwny gaz z nad wody zniknął.

Na podstawie tych obserwacji możemy stwierdzić, że chlor jest gazem cięższym od powietrza i rozpuszczalnym w wodzie.

Powtórzmy właściwości chloru: jest to gaz o barwie zielonożółtej, o duszącym zapachu, silnie toksyczny, rozpuszczalny w wodzie, cięższy od powietrza, niepalny i nie podtrzymujący palenia.

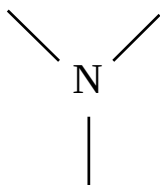
Chlor ze względu na właściwości trujące i to, że jest ponad dwa razy cięższy od powietrza użyty został jako gaz bojowy w pierwszej wojnie światowej.

Obecnie, chlor stosuje się do bielenia włókien, ekstrakcji złota, chlorowania wody, w procesie otrzymywania tworzyw sztucznych. Używany jest też w procesach syntezy różnych leków i barwników.

3.4. Amoniak i siarkowodór

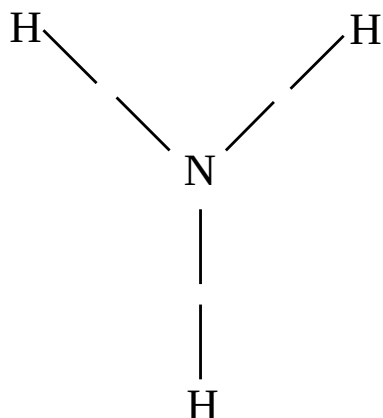
Wodór tworzy wiele związków chemicznych z innymi pierwiastkami. Jednym z takich połączeń jest woda. Innym połączeniem, w którym występuje wodór, jest amoniak. Wodór w reakcji z tlenem bardzo łatwo tworzy wodę, natomiast z azotem łączy się dopiero przy odpowiednio wysokim ciśnieniu i odpowiednio wysokiej temperaturze.

Zapiszmy przebieg reakcji wodoru z azotem. Aby to uczynić najpierw z folii odczytujemy wartościowość azotu. Atom azotu może uwspólnić obszary z jednym, dwoma, trzema, czterema lub pięcioma elektronami. W tej reakcji uwspólnia obszar z trzema elektronami, dlatego będzie trójwartościowy. Ponieważ atom azotu jest trójwartościowy to od jego symbolu wyprowadzimy trzy kreski:

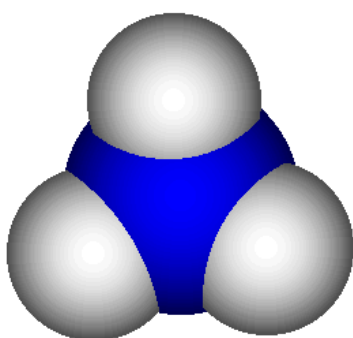
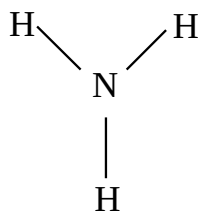


Zapamiętaj: Wartościowość graficznie przedstawiamy przy pomocy kreski. Liczba kresek wychodzących od symbolu pierwiastka oznacza jego wartościowość.

Każdy atom wodoru jest jednowartościowy. Dlatego aby wypełnić wszystkie trzy wartościowości atomu azotu, atom azotu musi połączyć się z trzema atomami wodoru:



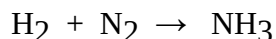
Wzór strukturalny cząsteczki amoniaku ma postać:



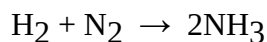
Rys. 32. Model cząsteczki amoniaku

Amoniak otrzymuje się w reakcji wodoru z azotem.

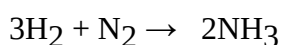
Równanie reakcji powstawania amoniaku poprzez łączenie się azotu z wodorem zapiszemy:



Ponieważ po lewej stronie równania mamy dwa atomy wodoru, to aby po prawej stronie była ich taka sama ilość, przed NH_3 musimy napisać 2



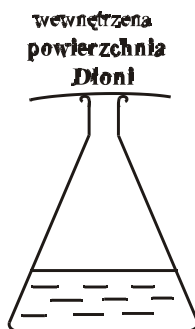
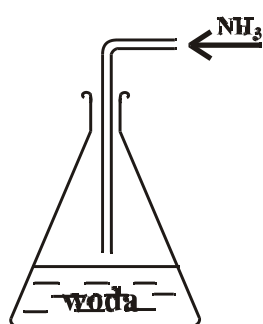
Po prawej stronie równania mamy teraz sześć atomów wodoru więc aby po lewej stronie była ich taka sama ilość, przed H_2 musimy napisać 3. Dzięki temu nasze równanie przybierze ostatecznie postać:



***Doświadczenie 27:** Oglądnijcie dokładnie naczynie, w którym znajduje się amoniak, bardzo ostrożnie powąchajcie jego zawartość, następnie wprowadźcie do niego zapaloną świeczkę. Co stwierdziliście?*

Amoniak jest: gazem, bezbarwnym, o ostrym zapachu, niepalnym i nie podtrzymującym palenia.

***Doświadczenie 28 :** Do kolby stożkowej wypełnionej w 1/3 objętości wodą wprowadźcie gumowym wężykiem amoniak tak, aby wylot wężyka znajdował się tuż nad powierzchnią wody. Gdy nadmiar amoniaku zacznie wydobywać się z kolby, wyciągnijcie z niej rurkę, a wylot zatkać dokładnie lekko zwilżoną dłonią. Dokładnie zatkaną dłonią kolbę mocno wstrząsajcie. Co zauważyliście w czasie wstrząsania kolbą?*



wstrząsajcie. Co zauważyliście w czasie wstrząsania kolbą?

Rys. 33. Sposób wprowadzania amoniaku do kolby stożkowej oraz sposób zatkania dłonią jej wylotu

W czasie wytrząsania zauważyliście, że kolba przyssała się do dłoni. Stało się tak, ponieważ znajdujący się wewnątrz amoniak rozpuścił się w wodzie, dzięki czemu w kolbie powstało podciśnienie, które spowodowało przyssanie się kolby do dłoni.

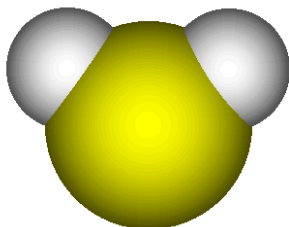
Wymieńmy właściwości amoniaku: jest to gaz bezbarwny, około dwa razy lżejszy od powietrza, o ostrym zapachu i mdłym smaku, niepalny, bardzo dobrze rozpuszczalny w wodzie. W większych ilościach jest szkodliwy dla organizmów żywych.

Amoniak stosuje się do otrzymywania kwasu azotowego, soli amonowych, jako czynnika chłodzącego w dużych chłodniach, jego wodny roztwór jest też stosowany jako nawóz sztuczny.

Amoniak powstaje w czasie rozkładu obumarłych organizmów żywych.

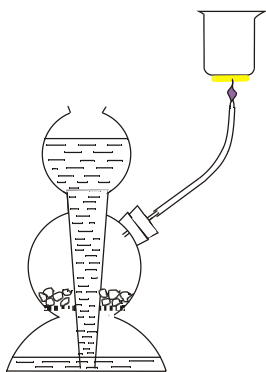
Innym połączeniem wodoru jest siarkowodór o wzorze H_2S . Siarkowodór jest silnie trującym gazem, dlatego nie wolno wykonywać z nim żadnych doświadczeń w pomieszczeniach zamkniętych. Z tego powodu wykonamy tylko niektóre doświadczenia z tym gazem. Siarkowodór jest gazem cięższym od powietrza.

Uwaga: Ze względu na trujące właściwości siarkowodoru wszelkie doświadczenia powinny być z nim wykonywane ze szczególną ostrożnością



Rys. 34. Model cząsteczki siarkowodoru

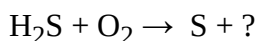
***Doświadczenie 29:** Zapalcie wydzielający się z rurki połączonej z urządzeniem do wywiazywania gazów siarkowodór. Nad płomieniem umieście zlewkę tak, aby płomień dotykał jej dna. Co zaobserwowaliście na dnie zlewki?*



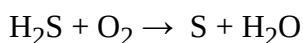
Rys. 35. Sposób wykonania doświadczenia nr 29

Na dnie zlewki powstał żółty nalot przypominający swym wyglądem siarkę. Jeżeli jednym z produktów spalania siarkowodoru jest siarka, to co będzie drugim?

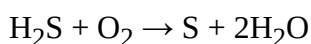
Spróbujmy zapisać równanie naszej reakcji:



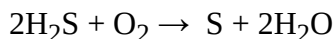
Jeżeli ze związku zawierającego w swoim składzie atomy siarki i wodoru wydzielila się siarka, to znaczy że atomy wodoru połączyły się z atomami tlenu i powstały cząsteczki wody. Dlatego też nasze równanie reakcji przybierze postać:



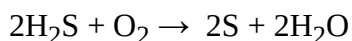
Ponieważ po lewej stronie równania występują dwa atomy tlenu, to aby po prawej była taka sama liczba atomów tlenu musimy przed symbolem H_2O napisać 2



W dwóch cząsteczkach wody znajdują się cztery atomy wodoru, dlatego aby po lewej stronie równania były również cztery atomy wodoru, przed H_2S musimy napisać 2



Po lewej stronie równania występują teraz dwa atomy siarki. Aby była ich taka sama ilość po prawej stronie, musimy przed symbolem siarki umieścić 2. Ostatecznie równanie reakcji spalania siarkowodoru zapiszemy:



Jak zdążyliście zauważyć, pomimo bardzo ostrożnego obchodzenia się z siarkowodorem, jego niewielkie ilości wydostały się do atmosfery i wtedy poczułicie zapach określany jako "zapach zgniłych jaj".

Poznany przez nas siarkowodor jest gazem bezbarwnym o zapachu zgniłych jaj, silnie toksyczny, palny, rozpuszczalny w wodzie, około półtora raza cięższy od powietrza.

Rozkładowi substancji białkowych często towarzyszy zapach zgniłych jaj, co świadczy o powstawaniu w tym procesie siarkowodoru. Rozkład substancji białkowych następuje w ciągach kanalizacyjnych, dlatego zdarzają się wypadki śmiertelnego zatrucia osób pracujących przy kanałach.

Siarkowodor nie znalazł większego zastosowania praktycznego.

3.5. Tlenek węgla(IV) i chlorowodor

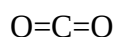
Dowiedzieliśmy się, że w powietrzu oprócz azotu, tlenu, argonu i zanieczyszczeń znajduje się tlenek węgla(IV).

Doświadczenie 30: Wprowadźcie do naczynia tlenek węgla(IV) . Oglądajcie jak ten gaz wygląda powąchajcie go. Następnie do tego naczynia wprowadźcie zapaloną świeczkę. Co zaobserwowaliście?

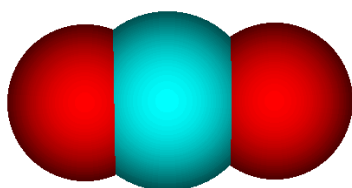
Gaz znajdujący się w naczyniu jest bezbarwny, bez zapachu, wprowadzona do niego świeczka zgasła.

Z tego wnioskujemy, że tlenek węgla(IV) jest gazem bezbarwnym, bez zapachu, nie palnym i nie podtrzymującym palenia.

W cząsteczce tlenu węgla (IV) atom węgla połączony jest z atomami tlenu podwójnymi wiązaniami, dlatego jego wzór strukturalny przybiera postać:



natomiast wzór sumaryczny piszemy: CO_2 .



Rys. 36. Model cząsteczki tlenu węgla(IV)

Doświadczenie 31 : Do kolby stożkowej wypełnionej w 1/3 objętości wodą wprowadźcie gumowym wężykiem tlenek węgla(IV) tak, aby wylot wężyka znajdował się tuż nad powierzchnią wody. Gdy nadmiar tlenu węgla(IV) zacznie wydobywać się z kolby,

wyciągnijcie z niej rurkę, a wylot dokładnie zatkajcie lekko zwilżoną dłonią. Dokładnie zatkaną dłonią kolbę mocno wstrząsajcie. Co zauważyliście w czasie wstrząsania kolbą?

Kolba przyssała się do naszej dłoni. Skoro woda pozostała w kolbie, to znaczy że zniknął tlenek węgla(IV). Po prostu rozpuścił się w wodzie. Z tego możemy wyciągnąć wniosek, że tlenek węgla(IV) jest bardzo dobrze rozpuszczalny w wodzie.

Poznany przez nas tlenek węgla(IV) jest gazem bezbarwnym, bez zapachu, niepalnym, około półtora raza cięższym od powietrza, bardzo dobrze rozpuszczalnym w wodzie, nietoksycznym.

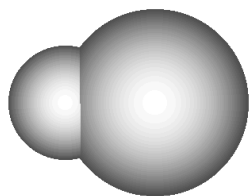
Ponieważ jest około 1,5 raza cięższy od powietrza, mogliśmy go zbierać do otwartego cylindra.

Tlenek węgla(IV), jak wiecie, powstaje w procesie oddychania. Jest on produktem przemian metabolicznych zachodzących w organizmach żywych. Tlenek węgla(IV) zawarty w powietrzu jest przyswajany przez rośliny i w połączeniu z wodą w procesie zwanym fotosyntezą 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 śniegowe. 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. Ten właśnie zestalony tlenek węgla(IV) przypomina swym wyglądem śnieg. Ponieważ wydobywający się z gaśnicy gaz ma bardzo niską temperaturę, poniżej minus 70oC, nie wolno wylotu z gaśnicy kierować w kierunku ludzi, gdyż grozi im to poważnym odmrożeniem.

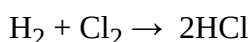
Powszechnie znana woda sodowa została wynaleziona w drugiej połowie XVIII wieku przez Josepha Priestleya. Wynalazca uważał ją za lekarstwo przeciwko szkorbutowi. Uczony ten miał jednak też poważniejsze zasługi dla nauki. Do jego osiągnięć należy między innymi wykrycie tlenu w powietrzu, odkrycie amoniaku, chlorowodoru, tlenku węgla.

Duże znaczenie ma jeszcze jedno połączenie wodoru z chlorem. Wodór łączy się z chlorem bardzo łatwo. W wyniku reakcji tych gazów powstaje również gaz, zwany chlorowodorem.



Rys. 37. Model cząsteczki chlorowodoru

Powstawanie chlorowodoru z wodoru i chloru, przedstawiamy przy pomocy równania reakcji:



Chlorowodór jest gazem cięższym od powietrza, trującym, niepalnym o silnie duszącym zapachu i kwaśnym smaku. Jest bardzo dobrze rozpuszczalny w wodzie. Wodny roztwór chlorowodoru o wzorze chemicznym HCl nazywa się kwasem solnym.

Chlorowodór używany jest głównie do produkcji kwasu solnego oraz do produkcji niektórych tworzyw sztucznych.

3.6. **Skażenie powietrza**

Na poprzednich lekcjach poznaliście kilka substancji, które są gazami. Były wśród nich pierwiastki i związki chemiczne. Jedne z nich są obojętne dla organizmu żywego. O innych mówiliśmy, że mają działanie szkodliwe albo trujące. Wiemy, że o szkodliwości danej substancji decydują jej właściwości oraz jej dawka. Tak samo jest w przypadku powietrza o szkodliwości danej substancji decyduje jej ilość znajdująca się w otaczającym nas powietrzu.

Jeżeli w procesach biologicznych powstają substancje trujące, np. siarkowodór, to stanowią one tylko zagrożenie dla osób przebywających bezpośrednio w ich zasięgu, natomiast w dużym rozrzedzeniu w powietrzu ich działanie jest tak znikome, że nie stanowią one praktycznego zagrożenia dla organizmów żywych. Człowiek wybudował fabryki, w których produkuje się wiele przedmiotów ułatwiających mu pracę i uprzyjemniających wolny czas po pracy. W procesie produkcji tych przedmiotów powstają w wielkich ilościach substancje szkodliwe dla człowieka. Powstałe ilości są tak wielkie, że sama przyroda nie jest w stanie ich unieszkodliwić. Przykładem takiej substancji jest tlenek siarki(IV) SO_2 , który w bardzo małych ilościach zawsze znajdował się w atmosferze ziemskiej. W wyniku rozwoju przemysłu i spalania olbrzymich ilości węgla, do atmosfery wprowadzono tak duże ilości tlenku siarki(IV), że stanowią one poważne zagrożenia w dużych aglomeracjach i ich

okolicach dla świata roślinnego i zwierzęcego, a tym samym dla człowieka. Tlenek siarki(IV) powstaje w procesie spalania węgla, który zawiera zawsze pewne ilości związków siarki. Innym zagrożeniem dla przyrody są tlenki azotu. Azot, jak pamiętacie w otaczających nas warunkach nie łączy się zbyt łatwo z innymi pierwiastkami. Dlatego też może istnieć w atmosferze obok tlenu, jednak w wysokiej temperaturze w czasie przeskoku iskry elektrycznej łączy się z nim. W przyrodzie taki proces zachodzi w czasie burzy. Powstała jednak ilość tlenu azotu jest tak mała, że nie zagraża egzystencji przyrody, a jest nawet dla niej korzystna. Człowiek przeprowadzając różne procesy chemiczne wytwarza tak duże ilości tlenu azotu, że stały się one poważnym zagrożeniem dla przyrody. Oprócz tych substancji fabryki emitują do atmosfery olbrzymie ilości innych substancji gazowych oraz pyłów, które stanowią nie mniejsze zagrożenie dla przyrody. My też czasami przyczyniamy się do zanieczyszczania atmosfery. Do takich działań można zaliczyć bezmyślne spalanie zużytych opon i opakowań z tworzyw sztucznych lub używanie samochodów ze źle ustawionymi silnikami. W procesach chemicznych powstaje też jako produkt uboczny ozon, którego oddziaływanie na przyrodę jest szkodliwe, natomiast jest niezbędny w górnych warstwach atmosfery.

Oprócz wymienionych przykładowo gazów w zanieczyszczonej atmosferze znajdują się pyły. Pyły zatykają aparaty szparkowe w liściach, uniemożliwiając im pobieranie z atmosfery tlenu węgla(IV).

***Doświadczenie 32 :** Do zakręcanego słoika wrzucicie zwilżony kawałek liścia i barwne płatki kwiatu. Następnie wprowadźcie tlenek siarki(IV) i słoik szczelnie zakręćcie. Co jakiś czas oglądajcie co dzieje się w słoiku.*

Po pewnym czasie zobaczycie, że umieszczone: listek i płatki uległy odbarwieniu, co świadczy o silnym oddziaływaniu tlenu siarki(IV) na rośliny. W atmosferze stężenie tlenu siarki(IV) jest mniejsze, dzięki czemu proces degradacji przyrody zachodzi wolniej.

Człowiek zrozumiał, jak wielkim skarbem jest dla niego przyroda i zaczyna wprowadzać działania zmierzające do zatrzymania procesu degradacji przyrody. Działania te polegają między innymi na zakładaniu w fabrykach filtrów, których zadaniem jest poważne zmniejszenie lub całkowite wyeliminowanie emisji zanieczyszczeń do atmosfery. Inne działanie polega na wprowadzeniu do fabryk procesów energooszczędnych. Ale aby działania te powiodły się potrzeba współdziałania wszystkich ludzi zamieszkujących naszą planetę.

Zdrowe środowisko to nasze zdrowie.

3.7. Gazowe połączenia węgla z wodorem

Na pewno wiecie z filmów lub książek, że niekiedy z bagien wydziela się gaz zwany błotnym. Jest on palny. Podobny skład do gazu błotnego ma gaz ziemny. Głównym składnikiem tych gazów jest metan. .

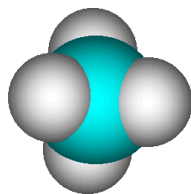
Doświadczenie 33: Zebrany do naczynia metan oglądnijcie, a następnie zapalcie. Do naczynia, w którym metan uległ spaleniu, nalejcie trochę wody wapiennej i wytrząśnijcie zawartość naczynia. Co zaobserwowaliście?

Oglądając metan możemy stwierdzić, że jest to gaz bezbarwny, palny. Natomiast ze zmętnienia wody wapiennej wnioskujemy, że w skład jego cząsteczki wchodzi węgiel.

Doświadczenie 34: Nad palącym się metanem umieśćcie suchą zimną zlewkę. Co zaobserwowaliście?

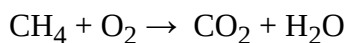
Zlewka pokryła się drobnymi kropelkami wody, z czego wnioskujemy, że w skład cząsteczek metanu oprócz atomów węgla wchodzi atomy wodoru (woda powstała z połączenia się tlenu z powietrza z atomami wodoru z metanu).

Cząsteczka metanu ma bardzo prostą budowę ponieważ znajduje się w niej tylko jeden atom węgla. Ponieważ atomy węgla są czterowartościowe, a atomy wodoru jednowartościowe, dlatego wzór metanu zapisujemy CH_4 .

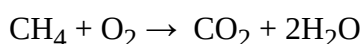


Rys. 38. Model cząsteczki metanu

A jak zapiszemy równanie reakcji, w której metan uległ spaleniu? Wiemy, że metan pali się w obecności tlenu, a w wyniku reakcji powstaje tlenek węgla(IV) i woda, dlatego zapiszemy:

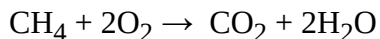


Po lewej stronie równania mamy cztery atomy wodoru, dlatego aby po stronie prawej była ich taka sama liczba, przed symbolem H_2O musimy napisać 2.



Po stronie prawej równania znajdują się teraz cztery atomy tlenu (dwa w cząsteczce CO₂ i dwa w dwóch cząsteczkach wody), dlatego aby po lewej stronie równania znajdowała się taka sama liczba atomów tlenu, przed symbolem cząsteczki tlenu należy umieścić 2

Równanie tej reakcji przybierze wtedy ostateczną postać:



Metan jest gazem bezbarwnym, o bardzo słabym, prawie niewyczuwalnym zapachu, palnym, lżejszym od powietrza, słabo rozpuszczalnym w wodzie.

Metan powstaje w czasie rozkładu substancji organicznych w beztlenowej atmosferze. Powstaje on nie tylko w błotach ale również w przewodzie pokarmowym ssaków i jest wydalany w postaci wiatrów. 12% metanu zawartego w powietrzu powstaje w przewodzie pokarmowym ssaków.

Ponieważ reakcja metanu z tlenem zawartym w powietrzu jest reakcją egzoenergetyczną, metan używany jest jako paliwo w celu uzyskania energii cieplnej. Otrzymuje się też z niego niektóre rozpuszczalniki.

4. Połączenia węgla z wodorem

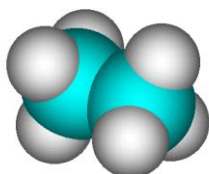
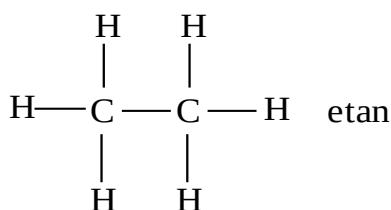
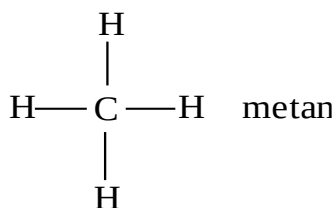
4.1. Węglowodory nasycone

Węgiel z wodorem nie tworzy tylko jednego związku chemicznego. Takich związków, w których występują tylko atomy węgla i wodoru jest bardzo wiele i nazywamy je węglowodorami. Tak olbrzymia ilość połączeń węgla z wodorem istnieje dzięki możliwości łączenia się ze sobą atomów węgla w łańcuchy i pierścienie.

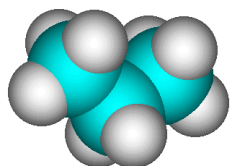
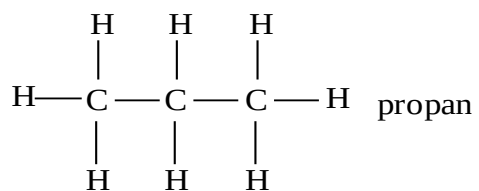
Zapamiętaj: Węglowodory to połączenia tylko atomów węgla z atomami wodoru.

Węglowodory zaliczamy do olbrzymiej grupy związków chemicznych określanych jako związki organiczne. We wszystkich związkach organicznych występują atomy węgla. Dział chemii który zajmuje się badaniem związków organicznych nazywamy chemią organiczną. Nazwa ta wywodzi się jeszcze z czasów gdy sądzono że związki organiczne mogą być wytwarzane tylko w organizmach żywych.

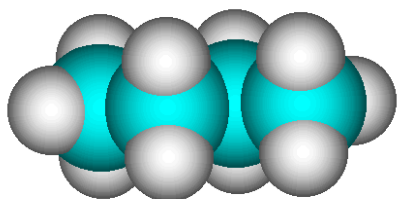
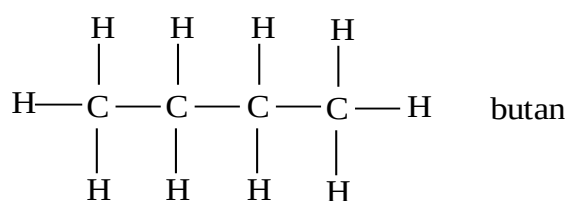
W celu łatwiejszego zrozumienia budowy cząsteczek węglowodorów napiszmy ich wzory tak, abyśmy wiedzieli w jaki sposób w cząsteczce powiązane są ze sobą atomy.



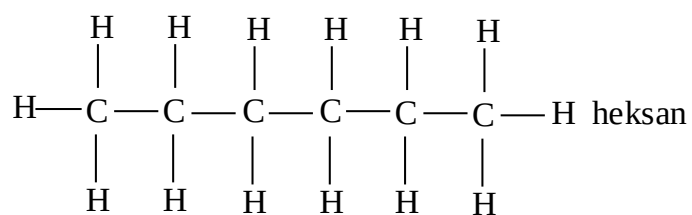
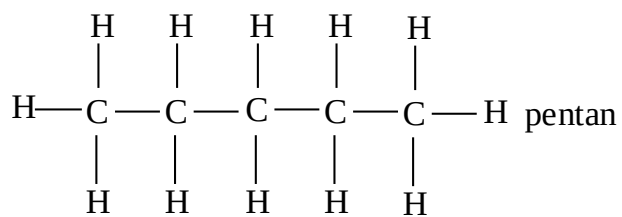
Rys. 39. Model cząsteczki etanu



Rys. 40. Model cząsteczki propanu



Rys. 41. Model cząsteczki butanu



Jeżeli dokładnie przyjrzymy się przedstawionym powyżej ciągom wzorów to stwierdzimy, że każdy następny człon różni się od poprzedniego o grupę $\text{-CH}_2\text{-}$. Taki ciąg węglowodorów w którym każdy następny człon różni się od poprzedniego o grupę $\text{-CH}_2\text{-}$ nazywamy szeregiem homologicznym węglowodorów.

Zapamiętaj: Szereg homologiczny jest to szereg związków organicznych w którym każdy następny człon różni się od poprzedniego o grupę CH_2 , a pozostałe elementy budowy pozostają bez zmiany.

Szereg homologiczny ma dla nas również znaczenie z innego powodu, gdyż pozwala nam przewidywać właściwości fizyczne jego członów. Mianowicie ze wzrostem liczby atomów w cząsteczce jedne właściwości wzmagają się a inne słabną.

W szeregu homologicznym alkanów wraz ze wzrostem liczby atomów w cząsteczce rośnie temperatura wrzenia np: metan ($-161\text{ }^{\circ}\text{C}$), etan ($-88\text{ }^{\circ}\text{C}$), propan ($-42\text{ }^{\circ}\text{C}$), butan ($-0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$), pentan ($36\text{ }^{\circ}\text{C}$).

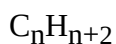
W szeregu homologicznym alkanów wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w cząsteczce wzrasta ich gęstość. Węglowodory nasycone zawierające w cząsteczce 1 - 4 atomów węgla są gazami.

Pierwsze cztery człony szeregu homologicznego alkanów noszą nazwy tradycyjne (metan, etan, propan, butan), natomiast nazwy węglowodorów począwszy od piątego tworzy się od liczebnika greckiego. Dzięki temu już z nazwy węglowodoru wiadomo ile atomów węgla znajduje się w jego cząsteczce.

Zapamiętaj: Nazwy węglowodorów począwszy od piątego tworzy się od liczebnika greckiego podającego liczbę atomów węgla w cząsteczce węglowodoru. Nazwy węglowodorów nasyconych charakteryzują się końcówką -an.

Kolejne węglowodory noszą nazwy: undekan (11 atomów węgla w cząsteczce), dodekan (12), tridekan (13), tetradekan (14), pentadekan (15), heksadekan (16), heptadekan (17), oktadekan (18), nonadekan (19).

Jeżeli przyjrzyjcie się wzorom ułożonym w szereg homologiczny, to zauważycie, że wszystkie wzory można ująć w jeden wzór ogólny:



Zapamiętaj: C_nH_{n+2} to ogólny wzór węglowodorów nasyconych (alkanów).

Podstawiając za n dowolną liczbę otrzymujemy wzór sumaryczny węglowodoru zawierającego n atomów węgla w cząsteczce.

4.2. Ropa naftowa

Doświadczenie 35: Oglądnijcie nalaną do małej zlewki próbkę ropy naftowej, powąchajcie ją i określcie jaki ma zapach. Sprawdźcie jej palność. Wlejcie kroplę ropy naftowej do probówki z wodą, wytrząśnijcie zawartość probówki i pozostawcie ją na chwilę w spokoju.

Z przeprowadzonych obserwacji i prób wynika, że ropa naftowa jest cieczą o barwie brunatnej, lżejszą od wody, nierozpuszczalną w wodzie, palną.

Ropa naftowa jest mieszaniną ciekłych węglowodorów, w których rozpuszczone są węglowodory gazowe i stałe.

Zapamiętaj: Ropa naftowa to głównie mieszanina węglowodorów.

Ropa naftowa jest kopaliną, ponieważ wydobywa się ją spod ziemi. Może być zanieczyszczona innymi związkami chemicznymi łatwo w niej rozpuszczalnymi.

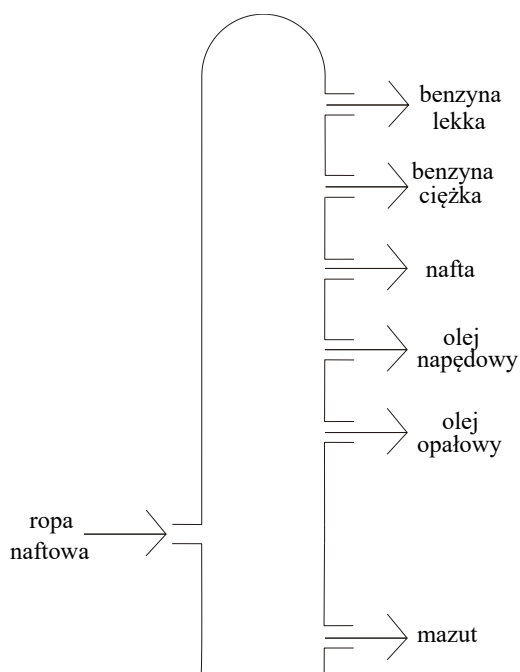
Ropa naftowa powstała z organizmów żywych żyjących miliony lat temu na Ziemi. W czasie tak długiego czasu bez dostępu powietrza związki chemiczne, z których były zbudowane organizmy żywe przekształciły się w ropę naftową.

Ropa naftowa jest poddawana destylacji, w wyniku której zostają z niej wydzielone frakcje.

Destylacja polega na przeprowadzeniu cieczy w parę a następnie na oziębieniu jej w wyniku czego otrzymujemy z powrotem w ciecz. Frakcją destylacji nazywamy ciecz która wrze w pewnym określonym zakresie temperatur.

W kolejno destylujących frakcjach znajdują się węglowodory o coraz dłuższym łańcuchu węglowym. Rozróżnia się między innymi frakcje: benzyna lekka wrząca w temperaturach $40 - 160\text{ }^{\circ}\text{C}$, benzyna ciężka $160 - 200\text{ }^{\circ}\text{C}$, nafta $260 - 300\text{ }^{\circ}\text{C}$, olej napędowy $260 - 350\text{ }^{\circ}\text{C}$. Pozostałością jest mazut, który poddaje się dalszej obróbce otrzymując z niego smary. Pozostałością po przeróbce mazutu jest asfalt. Asfalt używa się do kładzenia nawierzchni dróg lub poddaje go dalszej przeróbce.

W czasie rozdzielania frakcji o wysokich temperaturach wrzenia otrzymuje się znaną wam parafinę.

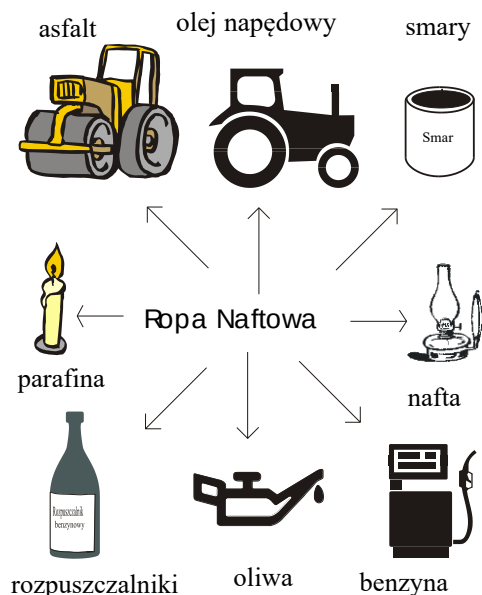


Rys. 42. Schemat destylacji ropy naftowej

Benzyna jest mieszaniną węglowodorów zawierających od 5 do 12 atomów węgla w cząsteczce, natomiast w parafinie, która jest substancją stałą, znajdują się węglowodory zawierające od 18 - 32 atomów węgla w cząsteczce. Duże ilości ropy naftowej rozdestyluje się na frakcje oraz przerabia w celu uzyskania z nich odpowiednich paliw. Benzyna używana do napędzania silników zawiera dodatek tetraetylołowiu ($(C_2H_5)_4Pb$) i dlatego nosi nazwę benzyny etylizowanej. Dodatek tetraetylołowiu ma za zadanie uzyskanie paliwa o pożądanych właściwościach. Ponieważ w czasie spalania takiej benzyny przedostają się do atmosfery związki ołowiu działające niekorzystnie na organizmy żywe, wprowadza się coraz częściej benzynę bezołowiową.

Węglowodory ciekłe są używane między innymi jako rozpuszczalniki wielu związków organicznych. Dobrze rozpuszczają się w nich np. tłuszcze. Ponieważ w ropie naftowej rozpuszczone są również ciekłe węglowodory, w czasie jej przerobu uzyskuje się gazy opałowe, którymi są głównie propan i butan. W procesie przeróbki ropy naftowej uzyskuje się też oleje opałowe, używane do ogrzewania pomieszczeń. Produktem przerobu ropy naftowej jest znana wam wazelina używana między innymi w kosmetyce.

Ropa naftowa nabrała znaczenia w połowie XIX w. Wyodrębnioną z niej frakcję o nazwie nafta zastosowano do celów oświetleniowych. Pierwszą lampę naftową skonstruował w 1853 r. Polak Ignacy Łukasiewicz i wykorzystał do oświetlenia szpitala we Lwowie. Pierwszą w świecie kopalnię ropy naftowej uruchomił Łukasiewicz w 1854 r. w Bóbrce.



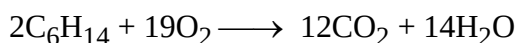
Rys. 43. Zastosowanie niektórych produktów destylacji ropy naftowej

4.3. Spalanie węglowodorów

***Doświadczenie 36:** Do blaszanego naczynia nalejcie trochę benzyny aptecznej lub benzynowego rozpuszczalnika, a następnie ją zapalcie. Do zlewki zbierzcie trochę spalin powstających przy spalaniu benzyny. Zwróćcie uwagę na wygląd ścianek wewnątrz zlewki. Następnie zatkajcie kartonikiem zlewkę, obróćcie ją, nalejcie do niej trochę wody wapiennej i wytrząśnijcie jej zawartość.*

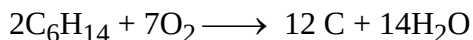
Nad płomieniem ostrożnie przesuwajcie biały porcelanowy kawałek talerza.

Woda wapienna pod wpływem spalin benzyny zmętniała. Świadczy to o obecności w spalinach tlenu węgla(IV). Wnętrze zlewki pokryło się kropelkami wody. Oznacza to, że w spalinach jest para wodna. Z obserwacji tych wyciągamy wniosek, że w wyniku spalania się benzyny powstał tlenek węgla(IV) oraz woda. Zapiszmy przy pomocy równania przebieg naszej reakcji. Załóżmy, że spalany przez nas węglowodorem jest heksan:

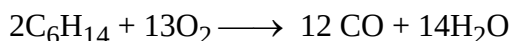


Przesuwając białym kawałkiem porcelany nad płomieniem stwierdziliśmy, że pokrył się on czarnym nalotem będącym sadzą. Wynika z tego, że nie wszystkie cząsteczki węglowodorów

uległy spaleniowi do wody i tlenku węgla(IV), część z nich uległa spaleniowi tylko do węgla i pary wodnej. Równanie powyższego procesu zapiszemy:



W specyficznych warunkach przy zbyt małym dostępie tlenu część cząsteczek węglowodorów może ulec spaleniowi do wody i tlenku węgla(II). Proces ten zapiszemy przy pomocy równania reakcji:

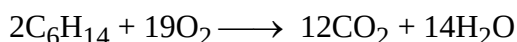


Tlenek węgla(II) w niewielkiej ilości powstaje w czasie spalania się benzyny w silnikach samochodowych.

Tlenek węgla(II) może również powstawać w czasie spalania gazu w kuchenkach i piecykach gazowych przy małym dostępie tlenu. W przypadku nieprawidłowej instalacji kominowej przedostaje się do pomieszczeń powodując zatrucia przebywających w nich ludzi.

Obliczmy ile tlenu potrzeba do spalania 1 kg benzyny. Zakładamy że następuje całkowite spalanie a nasza benzyna jest czystym heksanem (jak pamiętacie benzyna jest mieszaniną węglowodorów z pewnymi dodatkami).

Rozwiązanie zadania zaczynamy od napisania równania reakcji:



Z równania reakcji odczytujemy że w przypadku całkowitego spalania heksanu 2 cząsteczki tego węglowodoru reagują z 19 cząsteczkami tlenu. Z czego wynika że 2 mole tego węglowodoru reagują z 19 molami tlenu.

1 mol heksanu waży $6 \cdot 12\text{g} + 14 \cdot 1\text{g} = 86\text{g}$

natomiast 2 mole heksanu ważą $2 \cdot 86\text{g} = 172\text{g}$

1 mol cząsteczek tlenu waży $2 \cdot 16\text{g} = 32\text{g}$

natomiast 19 moli tlenu waży $19 \cdot 32\text{g} = 608\text{g}$

1 kg = 1000 g

Wobec powyższego możemy ułożyć zależność:

Jeżeli do spalania 172 g heksanu potrzeba 608 g tlenu

To do spalania 1000 g heksanu potrzeba x g tlenu

Z czego wynika zapis:

$172\text{g} : 608\text{g} = 1000\text{g} : x\text{g}$ po przekształceniu otrzymujemy:

$172\text{g} \cdot x = 608\text{g} \cdot 1000\text{g}$ z czego wyliczamy x

$$x = \frac{608\text{g} \cdot 1000\text{g}}{172\text{g}}$$

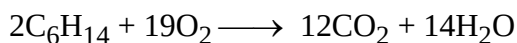
$$x = 3534,88 \text{ g}$$

$$3534,88 \text{ g} \approx 3,53 \text{ kg}$$

Do spalania 1 kg heksanu potrzeba 3,53 kg tlenu.

Oblicz ile powstanie tlenku węgla(IV) w czasie całkowitego spalania 1 kg heksanolu

Rozwiązanie zadania zaczynamy od napisania równania reakcji:



Z równania reakcji odczytujemy że w przypadku całkowitego spalania heksanu z 2 cząsteczek tego węglowodoru powstaje 12 cząsteczek tlenku węgla(IV). Z czego wynika że z 2 moli tego węglowodoru powstanie 12 moli tlenku węgla(IV).

$$1 \text{ mol heksanu waży } 6 \cdot 12\text{g} + 14 \cdot 1\text{g} = 86 \text{ g}$$

$$\text{natomiast 2 mole heksanu ważą } 2 \cdot 86\text{g} = 172\text{g}$$

$$1 \text{ mol cząsteczek tlenku węgla(IV) waży } 12\text{g} + (2 \cdot 16\text{g}) = 44\text{g}$$

$$\text{natomiast 12 moli tlenku węgla(IV) waży } 12 \cdot 44\text{g} = 528\text{g}$$

$$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$$

Wobec powyższego możemy ułożyć zależność:

Jeżeli ze spalania 172 g heksanu powstanie 528 g tlenku węgla(IV)

To ze spalania 1000 g heksanu powstanie x g tlenku węgla(IV)

Z czego wynika zapis:

$$172 \text{ g} : 528 \text{ g} = 1000 \text{ g} : x \text{ g} \quad \text{po przekształceniu otrzymujemy:}$$

$$172\text{g} \cdot x = 528\text{g} \cdot 1000\text{g} \quad \text{z czego wyliczamy x}$$

$$x = \frac{528\text{g} \cdot 1000\text{g}}{172\text{g}}$$

$$x = 3069,77\text{g}$$

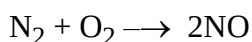
$$3069,77\text{g} \approx 3,07 \text{ kg}$$

W czasie spalania 1 kg heksanu powstanie 3.07 kg tlenku węgla(IV).

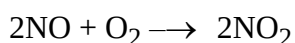
4.4. Zanieczyszczenie atmosfery spalinami samochodowymi

Wzrost liczby samochodów spowodował zanieczyszczenie atmosfery spalinami samochodowymi. Jakie są główne składniki spalin? Teoretycznie spalając samą benzynę przy odpowiednim dostępie tlenu powinniśmy otrzymać wodę i tlenek węgla(IV). Jednak w silnikach spalinowych nie można przeprowadzić tak idealnego spalania. Do cylindra, w którym następuje spalanie, doprowadzane są benzyna oraz powietrze czyli mieszanina

głównie tlenu i azotu. Zapalenie mieszanki paliwa i powietrza w cylindrze następuje na skutek przeskoku w świecy iskry elektrycznej. W takich warunkach nie tylko spala się benzyna, ale również z tlenem reaguje azot. Co możemy zapisać przy pomocy równania:



Powstały tlenek azotu(II) po przedostaniu się do atmosfery reaguje z tlenem dając tlenek azotu(IV):



Tlenki azotu są dla organizmów żywych trujące.

W spalinach znajdują się oprócz wody i tlenku węgla(IV) dodatkowo: tlenki azotu, tlenek węgla(II) oraz nie spalone węglowodory. Przy używaniu benzyny etylizowanej do atmosfery przedostają się związki ołowiu. Powstałe dodatkowo tlenki azotu, tlenek węgla(II), nie spalone węglowodory oraz związki ołowiu zanieczyszczają atmosferę.

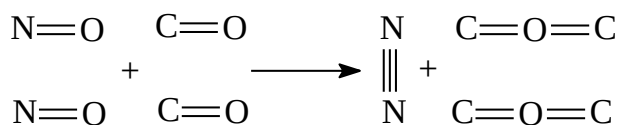
Ponieważ w najbliższym czasie nie ma możliwości zastąpienia silników benzynowych innym rodzajem napędu, który nie zanieczyszczałby środowiska, podjęto działania zmierzające do ograniczenia zanieczyszczenia środowiska szkodliwymi składnikami spalin. Jednym z działań zmierzającym do wyeliminowania związków ołowiu jest stosowanie benzyny bezołowiowej. Natomiast w celu wyeliminowania tlenku węgla(II), nie spalonych węglowodorów i tlenków azotu ze spalin, stosuje się urządzenia zwane katalizatorami samochodowymi, w których szkodliwe dla otoczenia substancje przemieniają się w nieszkodliwe produkty.

Co to są katalizatory?

Zapamiętaj: Katalizatory są to substancje, które nie zużywają się w czasie reakcji chemicznej, ale umożliwiają lub przyspieszają przebieg danej reakcji chemicznej.

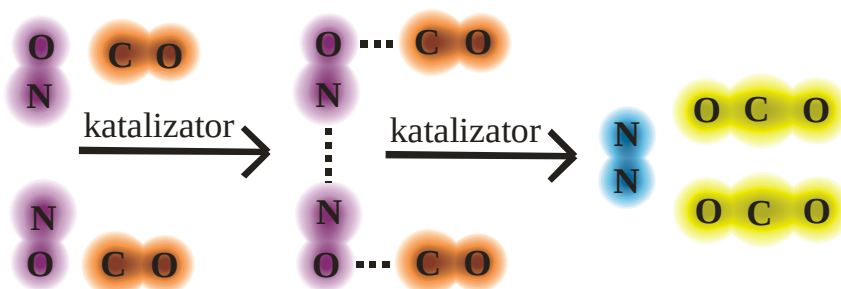
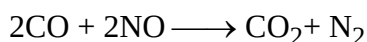
W samochodzie z zainstalowanym urządzeniem do katalitycznego oczyszczania spalin, spaliny po wyjściu z silnika nie przedostają się do atmosfery, lecz do specjalnego urządzenia. W urządzeniu tym zachodzi na katalizatorze całkowite spalanie nie spalonych w silniku węglowodorów: tlenek węgla(II) zostaje przeprowadzony w tlenek węgla(IV), a tlenki azotu w azot.

W warunkach jakie nas otaczają nie zachodzi reakcja tlenku węgla(II) z tlenkami azotu. Natomiast w obecności platyny tlenek azotu(II) reaguje z tlenkiem węgla(II).



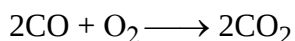
Z powyższego zapisu przebiegu reakcji wynika, że katalizator umożliwia odłączenie atomu tlenu od cząsteczki tlenku azotu(II) i przyłączenie go do cząsteczki tlenku węgla(II), dzięki czemu powstają cząsteczki azotu i tlenku węgla(IV). Powstałe związki chemiczne nie są już zagrożeniem dla środowiska.

Reakcję tę możemy zapisać przy pomocy równania:



Rys. 44. Schemat przebiegu reakcji na katalizatorze samochodowym

Jeżeli w spalinach znajduje się nadmiar tlenku węgla(II) względem tlenku azotu(II), to w reakcji z tlenem z powietrza zostaje on przeprowadzony w tlenek węgla(IV):



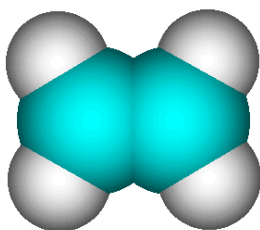
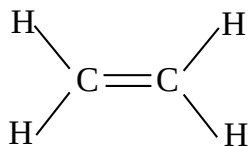
Mając zainstalowany katalizator samochodowy należy stosować benzynę bezołowiową, gdyż związki ołowiu zatrują katalizator który wtedy nie spełnia swojej roli.

Aby jak najmniej zanieczyszczać środowisko samochodem napędzanym benzyną, należy dbać, aby były w nim zawsze prawidłowo wyregulowane: zawory, gaźnik i aparat zapłonowy.

4.5. Węglowodory nienasycone

Poznaliście grupę węglowodorów zwanych nasyconymi. Jak sama nazwa sugeruje, powinny istnieć w takim razie jeszcze węglowodory nienasycone. Skoro w definicji węglowodorów nasyconych mówiliśmy, że są to takie węglowodory, w cząsteczce których pomiędzy atomami węgla występują tylko wiązania pojedyncze, należy wnioskować, że w węglowodorach nienasyconych pomiędzy atomami węgla występują wiązania wielokrotne. W cząsteczkach węglowodorów nienasyconych pomiędzy atomami węgla mogą występować wiązania podwójne i potrójne.

Najprostszym węglowodorem nienasyconym grupy alkenów jest eten o wzorze strukturalnym:



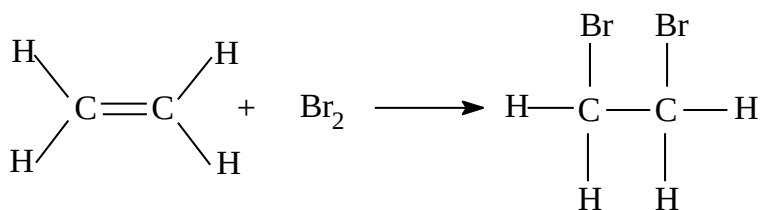
Rys. 45. Model cząsteczki etenu

Wzór sumaryczny etenu zapisujemy więc C_2H_4

Doświadczenie 37 : Oglądnijcie zebrany w probówce eten, zapalcie go.

Doświadczenie 38: Do probówki z etenem ostrożnie, aby się nie ulotnił, wprowadźcie kilka kropli wody bromowej (wodny roztwór bromu). Probówkę zatkać palcem i wytrząśnijcie dokładnie jej zawartość.

Woda bromowa uległa odbarwieniu, o dowodzi że przereagowała z wprowadzonym do niej etenem. W czasie tej reakcji pękło jedno z wiązań w wiązaniu podwójnym i w tym miejscu przyłączył się brom. Przebieg reakcji przy pomocy wzorów strukturalnych przedstawia poniższy zapis:

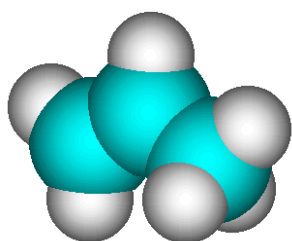
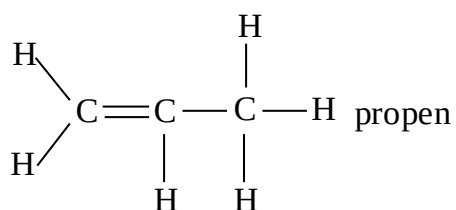


Na podstawie przeprowadzonych doświadczeń stwierdzamy, że eten jest gazem bezbarwnym, palnym, odbarwiającym wodę bromową (ponieważ w jego cząsteczce znajduje się wiązanie podwójne).

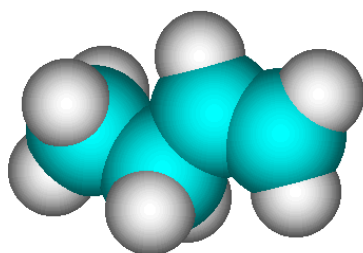
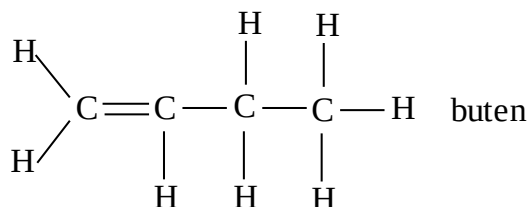
Zapamiętaj: Alkeny to węglowodory nienasycone, w cząsteczce których pomiędzy atomami węgla występuje jedno wiązanie podwójne.

Zapamiętaj: Nazwy alkenów począwszy od piątego tworzy się od liczebnika greckiego podającego liczbę atomów węgla w cząsteczce węglowodoru. Nazwy alkenów charakteryzują się końcówką -en.

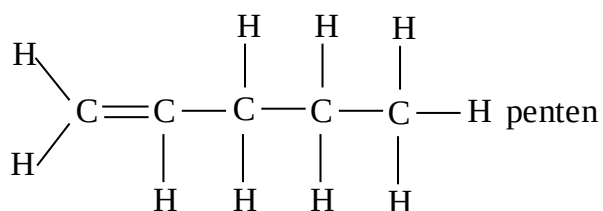
Podobnie jak alkany, alkeny tworzą szereg homologiczny. Pierwszym członem tego szeregu jest eten, a następnymi:

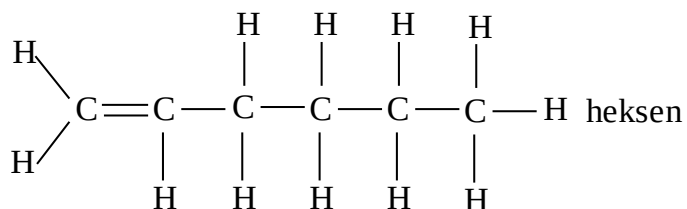


Rys. 46. Model cząsteczki propenu



Rys. 47. Model cząsteczki butenu

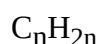




Wzory sumaryczne pierwszych dziewięciu członów szeregu homologicznego alkenów zapisujemy:

C_2H_4 - eten, C_3H_6 - propen, C_4H_8 - buten, C_5H_{10} - penten, C_6H_{12} - heksen,
 C_7H_{14} - hepten, C_8H_{16} - okten, C_9H_{18} - nonen $\text{C}_{10}\text{H}_{22}$ - deken

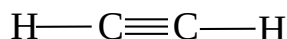
Jeżeli przyjrzyjcie się wzorom ułożonym w szereg homologiczny, to zauważycie, że wszystkie wzory można ująć w jeden wzór ogólny:



Zapamiętaj: C_nH_{2n} to ogólny wzór alkenów.

Podstawiając za n dowolną liczbę otrzymujemy wzór sumaryczny węglowodoru zawierającego n atomów węgla w cząsteczce.

Węglowodory w których pomiędzy atomami węgla występuje wiązanie potrójne nazywamy alkinami. Najprostszym z alkinów jest etyn którego wzór strukturalny zapisujemy:



natomiast wzór sumaryczny przybierze postać: C_2H_2



Rys. 48. Model cząsteczki etynu

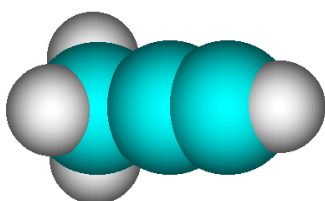
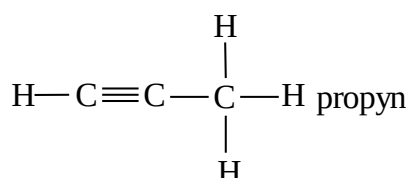
Doświadczenie 39: Do probówki z etynem ostrożnie, aby się nie ulotnił, wprowadźcie kilka kropli wody bromowej. Probówkę zatkać palcem i wytrząśnijcie dokładnie jej zawartość.

I w tym przypadku stwierdziliśmy odbarwienie się wody bromowej, co jest dowodem, że etyn (zwany dawniej acetylenem) jest związkiem nienasyconym.

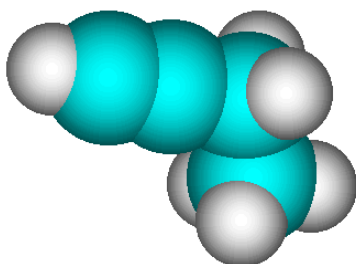
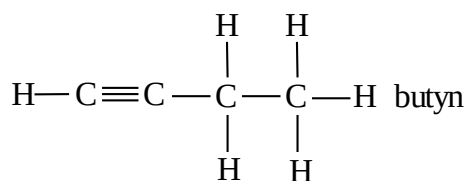
Zapamiętaj: Alkiny to węglowodory nienasycone, w cząsteczce których pomiędzy atomami węgla występuje jedno wiązanie potrójne.

Zapamiętaj: Nazwy alkinów począwszy od piątego tworzy się od liczebnika greckiego podającego liczbę atomów węgla w cząsteczce węglowodoru. Nazwy alkinów charakteryzuje się końcówka -yn

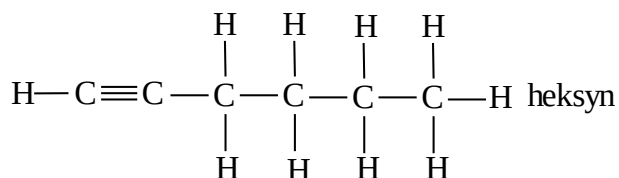
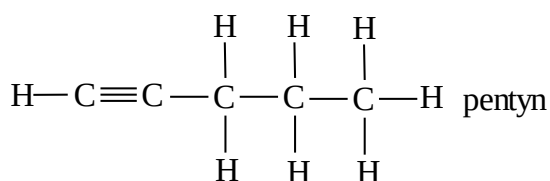
Alkiny podobnie jak alkany i alkeny tworzą szereg homologiczny. Pierwszym członem tego szeregu jest etyn a następnymi:



Rys. 49. Model cząsteczki propynu



Rys. 50. Model cząsteczki butynu

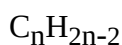


Wzory sumaryczne kolejnych członów szeregu homologicznego alkinów zapisujemy:

C_2H_2 - etyn, C_3H_4 - propyn, C_4H_6 - butyn, C_5H_8 - pentyn, C_6H_{10} - heksyn

C_7H_{12} - heptyn, C_8H_{14} - oktyn, C_9H_{16} - nonyn, $\text{C}_{10}\text{H}_{18}$ - dekin

Jeżeli przyjrzyjcie się wzorom ułożonym w szereg homologiczny, to zauważycie, że wszystkie wzory można ująć w jeden wzór ogólny:



Zapamiętaj: Alkiny możemy zapisać przy pomocy ogólnego wzoru:

$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

Właściwość odbarwiania wody bromowej mają wszystkie związki, w których pomiędzy atomami węgla występują wiązania wielokrotne. Właściwość tę posiadają węglowodory nienasycone, ponieważ w czasie reakcji z wodą bromową pęka jedno z wiązań w wiązaniu podwójnym lub potrójnym i do cząsteczki węglowodoru zostają przyłączone dwa atomy bromu. W wyniku reakcji powstaje połączenie, które jest praktycznie bezbarwne.

Węglowodory nienasycone znalazły bardzo szerokie zastosowanie.

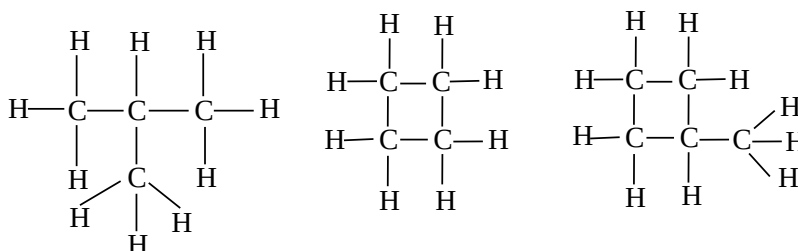
Alkeny są substratami do produkcji tworzyw sztucznych.

Etyn stosowany jest w palnikach acetylenowo-tlenowych do spawania i cięcia żelaza. Jest też substratem do produkcji kwasu octowego. Ponieważ spalając się daje jasne światło, jest używany do oświetlenia w lampkach karbidowych. Lampki te nazywają się karbidowymi, ponieważ etyn powstaje w nich w wyniku reakcji karbidu z wodą.

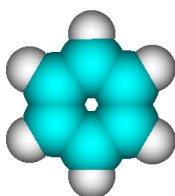
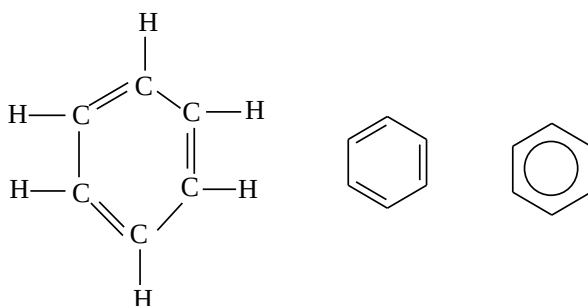
4.6. Inne węglowodory

Węgiel z wodorem mogą tworzyć związki o bardzo różnej strukturze. Poznaliśmy alkanany, alkeny i alkiny. We wszystkich tych związkach łańcuch utworzony z atomów węgla był prosty i nie posiadał żadnych odgałęzień. Szkielet utworzony z atomów węgla może być też rozgałęziony lub tworzyć pierścień.

Przykłady budowy cząsteczki różnych węglowodorów:



Szczególnie ważnym jest węglowodór, którego pierścień składa się z sześciu atomów węgla a pomiędzy którymi na przemian usytuowane są wiązania pojedyncze i podwójne. Węglowodór ten nosi nazwę benzen. Na rysunku obok przedstawiono trzy sposoby przedstawiania struktury cząsteczki benzenu. Pierwszy sposób przedstawia pełną strukturę cząsteczki. Drugi pokazuje tylko wiązania występujące pomiędzy atomami węgla (umownie w narożach sześcioboku znajdują się atomy węgla, do każdego atomu węgla przyłączony jest jeden atom wodoru). W trzeciej strukturze znajdujące się w sześcioboku kółko obrazuje trzy wiązania (czyli sześć elektronów). Elektrony zapisano w postaci kółka gdyż mogą się przemieszczać wewnątrz pierścienia.



Rys. 51. Model cząsteczki benzenu

Benzen jest dobrym rozpuszczalnikiem dla wielu substancji organicznych. Używany jest do otrzymywania bardzo wielu związków chemicznych.

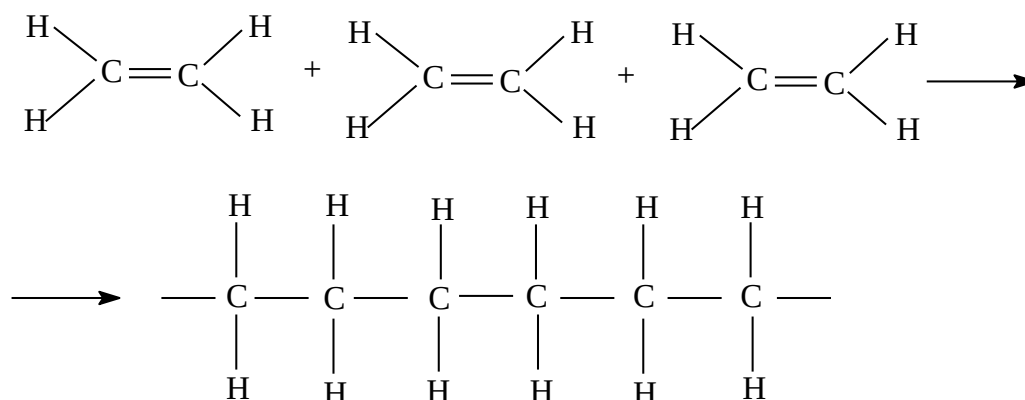
4.7. Tworzywa sztuczne

Trudno wyobrazić sobie życie człowieka bez tworzyw. Od najdawniejszych czasów człowiek wykorzystywał tworzywa pochodzenia naturalnego: wełnę, jedwab, len do wyrabiania z nich okryć. Inne tworzywa naturalne, jak np. kość służyły do wyrobu sprzętów lub ozdób. Przyroda obdarzyła człowieka olbrzymią ilością tworzyw naturalnych. Jednak w miarę rozwoju cywilizacji wytwory przyrody stały się dla człowieka nie- wystarczające. Jednych było za mało, a właściwości innych nie odpowiadały współ- czesnym potrzebom. Najpierw człowiek zaczął przerabiać występujące w przyrodzie tworzywa, np. celulozę przerabiał na tworzywo nazywane sztucznym jedwabiem. Zresztą celuloza stała się substratem dla różnych tworzyw. Tworzywa otrzymane w wyniku przerobu lub modyfikacji tworzyw naturalnych nazywamy tworzywami syntetycznymi.

Tworzywa sztuczne są to tworzywa otrzymane przez człowieka w wyniku wielu przemian chemicznych. Przykładem takiego prostego tworzywa jest polietylen, powstający w procesie polimeryzacji etenu.

Zapamiętaj: Polimeryzacja to proces łączenia się prostych cząsteczek w bardzo duże cząsteczki.

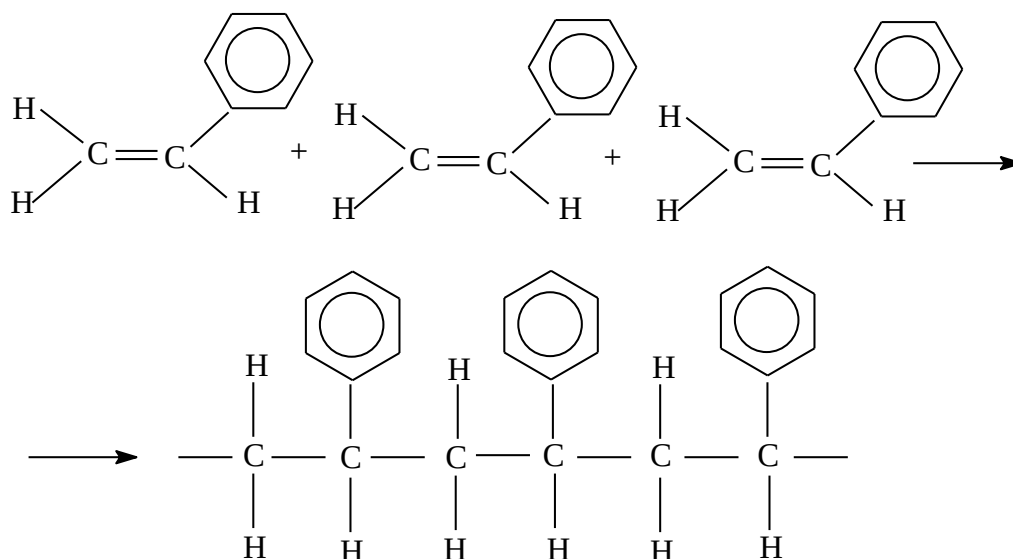
Z wieloma tworzywami sztucznymi spotykacie się życiu codziennym. Należą do nich między innymi polietylen czy polistyren. Poniżej przedstawiony jest w skróty sposób



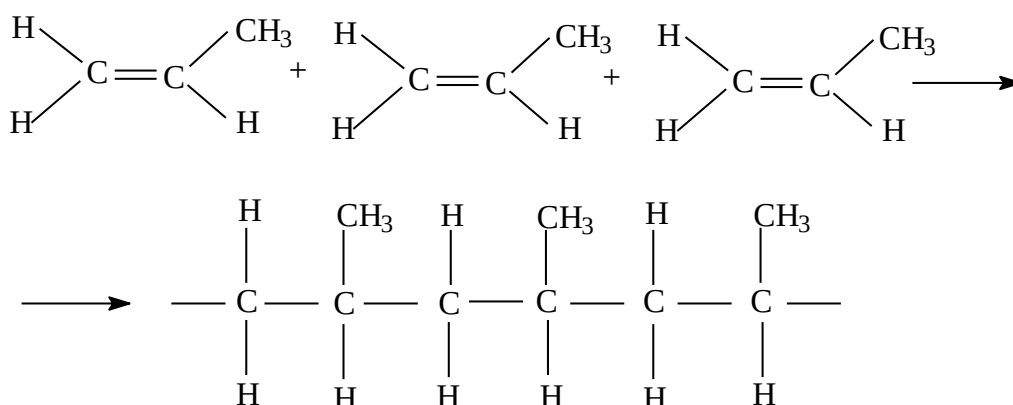
proces tworzenia się fragmentu łańcucha polietylenu.

Jeżeli w cząsteczce etenu jeden z atomów wodoru zostanie podstawiony atomem innego pierwiastka lub grupą atomów, to w wyniku polimeryzacji takich związków otrzymamy

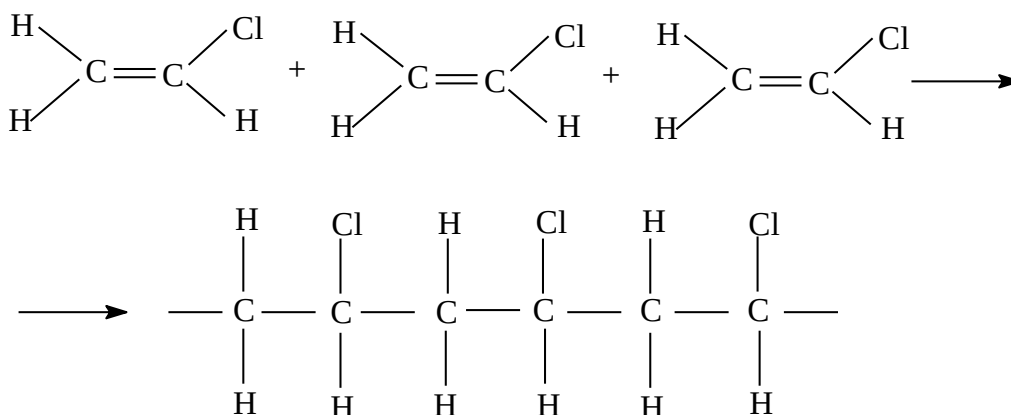
tworzywa o różnych właściwościach. Poniżej przedstawiony jest schemat polimeryzacji styrenu w wyniku czego otrzymujemy tworzywo znane pod nazwą polistyren:



W wyniku polimeryzacji propenu otrzymujemy polipropylen:



Poniżej przedstawiony jest proces powstawania polichlorku winylu.



Przedstawione przykłady pokazują budowę niektórych tworzyw. Oprócz powyżej wspomnianych znane są jeszcze inne tworzywa sztuczne powstające w wyniku polimeryzacji i łączenia się ze sobą wielu cząsteczek dwóch różnych związków chemicznych.

Tworzywa sztuczne ułatwiają i uprzyjemniają człowiekowi życie. Z drugiej jednak strony stanowią one zagrożenie dla środowiska. W czasie ich produkcji powstają odpady, które wprowadzane do środowiska powodują jego degradację. Również zużyte wyroby z tworzyw sztucznych stają się zagrożeniem dla środowiska. Po pierwsze ulegają one bardzo wolnemu rozkładowi, a po drugie w wyniku ich spalania często powstają szkodliwe a nawet trujące, dla organizmów żywych połączenia. Dlatego we współczesnym świecie bardzo ważny jest proces utylizacji wykorzystanych tworzyw sztucznych.

Najmniejszym zagrożeniem dla środowiska są tworzywa naturalne, które jako substancje odpadowe ulegają szybkiemu rozkładowi. Również powinno się stosować tak zmodyfikowane tworzywa, aby po wykorzystaniu ulegały szybko rozkładowi. Dlatego nie bez znaczenia są tworzywa wywodzące się z celulozy, który jest naturalnym składnikiem organizmów roślinnych.

Pamiętajcie, aby zużytych tworzyw sztucznych nigdy nie palić.

5. Właściwości wody i jej roztworów

5.1. Woda

W czasie nauki chemii poznaliście kilka połączeń wodoru z różnymi niemetalami. Jednym z tych połączeń jest woda o wzorze chemicznym H_2O . Z lekcji biologii pamiętamy, że woda jest związkiem chemicznym nieodzownym do życia każdego organizmu. Z wodą spotykamy się na każdym kroku. Można powiedzieć, że woda należy do jednych z najbardziej ważnych związków chemicznych. Bardzo często używamy wyrazu woda, ale nie zastanawiamy się co kryje się pod tym terminem. Jeżeli przez chwilę spróbujemy się nad tym zastanowić, to stwierdzimy, że inne znaczenie będzie miał ten wyraz dla chemika, inne dla geografa, a jeszcze inne dla biologa. Wynika to z faktu, że woda była od najdawniejszych czasów znana człowiekowi. Kiedy człowiek poznał wodę występującą w przyrodzie, a dokładniej kiedy potrafił nadać jej nazwę w swoim języku, nie zdawał sobie sprawy co to jest. Wiedział tylko, że jest mu nieodzowna do życia. Jak wiecie, ten najpopularniejszy związek chemiczny różnie nazywa się w różnych językach. Na przykład po angielsku nazywa się water, a po niemiecku Wasser. Najpierw człowiek poznał wodę występującą w przyrodzie, tę która jest w rzekach, jeziorach, czy źródłach. Bardzo wiele 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. Dlatego też musimy pamiętać używając terminu woda, kiedy na myśli mamy wodę jako związek chemiczny, a kiedy ciecz występującą w przyrodzie.

Doświadczenie 40: Na szkiełko zegarkowe nalejcie trochę wody z wodociągu, ze studni lub ze źródła. A na drugie tyle samo wody destylowanej. Szkiełka pozostawcie w ciepłym miejscu (można położyć na grzejniku lub od spodu delikatnie ogrzać płomieniem palnika), aż wyparuje z nich woda. Co zaobserwowaliście?

Na szkiełku, na którym była woda destylowana nie pozostało nic, natomiast na szkiełku gdzie była woda źródłana, studzienna lub wodociągowa pozostał osad. Przypomnij sobie, że w domu, w naczyniu w którym gotujesz wodę na herbatę też tworzy się osad, który z czasem pokrywa dno i ścianki naczynia bardzo grubą warstwą. Jakie z tych obserwacji można wyciągnąć wnioski? Z zaobserwowanych faktów wnioskujemy, że w wodzie, która jest cieczą występującą w przyrodzie, zawarte są substancje stałe. Jest to potwierdzenie wcześniejszego stwierdzenia: że woda występująca w przyrodzie jest mieszaniną, której głównym składnikiem jest ciecz o nazwie woda.

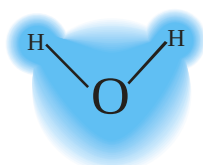
***Doświadczenie 41:** Nalejcie zimnej wody wodociągowej lub studziennej do szklanego naczynia. Pozostawcie ją w ciepłym pomieszczeniu. Co zaobserwowaliście*

Po pewnym czasie na wewnętrznych ściankach naczynia pojawiły się niewielkie banieczki gazu. Z tego faktu wyciągamy wniosek, że w wodzie są również rozpuszczone substancje gazowe. Oglądając dokładnie wodę mineralną (gdy już ulotnią się z niej banieczki gazu) lub czystą wodę źródlaną, nie możemy wizualnie stwierdzić czy zawiera ona w swoim składzie jakieś substancje. Woda jest mieszaniną, w której jedne cząsteczki są dokładnie wymieszane z drugimi, a wielkość ich jest taka, że nie można ich zauważyć nawet pod mikroskopem optycznym. Taką mieszaninę nazywamy roztworem.

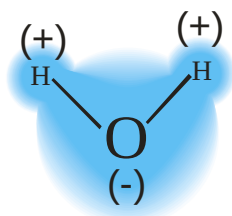
Zapamiętaj: Roztwór jest to mieszanina, w której nie możemy odróżnić cząsteczek substancji rozpuszczonej od cząsteczek cieczy.

Woda występująca w przyrodzie jest roztworem różnych substancji w związku chemicznym zwanym wodą. Czysta woda źródłana lub studzienna zawiera głównie sole mineralne, może też zawierać tlenek węgla(IV). Natomiast woda płynąca w czystych potokach zawiera jeszcze tlen, który przechodzi do niej z powietrza.

Cząsteczka wody zbudowana jest z dwóch atomów wodoru i jednego atomu tlenu. W cząsteczce wody atomy tlenu i wodoru nie są ułożone na jednej prostej. Kształt cząsteczki wody przedstawia schematycznie zamieszczony rysunek

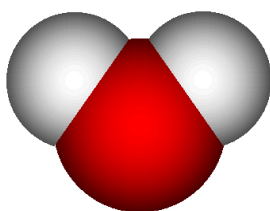


Ponieważ atom tlenu jest bardziej elektroujemny niż atomy wodoru, obszar w którym występują wspólne elektrony jest przesunięty w kierunku atomu tlenu. Pomiędzy atomem tlenu a atomami wodoru wytworzone są wiązania atomowe spolaryzowane.



Z tego też powodu na atomie tlenu będzie występował minimalny ładunek ujemny (dużo mniejszy niż na jonie ujemnym). Natomiast na atomach wodoru będzie występował minimalny ładunek dodatni. Rysunek zamieszczony obok przedstawia budowę cząsteczki wody uwzględniającą rozmieszczenie ładunku elektrycznego na poszczególnych atomach.

Niedobór ładunku ujemnego występujący na atomie wodoru zaznaczymy jako (+). Natomiast na atomie tlenu nadmiar ładunku ujemnego zaznaczamy jako (-). Taki zapis podaje tylko to, że obszar w którym znajdują się elektrony jest przesunięty bardziej w kierunku jednego z atomów (elektrony nie przechodzą całkowicie od jednego atomu do drugiego).



Rys. 52. Model cząsteczki wody

Zapis (+) i (-) oznacza, że na danym atomie znajduje się pewien ładunek elektryczny, ale dużo mniejszy niż ładunek jaki przypisujemy elektronowi.

Zapamiętaj: W cząsteczce wody pomiędzy atomami wodoru a atomem tlenu występuje wiązanie atomowe spolaryzowane, dzięki czemu na atomach wodoru występuje niewielki ładunek dodatni (+) a na atomie tlenu niewielki ładunek ujemny (-).

5.2. Jak rozpuszcza się w wodzie cukier, a jak sól kuchenna

Doświadczenie 42: Wrzucie do zlewki z wodą kryształek cukru. Naczynie pozostawcie w spokoju i obserwujcie co się dzieje.

Obserwując nasz kryształek widzimy, że w miarę upływu czasu maleje. Dlaczego tak się dzieje? Jak pamiętacie z lekcji fizyki, ciecz woda składa się z ogromnej liczby cząsteczek będących w ciągłym bezładnym ruchu. Kryształek cukru zbudowany jest z bardzo dużej ilości jednakowych cząsteczek powiązanych ze sobą niezbyt dużymi siłami w porównaniu z siłami wiązania pomiędzy atomami w cząsteczce. W leżący na dnie naczynia kryształek uderzają cząsteczki wody będące w ciągłym ruchu. Niektóre cząsteczki wody o odpowiednio dużej energii będą z kryształka cukru wybijały jego cząsteczki. Wokół kryształu będzie znajdowało

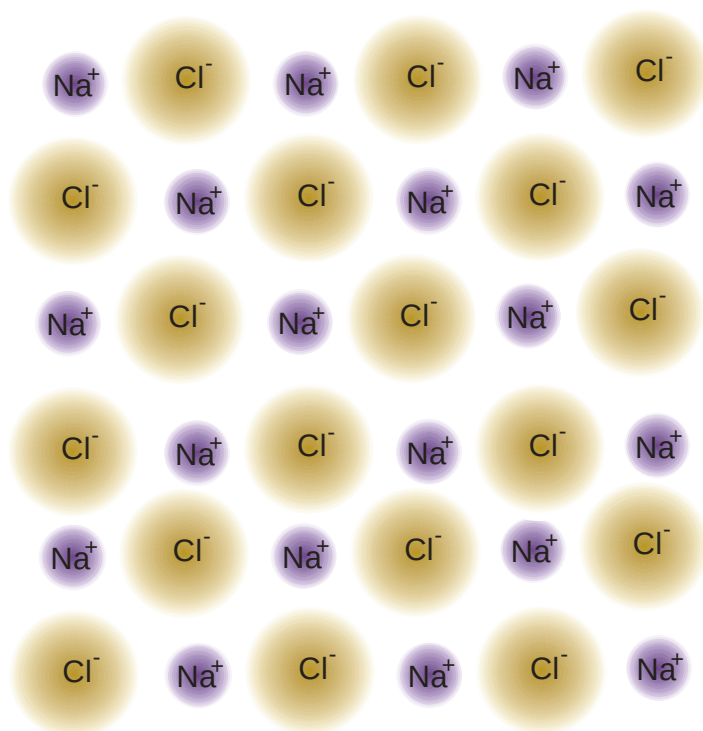
się dużo cząsteczek cukru, natomiast w miarę oddalania liczba ich będzie malała. Im dłużej będzie w wodzie przebywał nasz kryształek, tym więcej cząsteczek wody uderzy w niego, powodując wybite cząsteczek cukru. Dlatego też nasz kryształek będzie malał. Opisany powyżej proces nazywamy rozpuszczaniem.

Rozpuszczanie jest to samorzutne przechodzenie substancji do roztworu

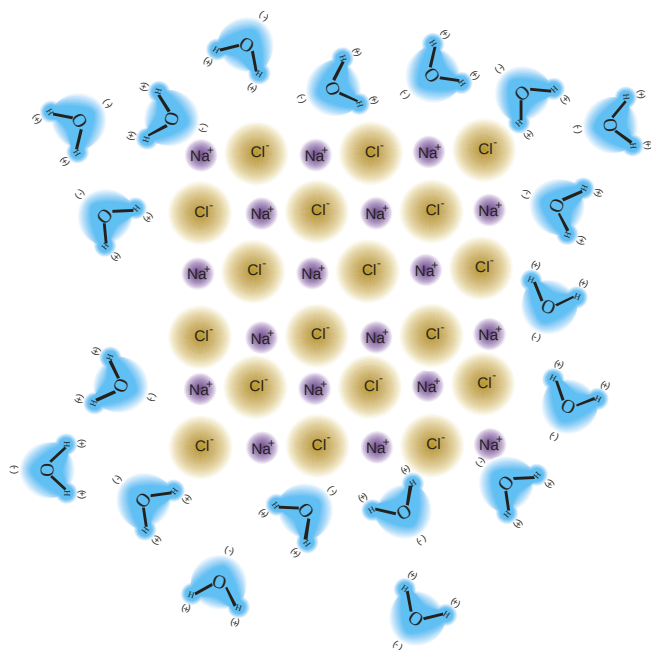
Musimy jednak pamiętać, że ruch cieczy jest chaotyczny. Cząsteczki cukru (już wybite z kryształu) biorą udział w zderzeniu z cząsteczkami wody i w wyniku tych zderzeń mogą być kierowane w różnych kierunkach. Dlatego też, jeżeli wokół kryształku cukru znajdzie się już odpowiednio wiele jego cząsteczek, to zdarza się, że cząsteczka cukru zostanie skierowana do kryształu i powtórnie do niego przyczepiona.

Poznałście mechanizm rozpuszczania się w wodzie substancji, której kryształy zbudowane są z cząsteczek. Substancje, w których występuje wiązanie jonowe zbudowane są z jonów. Przykładem takiej substancji jest chlorek sodu, popularna sól kuchenna.

Kryształek chlorku sodu zbudowany jest z jonów sodu i jonów chloru na przemian rozmieszczonych w przestrzeni. W celu łatwiejszego zrozumienia omawianego zagadnienia na rysunku zaznaczymy tylko jedną zewnętrzną warstwę jonów w kryształce.

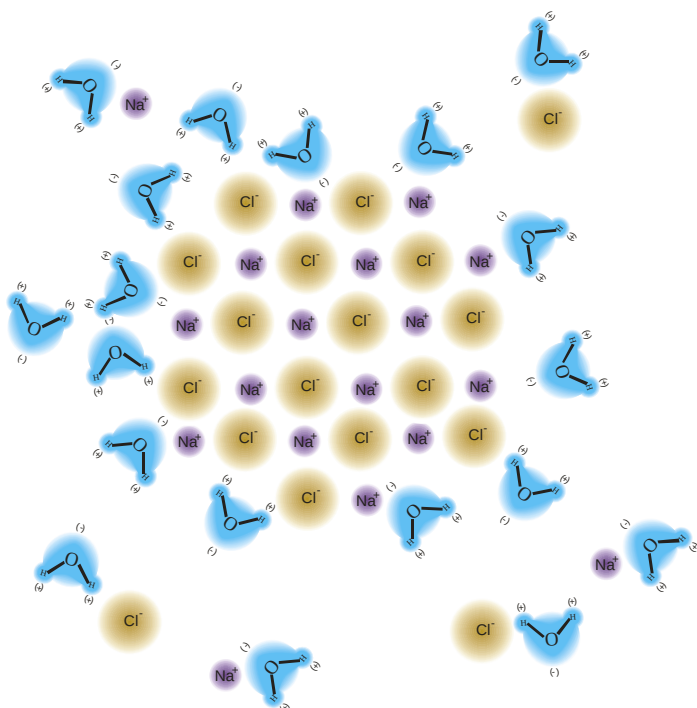


Po wrzuceniu do wody kryształek chlorku sodu zostaje otoczony cząsteczkami wody.



Do jonów dodatnich, czyli kationów znajdujących się w kryształ zbliżają się cząsteczki wody stroną naładowaną ujemnie. Natomiast do anionów, posiadających ładunek ujemny zbliżają się cząsteczki wody stroną naładowaną dodatnio (na zasadzie oddziaływania na siebie cząsteczek o przeciwnych ładunkach). Cząsteczki wody zostają przyłączone do jonów.

Cząsteczki wody posiadają pewną energię i dlatego nie mogą być całkowicie unieruchomione. Ich energia jest większa od energii wiązania pomiędzy jonami. Dlatego też wyrwą jon z kryształku i wędrują z nim głąb roztworu



Wędrówka ta nie jest jednak szybka i większość jonów pozostaje w pobliżu kryształka. W miarę upływu czasu coraz więcej jonów przechodzi do roztworu i wokół kryształku będzie coraz większe ich stężenie, które będzie malało w miarę oddalania się od kryształku. W takiej sytuacji może zdarzyć się, że jon zostanie skierowany do kryształku i powtórnie do niego przyłączony. Pamiętajmy, że w takim samym czasie od kryształku 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.

Przebieg procesu zwanego dysocjacją elektrolityczną chlorku sodu zapisujemy umownie:



Wprawdzie jony zostają wyrwane z różnych miejsc kryształku, ale równocześnie powstaje jeden jon sodu i jeden jon chloru. Dlatego umownie przyjmuje się zapis z którego wynikałoby że rozpadowi ulega cząsteczka NaCl.

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

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 rozpuszczanego związku chemicznego (jak w omawianym wcześniej roztworze cukru).

Zapamiętaj: Dysocjacji elektrolitycznej ulegają związki chemiczne o budowie jonowej lub posiadające wiązania atomowe bardzo mocno spolaryzowane.

5.3. Rozpuszczanie

Doświadczenie 43: Do sześciu probówek nalejcie po 3,5 cm³ wody. Do każdej probówki wsypcie taką samą niewielką ilość soli kuchennej lub cukru, z tym że do trzech probówek dajcie substancje w postaci dużych kryształków, a do trzech w postaci drobnutkich kryształków. Jedną probówkę z małymi kryształkami i jedną z dużymi wstawiamy do naczynia

z wrzącą wodą. Jedną probówkę z małymi i jedną z dużymi kryształkami dokładnie wstrząsamy, dwie pozostałe ustawiamy w statywie. Wyniki doświadczenia zanotujcie w tabelce.

	Małe kryształki	Duże kryształki
Ogrzewania		
Mieszanie		
Pozostawione w statywie		

Z obserwacji wynika, że zawsze substancja bardziej rozdrobniona rozpuszczała się szybciej niż substancja w dużych kryształach. Rozpuszczanie przyspieszało mieszanie i ogrzewanie.

Dlaczego wymienione czynniki wpływają na szybkość rozpuszczania? Im substancja jest bardziej rozdrobniona, tym jej powierzchnia jest większa, a co za tym idzie większa jest powierzchnia, którą styka się substancja rozpuszczana z rozpuszczalnikiem. Powoduje to, że w jednostce czasu większa liczba cząsteczek rozpuszczalnika wejdzie w kontakt z substancją rozpuszczaną i wybije z jej kryształu więcej cząsteczek lub wyrwie więcej jonów.

Podwyższenie temperatury powoduje zwiększenie energii cząsteczek, a tym samym ich szybszy ruch. Efektem tego będzie uderzanie w kryształ cząsteczek rozpuszczalnika z większą siłą i z większą częstotliwością. Przy tym równocześnie wraz ze wzrostem temperatury maleją siły wiążące cząsteczki lub jony w kryształ.

Dlaczego mieszanie przyspiesza rozpuszczanie? Jak pamiętamy z poprzednich lekcji, liczba jonów lub cząsteczek wyrwanych z kryształu jest największa w jego pobliżu. Duże stężenie jonów lub cząsteczek substancji rozpuszczonej może nie dopuścić odpowiedniej ilości cząsteczek wody w pobliże kryształu. To zaś będzie opóźniało rozpuszczanie substancji. Mieszanie powoduje odsuwanie od kryształu znajdujących się w jego pobliżu jonów lub cząsteczek, dzięki czemu kryształ może "atakować" więcej cząsteczek wody.

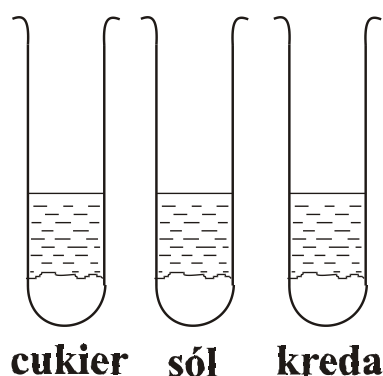
Zapamiętaj: Rozpuszczanie ciał stałych jest procesem, którego szybkość zależy od mieszania roztworu, temperatury, stopnia rozdrobnienia substancji oraz od rodzaju substancji.

5.4. Rozpuszczanie a rozpuszczalność

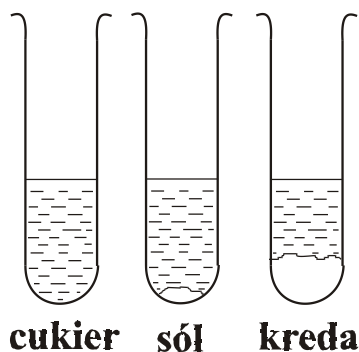
Doświadczenie 44: Do trzech probówek nasypcie po 2 g substancji: do pierwszej cukru, do drugiej soli kuchennej, a do trzeciej mielonej kredy. Następnie dodajcie po 5 cm³ wody.

Zawartość probówek wytrząsajcie przez kilkadziesiąt sekund, obserwując ich zawartość. Co zaobserwowaliście?

Cukier rozpuścił się całkowicie, soli wyraźnie ubyło, natomiast ilość kredy prawie nie uległa zmianie. Jeżeli będziemy dalej wytrząsali zawartość probówek, to okaże się że ilość rozpuszczonej substancji wcale nie ulegnie już zmianie. Z obserwacji wyciągamy wniosek, że ilość rozpuszczonej substancji w takiej samej ilości rozpuszczalnika jest wielkością charakterystyczną dla danej substancji. Cechę tą nazywamy rozpuszczalnością.



Rys. 53 . Ilości substancji po wsypaniu do probówki i dodaniu wody



Rys. 54. Zawartość probówek po wytrząsaniu do probówek i dodaniu wody

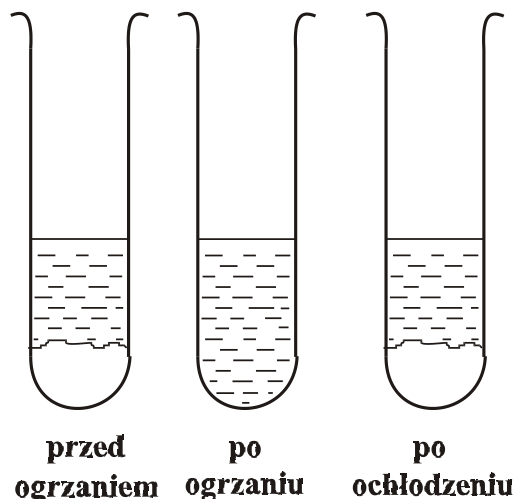
Doświadczenie 45: *Do probówki zawierającej 2 cm³ wody dodajcie małymi porcjami po około 0,2 g azotanu sodu i dokładnie mieszajcie jej zawartość. Gdy stwierdzimy, że więcej substancji już się nie rozpuści, zawartość probówki ogrzewamy. Co zaobserwowaliście?*

Substancja uległa całkowitemu rozpuszczeniu.

Doświadczenie 46: Probówkę z ogrzanym roztworem z poprzedniego doświadczenia wstawcie do zlewki z zimną wodą. Co zaobserwowaliście?

Z roztworu wydzielili się kryształki. Gdybyśmy ogrzali naszą probówkę, to kryształki znowu uległyby rozpuszczeniu, a po ochłodzeniu znowu by się wydzielili.

Zapamiętaj: Wydzielanie się substancji stałej z roztworu nazywamy krystalizacją.



Rys. 55. Efekty doświadczenia 45 i 46

Na podstawie przeprowadzonych doświadczeń dochodzimy do wniosku, że ilość rozpuszczonej substancji jest cechą charakterystyczną danej substancji i jest ona zależna od temperatury. Ponieważ niewygodnie byłoby podawać, np. że w 5 cm³ rozpuszczalnika rozpuściło się 3 g pewnej substancji, a ktoś inny podawałby ile gramów tej substancji rozpuściło się np. w 12 cm³ rozpuszczalnika, dlatego umówiono się, aby ilość rozpuszczalnika podawać w gramach i zawsze podawać ile danej substancji rozpuści się w 100 g rozpuszczalnika.

Rozpuszczalnością danej substancji nazywamy taką liczbę gramów tej substancji, jaka w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem rozpuści się w 100 g rozpuszczalnika.

Zapamiętaj: Rozpuszczalność jest cechą danej substancji, a rozpuszczanie procesem przechodzenia substancji do roztworu.

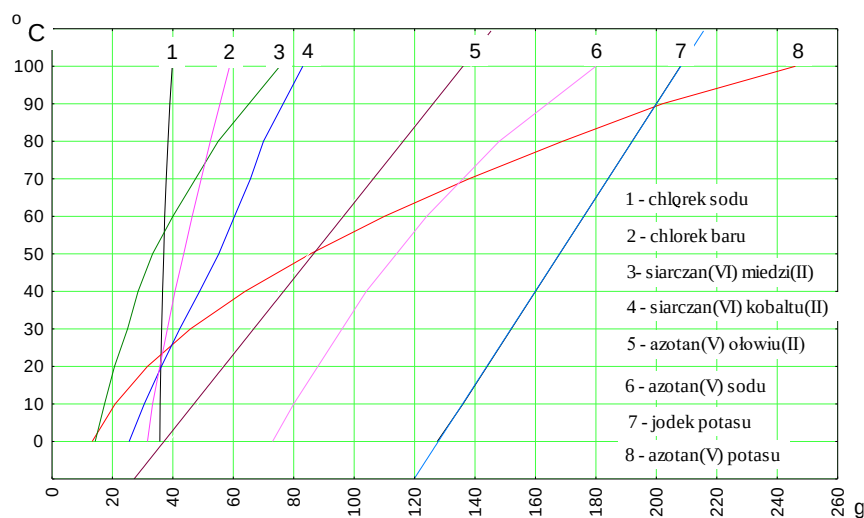
Pamiętamy z doświadczenia nr 40, że wewnętrzne ścianki szklanki pokryły się pęcherzykami gazu, gdy stała ona napełniona wodą w ciepłym pomieszczeniu. Świadczy to o tym, że z wody wydzielili się zawarty w niej gaz. Tak jak po ochłodzeniu roztworu wydzielali się z niego substancja stała, tak po ogrzaniu roztworu wydzielali się z niego substancja gazowa.

Przyjrzyjmy się butelce zawierającej wodę mineralną lub sodową. Widzimy w niej tylko przezroczystą ciecz. Jeżeli otworzymy butelkę to usłyszymy syk wydobywającego się gazu. Wszyscy wiemy, że w butelce z napojami gazowanymi panuje trochę większe ciśnienie, niż na zewnątrz butelki. Po otwarciu butelki na ciecz działa takie samo ciśnienie jakie panowało na zewnątrz butelki, czyli mniejsze i wtedy widzimy, że z cieczy wydzielają się banieczki gazu. Dzieje się tak dlatego, że pod mniejszym ciśnieniem rozpuszcza się mniej gazu.

Zapamiętaj: Rozpuszczalność gazów rośnie wraz z obniżeniem temperatury (odwrotnie niż ciał stałych) oraz rośnie ze wzrostem ciśnienia.

Zapamiętaj: Rozpuszczalność ciał stałych rośnie wraz ze wzrostem temperatury.

Poniżej przedstawiony wykres pokazuje zależność pomiędzy rozpuszczalnością wybranych związków chemicznych a temperaturą. Wykres podaje nam ile gramów danej substancji chemicznej w określonej temperaturze rozpuści się w 100 g wody.



Patrząc na wykres widzimy że rozpuszczalność niektórych substancji tylko niewiele wzrasta wraz ze wzrostem temperatury. Do takich należy chlorek sodu. Innych np. azotanu(V)

potasu bardzo wzrasta, w 100°C rozpuszcza się go kilkanaście razy więcej niż w temperaturze 0°C .

5.5. Rodzaje roztworów

Jak nazywa się roztwór, w którym w danej temperaturze nie możemy rozpuścić więcej danej substancji pomimo, że będziemy rozdrabniać substancję i dalej intensywnie roztwór mieszać? Z lekcji fizyki przypominacie sobie, że taki roztwór nazywaliście roztworem nasyconym. Co dzieje się w roztworze nasyconym? W roztworze trwa cały czas ruch cząsteczek wody i cząsteczek lub jonów substancji rozpuszczonej. Jony lub cząsteczki substancji rozpuszczonej mogą uderzać w kryształki i wbudowywać się w nie. Natomiast inne jony lub cząsteczki mogą być z kryształów wyrwane. Na zewnątrz w świecie makro robi to wrażenie całkowitego bezruchu. Stężenie substancji w roztworze nie ulega zmianie. Dzieje się tak dlatego, że w jednostce czasu tyle samo cząsteczek lub jonów przejdzie z kryształów do roztworu, ile z roztworu wbuduje się w kryształ. Taki stan w którym w tym samym czasie tyle samo cząsteczek lub jonów przechodzi z kryształu do roztworu ile z roztworu do kryształu nazywamy równowagą dynamiczną.

W stanie równowagi dynamicznej wytwarza się równowaga pomiędzy roztworem a substancją rozpuszczaną. W związku z czym możemy stwierdzić:

Roztwór nasycony jest to roztwór, który pozostaje w równowadze z substancją rozpuszczoną.

Na potwierdzenie prawdziwości tej teorii można wykonać doświadczenie, które jednak trwa bardzo długo. Do nasyconego roztworu, w którym znajduje się kilka dużych kryształów umieszczamy kilka małych kryształów tej samej substancji. Naczynie szczelnie zamykamy i pozostawiamy w całkowitym bezruchu. Po pewnym, dość długim czasie możemy zauważyć, że małe kryształki zniknęły, a duże uległy powiększeniu. Spróbujcie wytłumaczyć to zjawisko.

Jeżeli w takiej samej masie roztworu jest rozpuszczone mniej substancji niż w roztworze nasyconym, to taki roztwór określamy jako nienasycony.

Roztwór nienasycony to roztwór, w którego takiej samej masie znajduje się mniej substancji rozpuszczonej niż w roztworze nasyconym.

Doświadczenie 47: *Ogrzewając probówkę zawierającą 5 cm^3 wody destylowanej rozpuście $1,7\text{ g}$ bezwodnego węgla sodu. Gorący roztwór przesączcie do bardzo czystej probówki. Probówkę wstawcie do zlewki z zimną wodą i pozostawcie do wystygnięcia (nie wolno poruszać). Gdy zawartość probówki wystygnie, co następuje po kilku minutach, wyciągnijcie probówkę z wody. Widzimy, że w probówce jest czysty roztwór. Potrzyjcie energicznie wewnętrzne ścianki probówki szklanym pręcikiem. Co zaobserwowaliście?*

Po potarciu szklanym pręcikiem wewnętrznych ścianek probówki natychmiast z roztworu zaczęły wydzielać się kryształki. Otrzymaliśmy teraz roztwór nasycony, gdyż pozostaje on w równowadze z kryształkami substancji w nim rozpuszczonej. W takim razie jakim był

Roztwór przesycony to roztwór, w którego takiej samej masie znajduje się więcej substancji rozpuszczonej niż w roztworze nasyconym.

roztwór przed wstrząśnięciem probówki? Ponieważ temperatura roztworu była taka sama przed wstrząśnięciem probówki, jak i po jej wstrząśnięciu stwierdzamy, że w roztworze znajdowało się więcej substancji rozpuszczonej przed wstrząśnięciem, niż po jej wstrząśnięciu.

W przeprowadzonym doświadczeniu zauważyliście, że roztwór przesycony jest roztworem nietrwałym i łatwo przechodzi w roztwór nasycony, wydzielając z siebie nadmiar substancji rozpuszczonej. Mówimy wtedy, że z roztworu wykryształizowała substancja. W czasie ochładzania roztworu lub odparowywania rozpuszczalnika może powstać roztwór przesycony. Ponieważ jest on jednak nietrwały dlatego bardzo często w takich przypadkach zachodzi wydzielanie się substancji stałej. Zjawisko to jest powszechnie wykorzystywane. Wykorzystuje się go między innymi w czasie lukrowania ciast.

5.6. Stężenie procentowe roztworów wodnych

Często spotykamy się z roztworami, których stężenie podawane jest w %. Stężenie procentowe określa ile gramów substancji rozpuszczonej znajduje się w 100 g roztworu.

Jeżeli w 100 g roztworu znajduje się 20 g substancji, to oznacza, że roztwór jest 20%. W takim razie masa substancji rozpuszczonej stanowi $\frac{20}{100}$ czyli $\frac{1}{5}$ 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, jak

pamiętacie z matematyki, nazywa się zależnością wprost proporcjonalną. Dla wielkości wprost proporcjonalnych możemy zapisać zależność:

Jeżeli w 100 g roztworu znajduje się a gramów substancji rozpuszczonej,
to w b g roztworu będzie znajdowało się c g substancji.

Zależność ta pozwala nam wykonywać w prosty sposób różne obliczenia dotyczące stężeń roztworów.

Z zapisanej zależności wynika równość:

$$100c = ab$$

Z równości tej jeżeli mamy dwie dane możemy wyliczyć trzecią, przy czym należy pamiętać, że wartość a równa się liczbowo stężeniu roztworu wyrażonemu w %.

Zadanie 1. Obliczyć stężenie procentowe roztworu, jeżeli po odparowaniu wody z 200 g roztworu pozostało 16 g bromku sodu.

Rozwiązanie:

Niewiadomą w tym zadaniu jest stężenie procentowe roztworu, czyli ile gramów bromku sodu znajdowałoby się w 100 g roztworu.

Szukamy: stężenie procentowe roztworu = x

Dane: masa roztworu = 200 g

masa bromku sodu zawarta w roztworze = 16 g

Układamy zależność:

Jeżeli w 100 g roztworu znajduje się x bromku sodu,

to w 200 g roztworu znajduje się 16 g bromku sodu

z czego wynika zapis:

$$100g : x = 200g : 16g \quad \text{po przekształceniu otrzymujemy:}$$

$$200g \cdot x = 100g \cdot 16g \quad \text{z czego wyliczamy x:}$$

$$x = \frac{100g \cdot 16g}{200g}$$

$$x = 8g$$

Odpowiedź: Stężenie roztworu bromku sodu wynosiło 8%.

Zadanie 2. Obliczyć stężenie roztworu powstałego przez dodanie do 50 g wody 4 g jodku potasu.

Rozwiązanie:

Niewiadomą jest stężenie roztworu

Szukamy: stężenie roztworu = x

Dane: masa wody = 50 g

masa rozpuszczonego jodku potasu = 4 g

Aby ułożyć naszą zależność powinniśmy znać masę roztworu. Masę roztworu możemy wyliczyć, gdyż jest ona sumą mas wody i substancji w niej rozpuszczonej.

Masa roztworu = 50 g + 4 g = 54 g

Układamy zależność:

Jeżeli w 100 g roztworu znajduje się x jodku potasu,

to w 54 g roztworu znajdują się 4 g jodku potasu

Z czego wynika zapis:

100g : x = 54g : 4g po przekształceniu otrzymujemy:

54g · x = 100g · 4g z czego wyliczamy x:

$$x = \frac{100g \cdot 4g}{54g}$$

$$x = 7,4 \text{ g}$$

Odpowiedź: Stężenie roztworu jodku potasu wynosi 7,4 %.

Zadanie 3. Ile gramów cukru potrzeba do sporządzenia 230 g 10% roztworu?

Rozwiązanie:

Szukamy: ilość cukru zawarta w 230 g roztworu = x

Dane: masa roztworu 230 g

stężenie roztworu 10%

Układamy zależność :

Jeżeli w 100 g roztworu znajduje się 10 g cukru,

to w 230 g roztworu znajduje się x cukru

Z czego wynika zapis:

100g : 10g = 230g : x po przekształceniu otrzymujemy::

100g · x = 10g · 230g z czego wyliczamy x:

$$x = \frac{10g \cdot 230g}{100g}$$

$$x = 23 \text{ g}$$

Odpowiedź: Do sporządzenia 230 g 10% roztworu cukru potrzeba 23 g cukru.

Zadanie 4. Ile gramów 8% roztworu chlorku potasu można sporządzić z 12 g chlorku potasu?

Rozwiązanie:

Szukamy: masa roztworu = x

Dane: stężenie roztworu = 8%

masa chlorku potasu znajdującego się w roztworze = 12 g

Układamy zależność:

Jeżeli w 100 g roztworu znajduje się 8 g chlorku potasu,

to w x roztworu znajduje się 12 g chlorku potasu

Z czego wynika zapis:

$100\text{g} : 8\text{g} = x : 12\text{g}$ po przekształceniu otrzymujemy:

$8\text{g} \cdot x = 100\text{g} \cdot 12\text{g}$ z czego wyliczamy x :

$$x = \frac{100\text{g} \cdot 12\text{g}}{8\text{g}}$$

$$x = 150\text{ g}$$

Odpowiedź: Z 12 g chlorku potasu można sporządzić 150 g roztworu 8%

Zadanie 5. Ile cm^3 acetonu należy dodać do 150 cm^3 wody, aby otrzymać roztwór 4 %?

Rozwiązanie:

W przypadku cieczy dużo łatwiej jest nam odmierzyć objętość, niż zważyć żadaną ilość substancji. W przypadku wody nie czynimy większego błędu przyjmując, że jeden gram wody zajmuje objętość 1 cm^3 . Natomiast w przypadku innych cieczy musimy uwzględnić ich gęstość.

Dlatego w naszym zadaniu musimy dowiedzieć się, ile wynosi gęstość acetonu. Wynosi ona $0,79\text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$.

Szukamy: objętość acetonu potrzebna do sporządzenia roztworu = x

masa acetonu potrzebna do sporządzenia roztworu = y

Dane: stężenie roztworu = 4%

ilość wody użyta do sporządzenia roztworu $150\text{ cm}^3 = 150\text{ g}$

gęstość acetonu = $0,79\text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$

Układamy zależność:

Jeżeli w 100 g roztworu znajdują się 4 gramy acetonu,

to w $(150\text{ g} + y)$ znajduje się y acetonu

Z czego wynika zapis:

$$100\text{g} : 4\text{g} = (150\text{g} + y) : y \quad \text{po przekształceniu otrzymujemy:}$$

$$100\text{g} \cdot y = 4\text{g} \cdot (150\text{g} + y) \quad \text{po kolejnym przekształceniu otrzymujemy:}$$

$$100\text{g} \cdot y = 4\text{g} \cdot 150\text{g} + 4\text{g} \cdot y$$

$$100\text{g} \cdot y - 4\text{g} \cdot y = 4\text{g} \cdot 150\text{g}$$

$$96\text{g} \cdot y = 4\text{g} \cdot 150\text{g} \quad \text{z czego wyliczamy } y:$$

$$y = \frac{4\text{g} \cdot 150\text{g}}{96\text{g}}$$

$$x = 6,25 \text{ g acetonu}$$

Jeżeli 1 cm^3 acetonu waży $0,79 \text{ g}$,

to $x \text{ cm}^3$ acetonu waży $6,25 \text{ g}$

Z czego wynika zapis:

$$1\text{cm}^3 : 0,79\text{g} = x : 6,25\text{g} \quad \text{po przekształceniu otrzymujemy:}$$

$$0,79\text{g} \cdot x = 1\text{cm}^3 \cdot 6,25\text{g} \quad \text{z czego wyliczamy } x:$$

$$x = \frac{1\text{cm}^3 \cdot 6,25\text{g}}{0,79\text{g}}$$

$$x = 7,9 \text{ cm}^3$$

Odpowiedź: Aby otrzymać 4 % roztwór acetonu należy do 150 cm^3 wody dodać $7,9 \text{ cm}^3$ acetonu.

5.7. Rola wody w przyrodzie

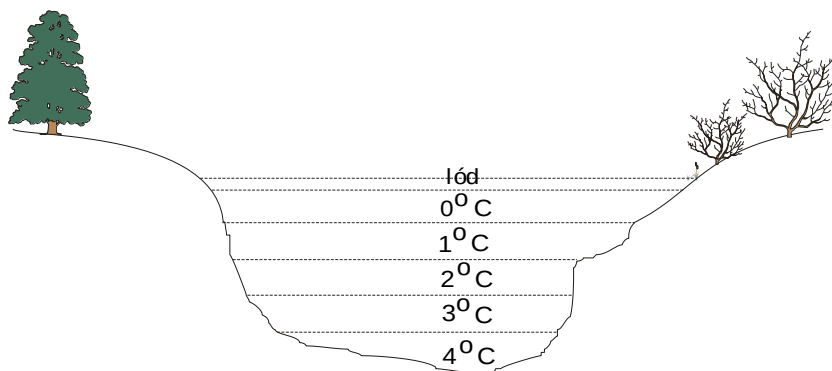
Nie trudno stwierdzić, że bez wody nie można wyobrazić sobie życia na Ziemi. Wszystkie organizmy żywe zawierają w sobie wodę. Woda jest środowiskiem, w którym żyją ryby i niektóre rośliny.

***Doświadczenie 48:** Niewielkie naczynie szklane napelnione całkowicie wodą zatkajcie korkiem, z umieszczonym w nim termometrem i rurką szklaną. Nalejcie wody do rurki tak, aby dochodziła prawie do jej góry. Naczynie wstawcie do wody z lodem i poruszajcie nim. Obserwujcie wskazania termometru i poziom wody w rurce. Wyniki notujcie w tabelce*

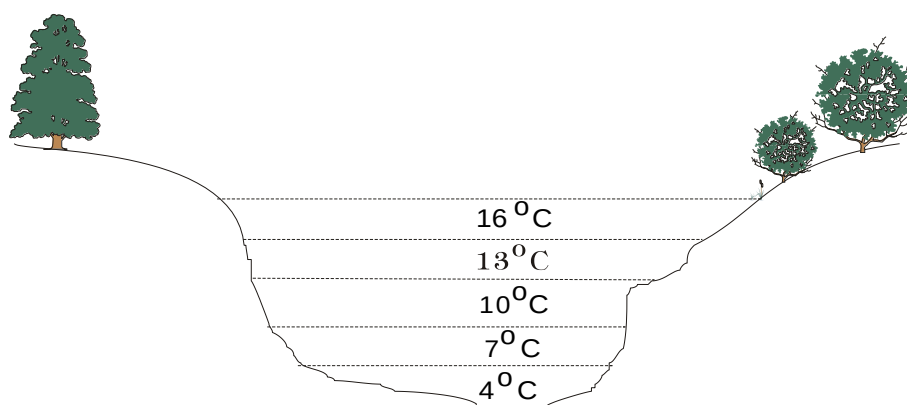
Temperatura	Wysokość słupka wody
10°C	
8°C	
6°C	

4 ⁰ C	
2 ⁰ C	
1 ⁰ C	

Z zanotowanych wyników w tabelce widzimy, że w temperaturze 4 ⁰C woda wykazała w rurce najniższy poziom. Wynika z tego, że w tej temperaturze zajmowała najmniejszą objętość. Z czego wynika, że w temperaturze 4 ⁰C woda ma największą gęstość. Taka właściwość wody ma olbrzymie znaczenie dla życia w wodzie. Gdy powierzchnia wody pokryje się lodem, to woda o większej gęstości będąca cieplejszą opada na dno, umożliwiając tam egzystencję organizmów żywych.



Rys. 56. Przykładowy rozkład temperatur wody w jeziorze w zimie



Rys. 57. Przykładowy rozkład temperatur wody w jeziorze w lecie

Doświadczenie 49: Do dwóch probówek nalejcie po 5 cm³ wody destylowanej. Do jednej dajcie wiórek mydła, a do drugiej kroplę detergentu. Do następnych dwóch probówek nalejcie wody wodociągowej, źródlanej lub studziennej i do jednej dajcie mały wiórek mydła, a do

drugiej kroplę detergentu. Następnie wstrząśnijcie kilkakrotnie każdą z czterech probówek. Co zaobserwowaliście?

W probówce, w której było mydło i woda wodociągowa, studzienna lub źródłana powstało dużo mniej piany (lub nie powstała prawie wcale), niż w pozostałych probówkach. Świadczy to o zawartości w wodzie składników, które reagują z mydłem. Składnikami wody, reagującymi z mydłem są jony wapnia i magnezu. O wodzie, która zawiera jony tych metali mówimy, że jest twarda. Im woda zawiera więcej jonów magnezu i wapnia, tym jest twardsza. Odpowiednia twardość wody nie przeszkadza, a nawet jest pożądana w wodzie przeznaczonej do celów konsumpcyjnych. Natomiast przeszkadza w przemyśle i przy myciu. Przy myciu zwiększa ona zużycie mydła. Dlatego, aby zmniejszyć zużycie środków myjących stosuje się zamiast mydła syntetyczne detergenty, które nie reagują z jonami wapnia i magnezu. W przemyśle twarda woda powoduje powstawanie kamienia kotłowego, który uniemożliwia pełną wymianę ciepła w urządzeniach przeznaczonych do tego celu.

5.8. Zanieczyszczenie wód

W ostatnich czasach coraz częściej w sklepach można zauważyć w sprzedaży wodę źródłaną. W miastach przy źródłach stoją kolejki ludzi, aby zaopatrzyć się w źródłaną wodę. Woda ta jest wykorzystywana do sporządzania posiłków. Na coraz większej ilości produktów spożywczych pojawiają się napisy: "Sporządzono na wodzie źródlanej". Skąd wziął się ten problem? Dlaczego ludzie w miastach niezbyt chętnie korzystają do celów spożywczych z wody wodociągowej?

Woda przesyłana wodociągami do mieszkań jest w większości przypadków wodą rzeczną, poddaną oczyszczeniu. W celu oczyszczenia przepuszczana jest przez zespół odpowiednich filtrów, a następnie najczęściej "chlorowana", w celu pozbycia się w niej drobnoustrojów. Proces ten nosi nazwę uzdatniania wody do celów spożywczych. Taka woda nie ma jednak takiego smaku jak woda źródłana. W procesie uzdatniania wody wraz z zanieczyszczeniami usuwa się niektóre składniki mineralne. Natomiast niektóre substancje wprowadzane do rzek pozostają w niej nadal.

Dlaczego wodę z rzek i jezior przed wykorzystaniem do celów spożywczych musimy oczyścić? Woda płynąca w rzekach nie jest tak czysta jak potoki górskie w swym początkowym biegu. Rzeki stały się w pewnym sensie ściekami. Wprowadza się bezpośrednio do nich ścieki przemysłowe i komunalne (z miejskiej kanalizacji). Dodatkowo rzeki są zanieczyszczone wadliwą gospodarką rolną oraz przez ludzi zamieszkujących w ich

pobliżu lub wypoczywających "nad wodą". Potoki górskie stają się już często miejscem wysypywania do nich wszelkich odpadków z gospodarstwa domowego. Należy pamiętać, że większość rzek jest źródłem wody pitnej dla miast i miasteczek. Rzeki są dodatkowo zatrutowane przez zanieczyszczenia zawarte w powietrzu.



Rys. 58. Główne źródła zanieczyszczania wód

W takim przypadku rzeki zamieniają się powoli w martwe ścieki. Najpierw giną w nich ryby, a z czasem obumiera i roślinność, w konsekwencji czego rozpoczynają się procesy gnilne. Taka rzeka, czy jezioro nie nadaje się już do niczego. Natomiast proces przywrócenia jej do normalnego życia jest bardzo kosztowny i długotrwały. Zanieczyszczenie wód zaczyna się obecnie już niebawem po wypłynięciu ich ze źródła. Jak przeciwdziałać zanieczyszczeniu? Tutaj działania muszą być wszechstronne. Należy ograniczyć zanieczyszczenie powietrza, każde miasto i miasteczko, a nawet wioska skanalizowana powinna mieć własną oczyszczalnię ścieków. Fabryki powinny pracować w zamkniętym cyklu wody, czyli powinny korzystać z wody, którą uprzednio używały, a następnie poddały oczyszczaniu. Małe zakłady produkcyjne (masarnie, garbarnie, galwanizernie itp.) nie powinny swych ścieków odprowadzać do rzek, tylko je neutralizować. Nie należy stosować bezmyślnie nawozów, powinny one być wprowadzane w takich okresach i w taki sposób do gleby, aby nie wypłukiwała ich woda deszczowa. Do rzek i strumieni nie należy wrzucać śmieci i odpadków z gospodarstw domowych. Nie należy w rzekach myć samochodów. Teraz już rozumiecie, że o czystość rzek musimy dbać wszyscy i w naszym wspólnym interesie musimy zwalczać tych, którzy zatrują nam wody.

6. O tlenkach

6.1. Tlenki

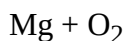
Doświadczenie 50: Zapaloną wstążkę magnezową lub wiórki magnezowe wprowadźcie szybko do naczynia z tlenem. Porównajcie magnez z produktem jego spalania. Wykonajcie spalanie magnezu w powietrzu i również porównajcie produkt spalania z magnezem.

Po przeprowadzonym doświadczeniu zauważyliście, że w miejsce srebrzystego metalu pojawiła się w obydwu przypadkach biała substancja, która jak domyślacie się, jest połączeniem tlenu i magnezu.

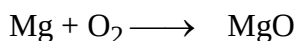
Napiszmy wzór strukturalny otrzymanego połączenia magnezu z tlenem. Aby to uczynić musimy odszukać w układzie okresowym symbole magnezu i tlenu. Magnez ma symbol Mg, a tlen O. Teraz na układ okresowy nakładamy folię, z której odczytujemy, że atom magnezu może oddać dwa elektrony, a atom tlenu może przyjąć 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. To, że atom magnezu jest dwuwartościowy zaznaczymy: $Mg=$, natomiast dwuwartościowość atomu tlenu przedstawimy: $-O-$ lub $O=$. W tej reakcji każdy atom tlenu połączy się z jednym atomem magnezu. Dlatego wzór strukturalny powstałego połączenia zapiszemy: $Mg=O$. Tak zapisany wzór nie jest faktycznym wzorem strukturalnym gdyż jak zauważyliście w wyniku połączenia się magnezu z tlenem powstały dodatnie jony magnezu i ujemne jony tlenu. Dlatego bardziej 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. Ponieważ w skład tego połączenia wchodzi jony tlenu i magnezu to ten związek chemiczny nazwiemy tlenkiem magnezu. Poznaliście już kilka połączeń pierwiastków z tlenem i nazwaliśmy je: tlenek węgla(IV), tlenek siarki(IV), tlenek magnezu. Ogólnie wszystkie te połączenia nazywamy tlenkami.

Tlenki są to połączenia danego pierwiastka z tlenem.

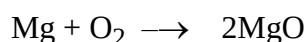
Teraz napiszemy równanie reakcji zachodzącej pomiędzy magnezem a tlenem. Zapis przebiegu reakcji zaczynamy od wypisania symboli chemicznych substratów.



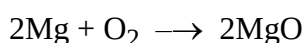
Tlen biorący udział reakcji zapisujemy jako O_2 , gdyż jak pamiętamy występuje on w postaci cząsteczek dwuatomowych. Po zapisaniu substratów dajemy strzałkę wskazującą kierunek przebiegu reakcji. Za strzałką umieszczamy wzór sumaryczny otrzymanego produktu:



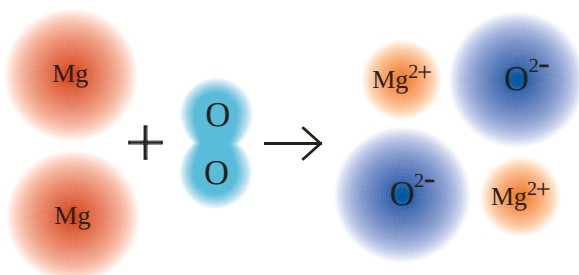
Po lewej stronie równania występuje cząsteczka tlenu, która składa się z dwóch atomów tlenu. Aby po obydwóch stronach równania znajdowała się taka sama liczba atomów tlenu przed wzorem Mg musimy umieścić liczbę 2.



Skoro do powstania jednej cząsteczki tlenku magnezu potrzeba było jednego atomu magnezu, to do powstania dwóch cząsteczek tlenku magnezu potrzebne będą dwa atomy magnezu. Po wpisaniu liczby "2" przed Mg równanie przybierze ostatecznie postać:

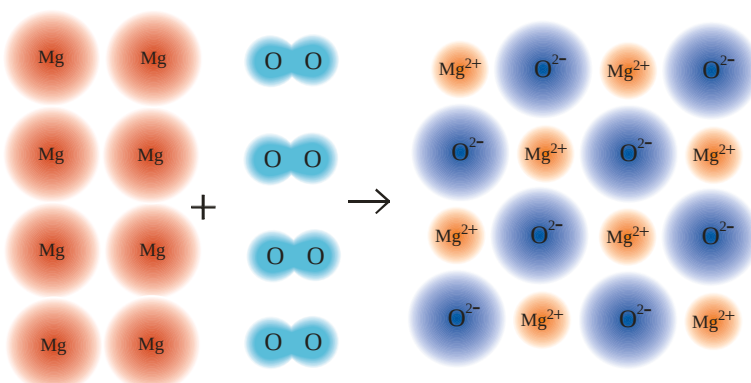


Schematycznie przebieg reakcji możemy zapisać:

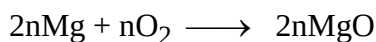


Obserwowana przez nas reakcja chemiczna to proces, jaki zachodzi pomiędzy olbrzymimi zbiorami pewnych elementów, w wyniku tej reakcji powstają olbrzymie zbiory innych elementów. Natomiast nasz zapis dotyczy zachowania się elementów tych zbiorów. Oznacza to, że nasza obserwacja dotyczy zwiłokrotnionego miliardy razy efektu, przedstawionego naszym równaniem reakcji.

Schematycznie faktyczny przebieg reakcji możemy przedstawić



Aby nasz zapis równania reakcji był w pełni prawdziwy powinniśmy zapisać:



n w tym przypadku oznacza bardzo wielką liczbę wynoszącą miliard, może bilion a może jeszcze więcej. Liczby tej nie możemy dokładnie ustalić, gdyż nie potrafimy dokładnie policzyć tak dużej ilości bardzo małych elementów. Dlatego też pomijamy ją w naszych równaniach reakcji.

Zapamiętaj: Pozostałe metale drugiej grupy układu okresowego reagują z tlenem podobnie jak magnez.

Często posługujemy się nie wzorami chemicznymi a nazwami związków chemicznych. Dlatego zapoznamy się z zasadami nazywania tlenków. Nazwa tlenku jest tak skonstruowana aby uwzględniała jakie atomy i w jakiej ilości wchodzi w skład danej cząsteczki.

Zapamiętaj: 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 rzymskiej.

N_2O_3 - tlenek azotu(III)

Fe_2O_3 - tlenek żelaza(III)

SO_2 - tlenek siarki(IV)

CO - tlenek węgla(II)

SnO_2 - tlenek cyny(IV)

6.2. Tlenki metali

Na poprzedniej lekcji poznaliście już jeden z tlenków metali - był nim tlenek magnezu. Dzisiaj zapoznamie się z innymi tlenkami metali.

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.

Doświadczenie 51: Z blachy wykonanej z glinu zetrzyjcie drobnym papierem ściernym lub ostrym nożem cieniutką warstwę. Porównajcie miejsce odsłonięte z miejscem nie odsłoniętym. Co zauważyliście?

Odsłonięte miejsce ma połysk metaliczny, którego nie ma powierzchnia stykająca się przez pewien czas z powietrzem. Z tego można wyciągnąć wniosek, że glin podobnie jak magnez

przereagował z tlenem. Powierzchnia metalu jest pokryta związkiem chemicznym będącym połączeniem glinu i tlenu.

Napiszcie wzór strukturalny połączenia tlenu z glinem. Aby to uczynić musimy najpierw ustalić wartościowość glinu. Z położenia jego symbolu w układzie okresowym i nałożonej folii odczytujemy, że jest on trójwartościowy i może oddać trzy elektrony. Natomiast atom tlenu może przyjąć dwa elektrony, jest więc dwuwartościowy.

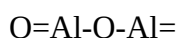
Atom glinu może oddać trzy elektrony, natomiast atom tlenu może przyłączyć tylko dwa elektrony. Jeżeli atom glinu przyłączy atom tlenu (kreska oznacza wartościowość czyli liczbę oddanych, pobranych lub uwspólnionych elektronów - w tym przypadku liczbę oddanych lub pobranych elektronów):



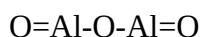
to pozostanie mu do oddania jeszcze jeden elektron, odda go więc drugiemu atomowi tlenu:



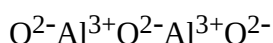
Przyłączony atom tlenu będzie dążył do przyłączenia jeszcze jednego elektronu; aby to uzyskać połączy się z drugim atomem glinu:



Przyłączony atom glinu chcąc pozbyć się dwóch elektronów musi przyłączyć jeszcze jeden atom tlenu:



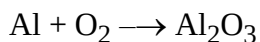
Powyżej przedstawiony wzór jest już pełnym wzorem strukturalnym połączenia wytworzonego na powierzchni metalicznego glinu. Otrzymane połączenie nazywa się tlenkiem glinu i jego wzór sumaryczny zapisujemy: Al_2O_3 . Musimy jednak pamiętać że, faktycznie nie atomy, a jony są połączone ze sobą. Dlatego bardziej prawidłowym jest zapis:



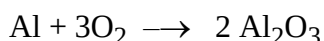
W czasie dalszej nauki częściej będziemy stosowali uproszczone wzory kreskowe niż faktyczne wzory strukturalne uwzględniające ładunki jonów.

Zgodnie z zasadami nazewnictwa tlenek o wzorze Al_2O_3 powinien nazywać się tlenek glinu(III) i tak go można nazywać. Przyjęto jednak uproszczenie: w nazwie tlenków metali, które z tlenem tworzą tylko jeden tlenek czyli wykazują stałą wartościowość można pomijać podanie wartościowości. Dlatego dla tlenku o wzorze chemicznym Al_2O_3 można podać dwie poprawne nazwy: tlenek glinu(III) lub tlenek glinu.

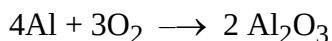
Zapiszmy teraz przebieg reakcji przy pomocy równania. Najpierw zapiszmy substraty i produkty tej reakcji:



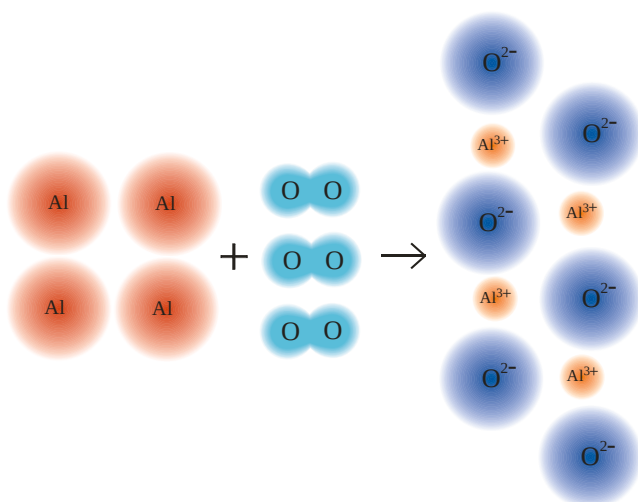
Teraz przystępujemy do uzgodnienia współczynników równania tej reakcji. Po lewej stronie strzałki mamy w cząsteczce tlenu dwa atomy tlenu, natomiast po prawej stronie w cząsteczce tlenku glinu mamy trzy atomy tlenu. Liczba atomów tlenu po obydwu stronach strzałki powinna być taka sama. Aby to uczynić musimy dla liczby atomów tlenu po obydwu stronach strzałki, czyli dla 2 i 3 znaleźć najmniejszą wspólną wielokrotność, (najmniejszą liczbę podzieloną bez reszty zarówno przez 2, jak i przez 3). Liczbą taką jest 6. Oznacza to, że po obydwu stronach równania reakcji powinno znajdować się po 6 atomów tlenu. Aby ten warunek został spełniony, po lewej stronie równania powinny znajdować się trzy cząsteczki tlenu, natomiast po prawej dwie cząsteczki tlenku glinu. Gdyż 3×2 atomy tlenu = 6 i 2×3 atomy tlenu = 6



Z powyższego zapisu widać, że po prawej stronie znajdują się cztery atomy glinu (są zapisane dwie cząsteczki, w każdej cząsteczce znajdują się dwa atomy, $2 \times 2 = 4$). Aby po lewej stronie znajdowały się też cztery atomy glinu, należy przed symbolem glinu wpisać liczbę 4 i wtedy równanie przybierze ostateczną postać:

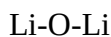


Przebieg reakcji glinu z tlenem możemy przedstawić przy pomocy schematu



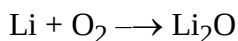
Zapamiętaj: Wszystkie pierwiastki w trzynastej grupie układu okresowego będą z tlenem dawały podobne połączenia jak glin.

Lit łączy się z tlenem w wyniku czego powstaje tlenek litu. Wartościowość litu odczytujemy z folii nałożonej na układ okresowy. Ponieważ atomy litu są jednowartościowe, a atomy tlenu dwuwartościowe wzór strukturalny tlenku litu zapiszemy:

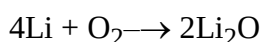


Wzór sumaryczny zapisujemy: Li_2O

Przebieg reakcji przedstawiamy przy pomocy równania:

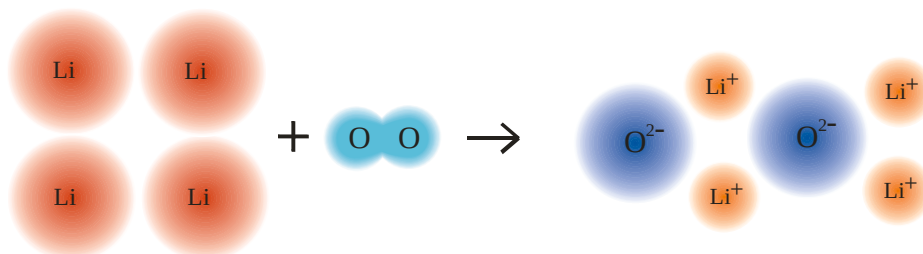


Po uzgodnieniu współczynników reakcji równanie przybierze ostatecznie postać:



Li_2O nazywamy tlenek litu.

Schematycznie przebieg reakcji litu z tlenem przedstawia poniższy rysunek:

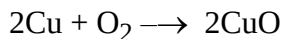


***Doświadczenie 52:** Ogrzewajcie w płomieniu do czerwoności dokładnie zgiętą blaszkę miedzianą. Po chwili wyciągnijcie ją z płomienia, a gdy wystygnie rozprostujcie. Porównajcie powierzchnię, która stykała się z płomieniem z powierzchnią, która była zgięta do środka.*

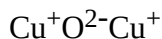
Z obserwacji widzimy, że ta część, która stykała się z powietrzem i płomieniem pokryła się czarnym nalotem, natomiast zakryta nie. Z obserwacji wnioskujemy, że w wysokiej temperaturze miedź przereagowała z tlenem, natomiast tam gdzie nie było dostępu tlenu reakcja nie zaszła. Powstało połączenie tlenu z miedzią. Atomy miedzi w związkach chemicznych mogą wykazywać wartościowość jeden lub dwa, gdyż mogą oddać jeden lub dwa elektrony. Dlatego, aby napisać wzór połączenia miedzi z tlenem musimy wiedzieć (nie możemy tego odczytać ani z układu okresowego, ani z folii) jaką wartościowość w danym połączeniu będą wykazywały atomy miedzi. W tym przypadku atomy miedzi będą oddawały dwa elektrony. Czyli że, atomy miedzi będą wykazywały taką wartościowość jak atomy magnezu. Dlatego tlenek miedzi będzie miał podobny wzór strukturalny jak tlenek magnezu.

$\text{Cu}^{2+}\text{O}^{2-}$ wzór sumaryczny tego tlenku zapiszemy CuO ,

a równanie reakcji miedzi z tlenem przybierze postać:



Ponieważ atomy miedzi mogą być też jednowartościowe, z tego należy wnioskować, że powinien istnieć drugi tlenek o wzorze strukturalnym:



i o wzorze sumarycznym: Cu_2O .

Tlenki miedzi zgodnie z zasadami nazewnictwa nazwiemy:

CuO - tlenek miedzi(II)

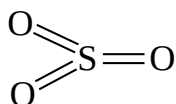
Cu_2O - tlenek miedzi(I)

Tlenki metali mają budowę jonową. Ich kryształy zbudowane są z dodatnich jonów metali i ujemnych jonów tlenu.

6.3. Tlenki niemetalu

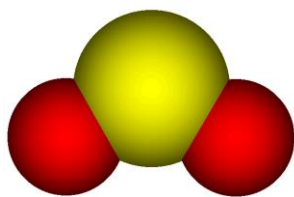
Doświadczenie 53: Na kawaleczku blachy lub porcelany zapalcie siarkę. Co zaobserwowaliście?

W czasie spalania powstawał gaz o ostrym zapachu. Zapiszemy przebieg reakcji spalania siarki. Po przyłożeniu folii na układ okresowy dowiadujemy się, że atom siarki może przyjąć dwa elektrony albo uwspólnić 4 lub 6, czyli wykazywać wartościowość 2, 4 lub 6. Z powyższego wynika, że atom siarki w połączeniach z pierwiastkami, które mogą oddawać elektrony, czyli z metalami, będzie wykazywał wartościowość dwa. Natomiast w połączeniach z niemetalami, które mogą uwspólniać elektrony będzie wykazywał wartościowość 4 lub 6. Z poprzednich lekcji pamiętamy, że połączenia tlenu z pierwiastkami nazywamy tlenkami. Z powyższych stwierdzeń wyciągamy wniosek, że istnieją dwa tlenki siarki. Jeden, który już poznaliście o wzorze sumarycznym SO_2 , w którym atom siarki jest czterowartościowy. Natomiast w drugim atom siarki jest sześciowartościowy. Temu tlenkowi odpowiada wzór strukturalny

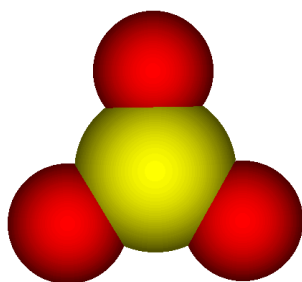


Związek ten któremu odpowiada wzór sumaryczny SO_3 nazywamy tlenek siarki(VI).

W naszym doświadczeniu powstał tlenek siarki(IV) SO_2 . Z czego wyciągamy wniosek, że siarka reagując z tlenem wykazuje wartościowość 4. Wzór strukturalny tego tlenku zapiszemy: $\text{O}=\text{S}=\text{O}$

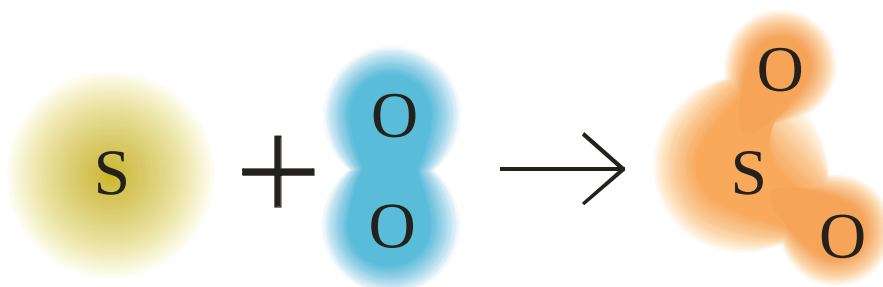


Rys. 59. Model cząsteczki tlenku siarki(IV)

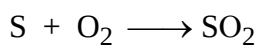


Rys. 60. Model cząsteczki tlenku siarki(VI)

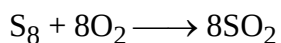
Przebieg reakcji siarki z tlenem możemy przedstawić schematycznie



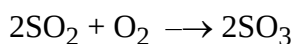
Przebieg reakcji spalania siarki w tlenie przedstawia równanie:



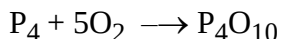
Przedstawiony powyżej zapis jest daleko idącym uproszczeniem. Jak pamiętacie z pierwszych lekcji chemii siarka występuje w postaci cząsteczek 8-atomowych. Dlatego równanie reakcji powinno przybrać postać:



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:



Zapiszmy przy pomocy równania przebieg reakcji spalania fosforu w tlenie. Atom fosforu może uwspólnić trzy lub pięć elektronów. Oznacza to, że mogą istnieć dwa rodzaje połączeń fosforu z tlenem. W czasie spalania fosforu w powietrzu lub w tlenie atom fosforu uwspólnia pięć elektronów, czyli atom fosforu będzie pięciowartościowy. W czasie reakcji powstaje związek chemiczny o sumarycznym wzorze: P_4O_{10} . Związek ten nazwiemy tlenek fosforu(V). Równanie reakcji zapiszemy: P_4O_{10}



W równaniu reakcji piszemy P_4 ponieważ fosfor występuje w cząsteczkach czteroatomowych.

W tlenkach niemetali pomiędzy atomami występuje wiązanie atomowe w mniejszym lub w większym stopniu spolaryzowane.

6.4. Tlenki pierwiastków a przyroda

Na poprzednich lekcjach zapoznaliście się z grupą połączeń chemicznych nazywaną tlenkami. Wiele z tych połączeń występuje w przyrodzie. 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 przecież tlenek wodoru. Piasek, który można spotkać prawie wszędzie, to jest tlenek krzemu. Wiele minerałów jest tlenkami różnych metali. 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). Jak pamiętacie ich oddziaływanie na środowisko naturalne jest szkodliwe. Ciekłym tlenkiem jest woda.

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 fioletowawej 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. Szkła o takim składzie topią się w temperaturze około 800°C i produkowane są z nich np. szyby 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 gdyż 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 , rutil tlenek tytanu(IV) – TiO_2 , piroluzyt tlenek manganu(IV) – MnO_2 , kupryt tlenek miedzi(I) – Cu_2O .

Odrębną grupę tlenków stanowią tlenki, które człowiek wytwarza w celu ułatwienia sobie życia. Jednym z nich jest tlenek siarki(VI) – SO_3 , z którego otrzymuje się kwas siarkowy. Innym jest tlenek wapnia CaO , służący do wapnowania pól oraz do wyrobu zaprawy murarskiej.

Niektóre pierwiastki np. azot, złoto występują w przyrodzie w postaci pierwiastków inne np. glin, żelazo występują tylko w postaci tlenków lub innych związków chemicznych. Dzieje się tak dlatego, że pierwiastki bardzo aktywne chemicznie łączą się z innymi tworząc związki chemiczne, natomiast mniej aktywne nie wchodzą tak łatwo w reakcje chemiczne i dlatego w przyrodzie mogą występować w postaci niezwiązanej.

6.5. Korozja

Pierwiastki łącząc się ze sobą mogą dawać związki chemiczne, które są przydatne w życiu człowieka. Ale również w czasie reakcji np. metali z niektórymi substancjami mogą powstawać związki nieprzydatne dla nas.

Doświadczenie 54: *Do jednej probówki nalejcie 2cm^3 wody, do drugiej 2cm^3 wodnego roztworu soli kuchennej, do trzeciej nalejcie 2cm^3 wody i wprowadźcie trochę tlenku siarki(IV), a czwartą pozostawcie pustą. Do każdej z probówek wrzucie gwóźdź. Probówki dokładnie zatkajcie korkami i obserwujcie przez kilka dni zachodzące w nich zmiany. Po zakończeniu obserwacji wyjmijcie gwoździe z probówek i dokładnie oglądnijcie powierzchnię każdego z nich.*

W wyniku przeprowadzonego doświadczenia stwierdziliśmy, że w probówce zawierającej wodę i tlenek siarki(IV) gwóźdź najszybciej pokrył się warstewką jakiejś substancji, następnie ten który był w wodnym roztworze soli, a najpóźniej ten który znajdował się w samej wodzie. Natomiast w probówce, w której znajdował się gwóźdź w powietrzu nie nastąpiły żadne zmiany. Substancja pokrywająca gwóźdź jest porowata i przypomina z wyglądu znaną nam z życia codziennego rdzę.

Z przeprowadzonych obserwacji wynika, że proces rdzewienia gwoździ najszybciej przebiegał w obecności czynników, o których mówimy że zanieczyszczają środowisko.

Zapewne widzieliście rdzę na przedmiotach żelaznych. Z własnych obserwacji wiecie, że w lecie gdy jest sucho, przedmioty żelazne bardzo wolno pokrywają się rdzą, natomiast w jesieni, gdy w powietrzu jest dużo wilgoci pokrywają się one rdzą dużo szybciej. Rdza pokrywająca przedmioty żelazne najpierw pojawia się na powierzchni, a w miarę upływu czasu posuwa się w głąb metalu. Po pewnym czasie cały metal przechodzi w rdzę. Zjawisko takie nazywamy korozją. Jest ono niekorzystne, gdyż w jego wyniku ulegają zniszczeniu przedmioty wykonane z żelaza. Żelazo reaguje z tlenem i parą wodną zawartą w powietrzu. Proces korozji przyspieszają zawarte w powietrzu zanieczyszczenia.

Korozja to przechodzenie metali w związki chemiczne, które mają właściwości nieprzydatne w danym przedmiocie.

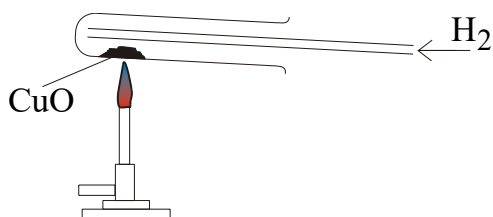
Korozja może nie niszczyć całego metalu, ale powodować zmianę wyglądu jego powierzchni. Tak dzieje się z miedzią wystawioną na działanie atmosferyczne. Dachy wykonane z blachy miedzianej po pewnym czasie pokrywają się zieloną warstwą, zwaną patyną. Błyszcząca powierzchnia srebra w obecności związków chemicznych zawierających siarkę pokrywa się brunatno-czarnym, matowym nalotem, którym jest siarczek srebra o wzorze Ag_2S .

Nie każde jednak działanie czynników zewnętrznych będzie powodowało zniszczenie metalowego przedmiotu. Glin należy do metali bardzo aktywnych chemicznie, łatwo łączy się z tlenem. Pomimo tego znamy bardzo wiele przedmiotów wykonanych z glinu, które używamy bardzo wiele lat. Jak to się dzieje, że nie ulegają one korozji? Jak pamiętacie z jednej z poprzednich lekcji, glin pokrywa się tlenkiem glinu. Powstający tlenek glinu tworzy cienką warstwę nie dopuszczającą tlenu do znajdującego się pod nim metalu. Tak więc tlenek glinu tworzy warstwę ochronną.

Straty spowodowane korozją są bardzo duże, dlatego też staramy się chronić przed nią metale. Najprostszym sposobem, ale zarazem nietrwałym jest pokrywanie powierzchni metali smarami bezkwasowymi. Innym sposobem jest pokrywanie powierzchni metali różnego rodzaju lakierami. Można też pokrywać powierzchnie metali warstewkami innych metali, odpornych na działanie czynników zewnętrznych.

6.6. Otrzymywanie metali z ich tlenków

Doświadczenie 55: *Do probówki nasypcie trochę tlenku miedzi(II). Probówkę umieście poziomo w statywie. Do dna probówki wprowadźcie rurkę szklaną, którą będziecie doprowadzali wodór. Wprowadzając do probówki wodór, równocześnie mocno ogrzewajcie probówkę, w miejscu gdzie znajduje się tlenek miedzi(II). Co zaobserwowaliście po pewnym czasie ogrzewania?*

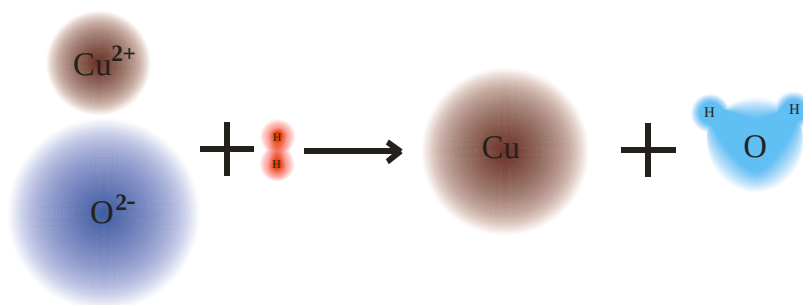


Rys. 61. Ogrzewanie tlenku miedzi(II) w strumieniu wodoru

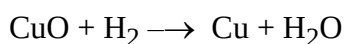
W probówce zniknął czarny proszek, a pojawiła się czerwona porowata substancja. Równocześnie na ściankach probówki pojawiły się kropelki cieczy. Po wystygnięciu substancji, barwa jej nie uległa zmianie.

Czerwona pozostałość przypomina nam miedź, a kropelki cieczy wodę. Z obserwacji wnioskujemy, że zaszła reakcja chemiczna, w której powstała miedź i woda.

Przebieg reakcji możemy przedstawić przy pomocy schematu:



Natomiast równanie przeprowadzonej reakcji zapiszemy:

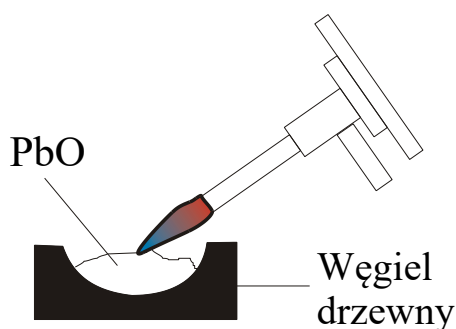


Porównując substraty reakcji z produktami widzimy, że w tlenku miedzi(II) w miejsce jonów miedzi wbudowały się atomy wodoru. Można więc powiedzieć że jony miedzi zostały wymienione na atomy wodoru. Taką reakcję nazywamy reakcją wymiany pojedynczej. W

wyniku reakcji wymiany pojedynczej otrzymujemy nowy związek chemiczny i najczęściej nowy pierwiastek.

***Doświadczenie 56:** Na kawałek węgla drzewnego, w którym wykonaliście wgłębienie nasypcie trochę tlenku ołowiu(II) i ogrzewajcie od góry bardzo mocnym płomieniem palnika. Co zaobserwowaliście?*

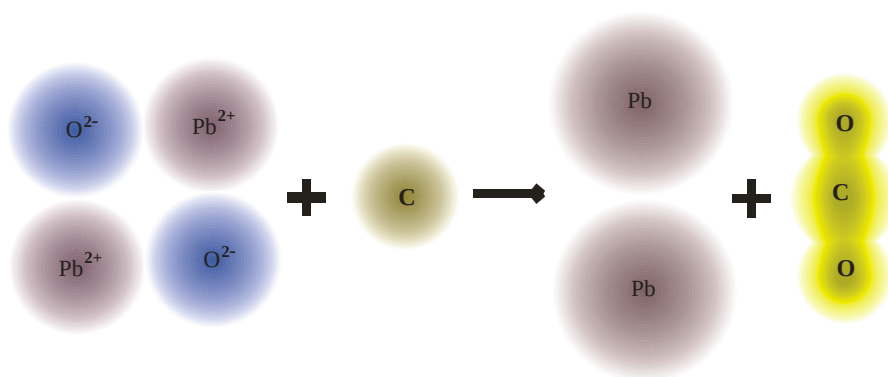
Reakcja wymiany pojedynczej to taka reakcja w czasie której następuje wymiana jednego ze składników związku chemicznego na inny.



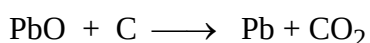
Rys. 62. Ogrzewanie tlenku ołowiu(II) na węglu drzewnym

We wgłębieniu na węglu zniknęła żółtawa substancja, a w jej miejsce powstała substancja o wyglądzie metalicznym. Z powyższej obserwacji wyciągamy wniosek, że zaszła reakcja, w wyniku której powstała ołów. Ponieważ prażanie przeprowadzaliśmy na węglu, należy wnioskować, że tlenek ołowiu(II) przereagowała z węglem.

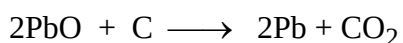
Przebieg reakcji przedstawia schemat:



Natomiast równanie przeprowadzonej reakcji zapiszemy:

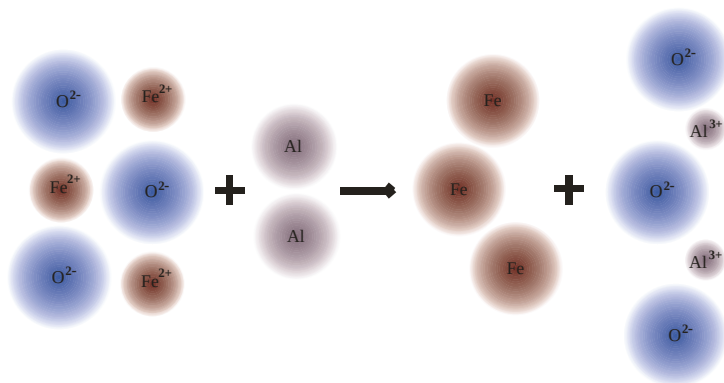


Po uzgodnieniu współczynników równanie reakcji przybiera postać:

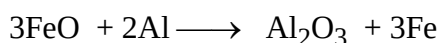


W obydwu wykonanych doświadczeniach powstał wolny metal. Znany jest proces nazywany aluminotermią, w którym w reakcji pyłu glinowego z tlenkiem metalu powstaje wolny metal oraz tlenek glinu.

Przebieg reakcji pyłu glinowego z tlenkiem żelaza(II) przedstawia schemat:



Natomiast przebieg tej reakcji zapiszemy przy pomocy równania:



Przy pomocy przedstawionych powyżej sposobów możemy otrzymywać czyste metale z ich tlenków. Proces ten nazywa się redukcją tlenków metali do wolnego metalu.

Procesy te znalazły praktyczne zastosowanie. Redukując węglem rudy będące tlenkami metali otrzymuje się metale na skalę przemysłową.

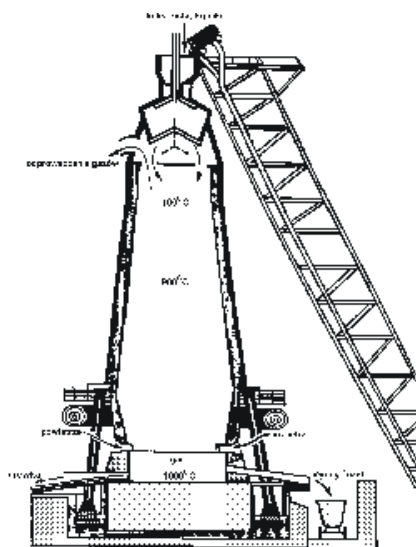
Redukcja przy pomocy wodoru jest stosowana prawie wyłącznie w laboratoriach. Obecnie metoda aluminotermiczna stosowana jest do otrzymywania czystych metali na skalę laboratoryjną (w małych ilościach).

6.7. Hutnictwo

Metale są bardzo ważnym tworzywem wykorzystywanym przez człowieka. Bez metali i ich stopów trudno wyobrazić sobie dzisiejszą cywilizację. W przyrodzie tylko nieliczne metale występują w stanie wolnym np. złoto, srebro, miedź. Niektóre, jak srebro i miedź występują w tak małych ilościach w stanie wolnym, że nie ma to praktycznego znaczenia. Dlatego metale otrzymuje się z rud, czyli surowca mineralnego zawierającego związek chemiczny, w którym występuje metal. W związkach tych metale połączone są z różnymi pierwiastkami. Do otrzymywania metali najkorzystniejsze są te rudy, w których metale występują w postaci tlenków. Ale nie wszystkie metale w rudach występują w połączeniu z tlenem. W niektórych rudach metal połączony jest z siarką, tworząc związki chemiczne nazywane siarczkami. Ponieważ do wytopu metali używa się głównie tlenków metali, dlatego

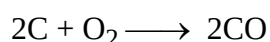
siarczki zawarte w rudach przeprowadza się w tlenki. W ten sposób postępuje się między innymi z rudami zawierającymi siarczki cynku lub ołowiu.

Najważniejszym metalem otrzymywanym na drodze hutniczej jest żelazo. Żelazo otrzymuje się z jego tlenków w reakcji z węglem. Procesy zachodzące przy wytopie żelaza z rud są bardzo skomplikowane i dlatego nie będziemy ich dokłanie przedstawiać. Natomiast ogólny schemat reakcji zachodzących w procesie otrzymywania żelaza z jego rudy możemy przedstawić na przy pomocy poniższych równań reakcji.

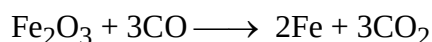


Rys. 63. Schemat pieca do wytopu żelaza

W pierwszej fazie reaguje węgiel z tlenem w wyniku czego tworzy się tlenek węgla(II).

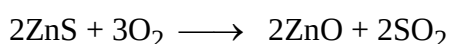


Następnym etapem są reakcje zachodzące pomiędzy tlenkami żelaza a tlenkiem węgla(II) prowadzące w konsekwencji do otrzymania metalicznego żelaza. Procesy zachodzące na tym etapie możemy przedstawić przy pomocy reakcji (pomijając pośrednie etapy).

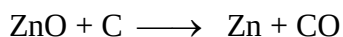


Przebieg procesów otrzymywania metalu z jego rudy będącej siarczkiem prześledzimy na przykładzie otrzymywania cynku z jego siarczku.

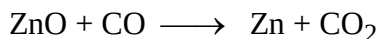
Siarczek cynku poddaje się prażeniu w obecności tlenu z powietrza. W reakcji powstaje tlenek metalu i tlenek siarki(IV):



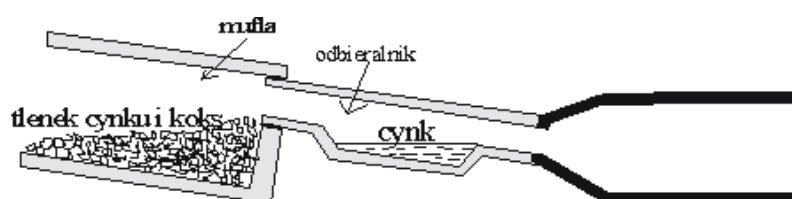
Otrzymany tlenek cynku redukuje się węglem do wolnego metalu:



powstający tlenek węgla(II) posiada również właściwości redukujące i przeprowadza tlenek metalu do wolnego metalu przechodząc w tlenek węgla(IV):

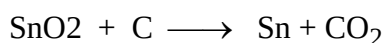


Ponieważ temperatura w jakiej otrzymuje się cynk z tlenku cynku jest wyższa od temperatury wrzenia cynku, dlatego otrzymane pary metalu należy skroplić. Wymaga to odpowiedniej konstrukcji pieca do wytopu cynku.



Rys. 64. Fragment pieca do wytopu cynku

Cynę otrzymuje się z rud przy pomocy redukcji węglem



Procesy hutnicze zachodzą w bardzo wysokich temperaturach, w niektórych przypadkach przekraczających nawet 1000⁰C. Węgiel w procesach hutniczych spełnia dwie role. Pierwsza, to dostarczanie odpowiedniej ilości energii cieplnej w wyniku jego spalania. A druga, to redukcja tlenków metalu do wolnego metalu.

Hutnictwo metali jest nieodczuwalne, 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 z węgla, ponieważ - jak pamiętacie - prawie każdy węgiel kopalny zawiera pewną ilość związków siarki. W okolicy hut cynku i ołowiu w powietrzu znajdują się pyły zawierające tlenki otrzymywanych metali.

Dlatego ważna jest modernizacja technologii otrzymywania metali, tak aby żadne gazy i pyły powstające w procesie hutniczym nie przedostawały się do atmosfery.

Z geografii wiecie, że w miarę wzrostu wysokości maleje temperatura atmosfery, średnio co 100 m temperatura obniża się o około 0,6 ⁰C. 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 są bardzo ogrzane. Wprowadzone do rzek powodują podniesienie się temperatury wody, co niekorzystnie wpływa na florę i faunę wodną. W cieplej wodzie zawarte jest mniej tlenu niż w chłodnej. Z tej krótkiej relacji widzimy jakie zagrożenie dla środowiska naturalnego stwarza hutnictwo metali. Usunięcie wszystkich zagrożeń wymaga stosowania zupełnie nowych technologii, co jest bardzo kosztowne. Np. woda w hutach powinna krążyć w cyklu zamkniętym, wtedy nie zatrzymałaby rzek.

7. O kwasach

7.1. Kwasy

Wodny roztwór chlorowodoru nazywany jest powszechnie kwasem solnym.

***Doświadczenie 57:** Zbadajcie jaki smak ma rozcieńczony kwas solny, który jest sprzedawany w aptekach chorem na niedokwasotę przewodu pokarmowego. Następnie wprowadźcie do roztworu tego kwasu uniwersalny papierek wskaźnikowy. Co zaobserwowaliście?*

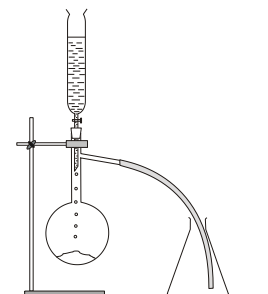
Roztwór miał smak kwaśny, a uniwersalny papierek wskaźnikowy zabarwił się na czerwono.

***Doświadczenie 58:** Spróbujcie smak wody destylowanej, a następnie wprowadźcie do niej uniwersalny papierek wskaźnikowy. Co stwierdziliście?*

W tym przypadku stwierdzimy, że uniwersalny papierek wskaźnikowy nie zmienił swojej barwy, a woda nie miała smaku kwaśnego.

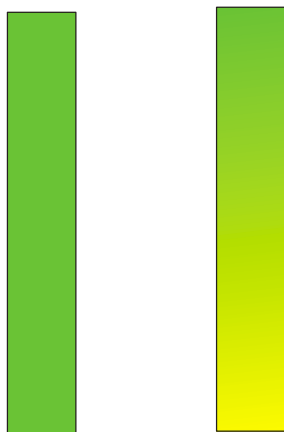
Na podstawie powyższych obserwacji dochodzimy do wniosku, że papierek wskaźnikowy pokazał nam, iż dany roztwór ma smak kwaśny.

***Doświadczenie 59:** Pod wyciągiem lub na parapecie za oknem ustawcie aparaturę, taką jak przedstawia rysunek 65. Do dolnego naczynia dajemy chlorek sodu, a do wkraplacza stężony kwas siarkowy(VI). W czasie dodawania stężonego kwasu siarkowego(VI) do chlorku sodu będzie wydzielał się chlorowodór. Wydzielający się chlorowodór wprowadzamy wężykiem do samego dna kolby stożkowej. Gdy chlorowodór zacznie wydobywać się na zewnątrz kolby wprowadzamy na kilka sekund suchy nasycony uprzednio 0,1% roztworem zieleni malachitowej papierek wskaźnikowy. Po chwili wprowadzamy na kilka sekund taki sam papierek, jednak tym razem zwilżony wodą. Co zaobserwowaliście?*



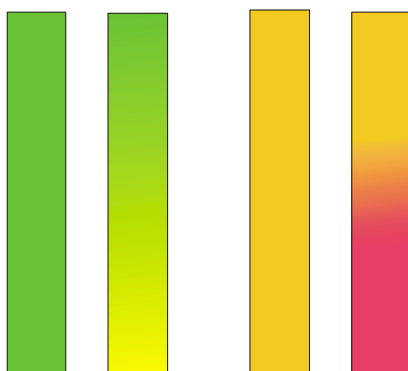
Rys. 65. Zestaw do wytworzenia chlorowodoru

Suchy papierek nasączony zielenią malachitową nie zmienił barwy, natomiast zwilżony natychmiast zmienił barwę na żółtą.



Rys. 66. Suchy i zwilżony wodą papierek nasączony zielenią malachitową po wprowadzeniu do chlorowodoru

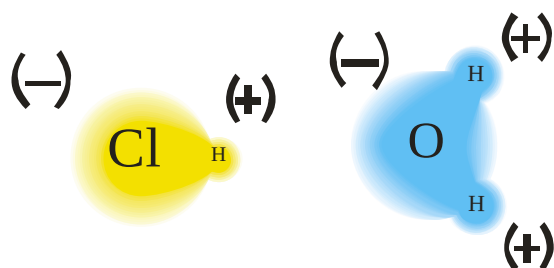
Doświadczenie 60: Do kolby z chlorowodorem nalejcie trochę wody i jej zawartość dokładnie wytrząśnijcie. Do otrzymanego roztworu wprowadźcie najpierw papierek nasączony zielenią malachitową, a następnie uniwersalny papierek wskaźnikowy. Co zaobserwowaliście?



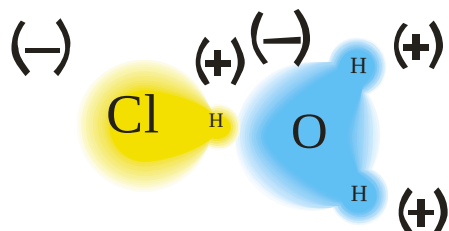
Rys. 67. Papierki nasączony zielenią malachitową i uniwersalny papierek wskaźnikowy przed i po zanurzeniu w roztworze chlorowodoru

Obydwa papierki zmieniły swoje zabarwienie: uniwersalny wskaźnikowy na czerwoną, a nasączony zielenią malachitową na żółtą. Z powyższych obserwacji wyciągamy wniosek: pomiędzy wodą, a chlorowodorem zaszła reakcja chemiczna, w wyniku której powstała jakaś substancja. W cząsteczce chlorowodoru, podobnie jak w cząsteczce wody, występuje

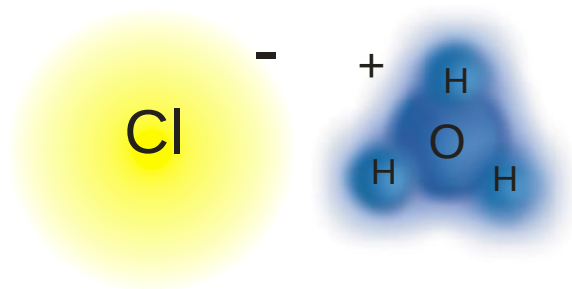
wiązanie atomowe spolaryzowane. Dzięki temu na atomach wodoru w obydwu cząsteczkach występuje minimalny ładunek dodatni (mniejszy niż w jonie). Na atomach tlenu i chloru występuje minimalny ładunek ujemny (mniejszy niż w jonie).



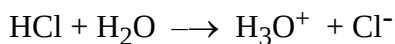
Cząsteczka wody i chlorowodoru, dzięki przyciąganiu się ładunków o przeciwnych znakach połączą się ze sobą



Cząsteczki chlorowodoru i wody są w ciągłym ruchu, a wytworzone pomiędzy nimi wiązanie jest słabe. Na "wspólny" atom wodoru silniej oddziałuje teraz atom tlenu, niż atom chloru. Atom chloru jest bardziej elektroujemny od atomu tlenu. Dlatego, w wyniku rozerwania powstałego połączenia wody i chlorowodoru, obszar z elektronem pochodzącym od atomu wodoru pozostanie przy atomie chloru, a samo jądro atomu wodoru pozostanie przy atomie tlenu. W wyniku rozerwania się takiego połączenia powstają dwa jony: ujemny Cl^- oraz dodatni H_3O^+ .



Powyższy proces możemy przedstawić przy pomocy równania:



Z zapisu równania reakcji widzimy, że w wyniku tej reakcji powstały dwa jony: H_3O^+ nazywany jonem oksoniowym oraz drugi Cl^- nazywany jonem chlorkowym. Należy wnioskować, że jeden z tych jonów powoduje zmianę barwy użytych wskaźników oraz jest odpowiedzialny za kwaśny smak roztworu chlorowodoru.

Doświadczenie 61: Do wodnego roztworu chlorku sodu wprowadźcie uniwersalny papierek wskaźnikowy. Co zaobserwowaliście?

Uniwersalny papierek wskaźnikowy nie zmieni swojej barwy. Jak pamiętacie z poprzednich lekcji, w chlorku sodu występuje wiązanie jonowe. Dlatego po rozpuszczeniu w wodzie powstały jony Na^+ i Cl^- . W roztworze kwasu i w roztworze chlorku sodu znajdują się jony Cl^- , w jednym z tych roztworów papierek zmienił swoją barwę a w drugim nie. Z tego należy wnioskować, że nie jony Cl^- są odpowiedzialne za zmianę barwy papierka wskaźnikowego. W takim razie pozostaje tylko jedna możliwość, że za zmianę barwy papierka wskaźnikowego ponoszą odpowiedzialność jony H_3O^+ .

Zapamiętaj: jon H_3O^+ nosi nazwę jonu oksoniowego.

Jon oksoniowy powstał przez przyłączenie jonu wodoru do cząsteczki wody. Z wcześniejszych lekcji pamiętacie, że atom wodoru zbudowany jest z jądra (w którym znajduje się tylko jeden proton), wokół którego znajduje się obszar z jednym elektronem. Dlatego dodatni jon wodoru jest po prostu samym protonem. Dlatego możemy powiedzieć, że jon oksoniowy powstał przez przyłączenie się protonu do cząsteczki wody.

Obecność jonów oksoniowych w roztworze spowodowała, że uniwersalny papierek wskaźnikowy oraz papierek nasycony zielenią malachitową zmieniły barwę oraz że roztwór chlorowodoru miał smak kwaśny. Jeżeli w ustach czujemy smak kwaśny, to właśnie w język "szczypie" nas jon oksoniowy.

Roztwór chlorowodoru ma smak kwaśny. Kwaśny smak roztworu chlorowodoru powodują jony oksoniowe, powstałe przez połączenie się cząsteczek wody z protonami pochodzącymi z chlorowodoru. Dlatego wszystkie substancje, od których można oderwać proton nazywa się kwasami.

Kwas jest to substancja zdolna do oddania protonu.

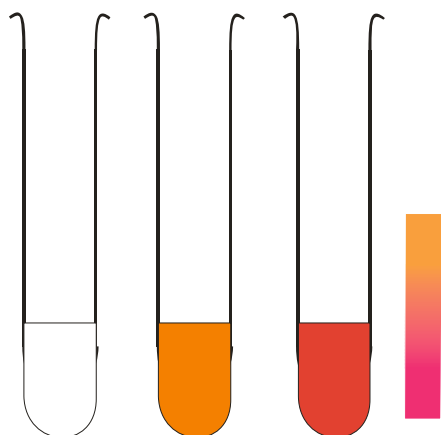
7.2. Popularne kwasy nieorganiczne

Doświadczenie 62: Nalejcie do czterech probówek po 1 cm^3 roztworu kwasu siarkowego(VI), do następnych czterech po 1 cm^3 roztworu kwasu azotowego(V), a jeszcze do czterech po 1 cm^3 roztworu chlorowodoru, czyli kwasu solnego oraz do następnych czterech po 1 cm^3 roztworu kwasu fosforowego(V). Do probówek zawierających roztwory kwasów azotowego, siarkowego, fosforowego i solnego dajcie po dwie krople roztworu fenoloftaleiny. Do takiego samego zestawu probówek dodajcie kilka kropli roztworu błękitu bromotymolowego, do następnego roztworu oranżu metylowego a do czwartego wprowadźcie uniwersalny papierek wskaźnikowy. Wyniki doświadczenia zapiszcie w tabelce:

	kwas solny	kwas azotowy(V)	kwas siarkowy(VI)	kwas fosforowy(V)
Fenoloftaleina				
błękit bromotymolowy				
orańż metylowy				
uniwersalny papierek wskaźnikowy				

Z

przeprowadzonego doświadczenia wynika, że wszystkie kwasy jednakowo działały na dany wskaźnik. (W przypadku fenoloftaleiny nie stwierdzono żadnej zmiany barwy.) Ponieważ wszystkie kwasy spowodowały taką samą zmianę barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego, należy wyciągnąć wniosek, że wszystkie kwasy w reakcji z wodą wytworzyły jony oksoniowe.

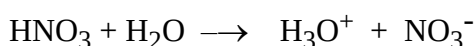


Rys. 68. Barwa jaką przyjmują: fenoloftaleina, błękit bromotymolowy, orańż metylowy oraz uniwersalny papierek wskaźnikowy w obecności dużej ilości jonów oksoniowych

Zapamiętaj: O roztworach, w których uniwersalny papierek wskaźnikowy ulega zabarwieniu na kolor czerwony, a błękit bromotymolowy i oranż metylowy na pomarańczowo mówimy, że mają odczyn kwaśny.

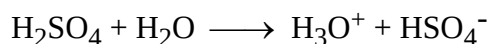
Prześledźmy procesy jakie zaszły, gdy do wody wprowadziliśmy badane przez nas kwasy.

Cząsteczka kwasu azotowego(V) zbudowana jest z jednego atomu wodoru, jednego atomu azotu i trzech atomów tlenu: jej wzór piszemy HNO_3 . Proces jaki zachodzi po wprowadzeniu tego kwasu do wody przedstawia równanie:

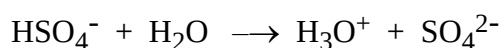


Cząsteczka kwasu siarkowego(VI) składa się z dwóch atomów wodoru, jednego atomu siarki i czterech atomów tlenu. Wzór kwasu siarkowego(VI) zapisujemy w postaci H_2SO_4 .

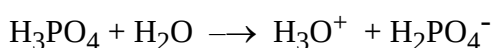
Przebieg reakcji pomiędzy wodą a kwasem siarkowym przedstawia równanie:



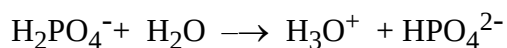
Powstały jon HSO_4^- posiada jeszcze w swoim składzie proton, który może zostać odszczepiony. Dlatego reakcja będzie dalej biegła zgodnie z równaniem:



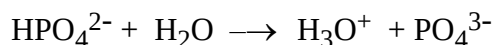
Cząsteczka kwasu fosforowego(V) ma wzór H_3PO_4 . Po wprowadzeniu tego kwasu do wody zajdzie proces, który przedstawimy przy pomocy równania:



Następna cząsteczka wody oderwie drugi proton z cząsteczki kwasu (podobnie, jak w przypadku kwasu siarkowego(VI)).



Kolejna cząsteczka wody może oderwać następny proton:



Pozostałość z cząsteczki kwasu po oderwaniu od niej wszystkich możliwych protonów nazywamy resztą kwasową. Resztą kwasową kwasu siarkowego(VI) jest jon SO_4^{2-} , natomiast resztą kwasu fosforowego(V) jest jon PO_4^{3-} .

***Doświadczenie 63:** Do jednej probówki nalejcie wywaru z czerwonej kapusty, do drugiej kilka kropli soku z czarnych jagód rozcieńczonego wodą, a do trzeciej wyekstrahowany*

barwnik z płatków kwiatu. Do każdej z tych probówek nalejcie po około 0,5 cm³ roztworu kwasu solnego. Co zaobserwowaliście?

Roztwory pod wpływem kwasów zmieniły swoją barwę. Jest to dowodem, że wiele barwników występujących w przyrodzie posiada właściwości wskaźników.

Zapamiętaj :Wskaźniki to substancje, które zmieniają swoją barwę wskutek oddziaływania na nie innych substancji.

Na dzisiejszej lekcji poznaliście wskaźniki, które zmieniały swoją barwę, gdy działały na nie jony oksoniowe.

Istnieje bardzo dużo substancji, których możemy używać jako wskaźników. Są to prawie zawsze substancje, które zaliczamy do połączeń organicznych. Nie wszystkie wskaźniki w roztworach kwaśnych barwią się na czerwono. Niektóre są bezbarwne inne przyjmują zabarwienie żółte, a jeszcze inne zielone itd. Dlatego używając wskaźnika należy zawsze pamiętać, jaką barwę przyjmuje w środowisku kwaśnym. Wskaźniki występują w wielu roślinach. Znajdują się głównie w barwnych płatkach kwiatów oraz w barwnych owocach. Jak sami stwierdziliście wskaźniki zawarte są w liściach czerwonej kapusty i w owocach czarnych jagód. Substancje te w środowisku kwaśnym zmieniają swoją barwę na czerwoną.

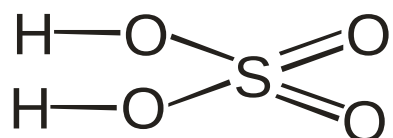
Poznaliście już nazwy kilku kwasów. Zapewne interesuje was, w jaki sposób tworzymy nazwy tej grupy połączeń chemicznych. Nazwę kwasu tworzymy od nazwy pierwiastka, który jest charakterystyczny dla danego kwasu. Aby napisać poprawnie nazwę danego kwasu, należy najpierw ustalić jego wzór sumaryczny i strukturalny. Z czasem, kiedy dojdziecie do wprawy, wystarczy wam znajomość tylko wzoru sumarycznego. Kwasy nieorganiczne dzielimy na dwie grupy. Do jednej zaliczamy te kwasy, w cząsteczce których znajdują się atomy tlenu i nazywamy je kwasami tlenowymi. Drugą grupę stanowią kwasy beztlenowe, czyli te w cząsteczce których nie występuje atom tlenu.

Nazwy kwasów beztlenowych tworzymy dodając do nazwy pierwiastka tworzącego kwas łącznik -o- oraz wyraz wodorowy, a otrzymany wyraz poprzedzamy słowem kwas. Np. kwas chlor-o-wodorowy (HCl), kwas tellur-o-wodorowy (H₂Te). Jeżeli nazwa pierwiastka kończy się na samogłoskę, to ją wtedy opuszczamy, np. kwas siark-o-wodorowy (H₂S). W nazwie pierwiastka pominięto samogłoskę a.

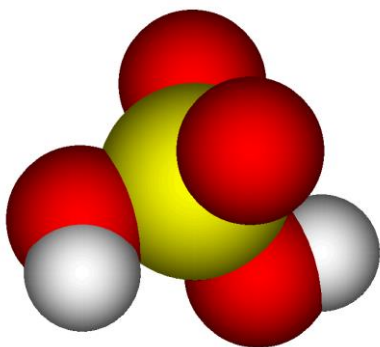
Nazwy kwasów tlenowych tworzymy przez dodanie do wyrazu kwas wyrazu składającego się z nazwy pierwiastka, od którego wywodzi się dany kwas oraz przyrostka -owy. Za przyrostkiem -owy, w nawiasie podaje się przy pomocy liczby rzymskiej wartościowość pierwiastka tworzącego dany kwas. Np. kwas azot-owy(V), kwas fosfor-owy(V). Jeżeli

nazwa pierwiastka kończy się na samogłoskę, to tę samogłoskę pomijamy w nazwie np. kwas siark-owy(VI). Natomiast w nazwie kwasu węglowego pomijamy samogłoski -ie- poprzedzające ostatnią spółgłoskę. Stąd nazwa kwas węgl-owy, a nie węgiel-owy.

Napiszmy wzór strukturalny kwasu siarkowego(VI). Częsteczka tego kwasu składa się z dwóch atomów wodoru, jednego atomu siarki i czterech atomów tlenu. W cząsteczkach kwasów tlenowych atomy wodoru są prawie zawsze połączone z atomami tlenu. Dlatego wzór strukturalny tego kwasu przybierze postać:

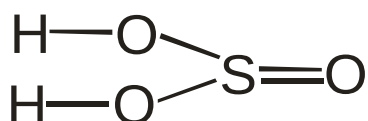


W cząsteczce tego kwasu atomy siarki są sześciowartościowe.

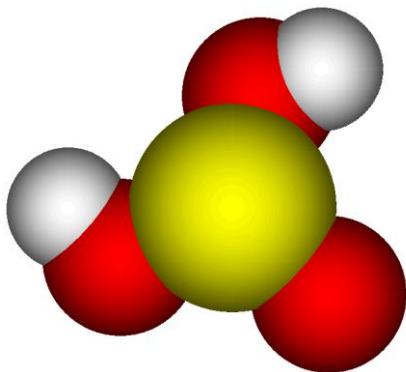


Rys. 69. Model cząsteczki kwasu siarkowego(VI)

Wiemy, że atomy siarki mogą też wykazywać wartościowość cztery. Napiszmy więc wzór strukturalny takiego kwasu:

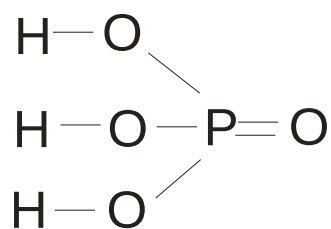


W takim przypadku wzór sumaryczny przybierze postać H_2SO_3 . A kwas o takim wzorze nazwiemy kwasem siarkowym(IV).



Rys. 70. Model cząsteczki kwasu siarkowego(IV)

Z poznanych kwasów wzór strukturalny kwasu fosforowego(V) o wzorze H_3PO_4 napiszemy:



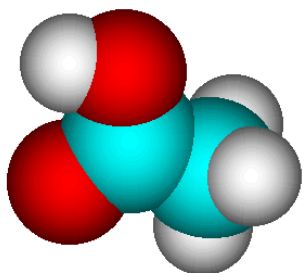
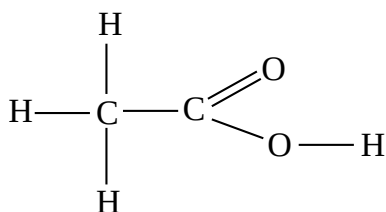
7.3. Kwasy organiczne

Doświadczenie 64: Sprawdźcie jaki smak ma rozcieńczony wodą ocet oraz roztwór kwasu cytrynowego (zwanego pospolicie kwaskiem cytrynowym). Co stwierdziliście?

Obydwie substancje wykazały smak kwaśny.

Doświadczenie 65: Do kolejnych probówek nalejcie po cm^3 rozcieńczonego kwasu octowego (etanowego), cytrynowego, mrówkowego(metanowego) „kwasu” z kiszzonej kapusty lub ogórków. Do każdej probówki dodajcie po jednej kropli błękitu bromotymolowego. Co zaobserwowaliście?

We wszystkich probówkach roztwór zabarwił się na kolor pomarańczowy. Z obserwacji wynika, że w probówkach znajdowały się substancje, które określamy jako kwasy. Wszystkie te kwasy zaliczamy do kwasów organicznych. Cząsteczkę kwasu octowego (etanowego) przedstawia wzór strukturalny:



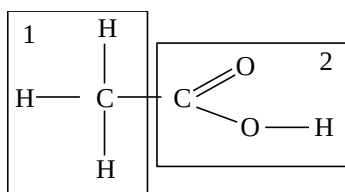
Rys. 71. Model cząsteczki kwasu octowego

W wodzie od cząsteczki kwasu octowego (etanowego) zostaje oderwany proton. Powstaje pytanie, z którego z atomów wodoru w wyniku jego oderwania powstanie proton?

Doświadczenie 66: Do probówki z wodą destylowaną nalejcie kilka kropli benzyny a następnie dodajcie wskaźnika. Co stwierdziliście?

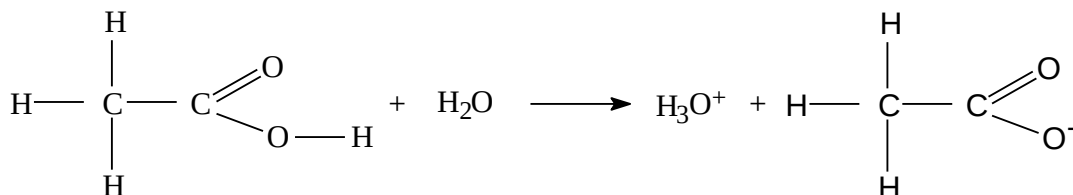
Wskaźnik nie zmienił zabarwienia. Ponieważ benzyna nie powoduje zmiany barwy wskaźnika należy wnioskować, że w wodzie nie tworzą się z niej jony oksoniowe.

W cząsteczce kwasu octowego (etanowego) możemy wyróżnić dwa ugrupowania:

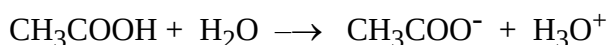


Pierwsze (1) przypomina fragment cząsteczki benzyny, dlatego wnioskujemy że nie ono jest odpowiedzialne za zmianę barwy wskaźnika. Z tego wynika, że jon oksoniowy powstaje z drugiego ugrupowania (2).

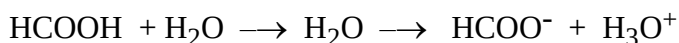
Proces powstawania tego jonu przedstawia równanie:



W chemii organicznej przyjmuje się bardzo często zapis uproszczony uwzględniający najważniejsze elementy struktury danego połączenia. Dlatego przebieg procesu tworzenia jonu oksoniowego z kwasu octowego (etanowego) zapisujemy:



Drugim użytym w doświadczeniu kwasem był kwas mrówkowy (metanowy) o wzorze HCOOH. Po wprowadzeniu go do wody zachodzi proces:



Porównując wzory podanych kwasów zauważamy, że w cząsteczce każdego z nich występuje grupa -COOH. Grupę tę nazywamy karboksylową. Na podstawie przeprowadzonych doświadczeń wnioskujemy, że grupa karboksylowa decyduje o właściwościach poznanych połączeń chemicznych. Poznane kwasy nazywamy karboksylowymi kwasami organicznymi.

Zapamiętaj: Organiczne kwasy karboksylowe, to związki chemiczne w cząsteczce których występuje grupa karboksylowa -COOH.

Zapamiętaj: Grupa atomów, która decyduje o pewnych specyficznych właściwościach danej grupy związków organicznych nazywa się grupa funkcyjna.

Grupą funkcyjną karboksylowych kwasów organicznych jest grupa -COOH.

Dawniej kwasom organicznym nadawano nazwy w dowolny sposób. Często wywodziły się one od nazwy organizmów, w których je wykryto. Przykładowo kwas mrówkowy nazwano tak ponieważ wykryto go w jadzie mrówek. Nadawano też nazwy wywodzące się od produktów, w których stwierdzono występowanie tych kwasów np. kwas masłowy - od zjełczałego masła, kwas mlekowy od kwaszonego mleka, lub tworzone od nazwy owocu lub rośliny w których stwierdzono jego obecność. (Kwas cytrynowy od cytryny, kwas szczawiowy od szczawiu.) Obecnie przyjęto zasadę nazewnictwa kwasów wiążącą nazwę z jego wzorem sumarycznym i strukturalnym.

Zapamiętaj: Nazwy organicznych kwasów karboksylowych tworzymy podając po wyrazie kwas przymiotnik utworzony od nazwy węglowodoru, w cząsteczce którego znajduje się tyle atomów węgla ile znajduje się w cząsteczce kwasu (łącznie z grupą karboksylową).

Kwasy podobnie jak węglowodory tworzą szereg homologiczny. Kolejne człony tego szeregu to:

Kwas metanowy - HCOOH

Kwas etanowy – CH_3COOH

Kwas propanowy – $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$

Kwas butanowy – $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$

Kwas pentanowy – $\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$

Kwas heksanowy – $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{COOH}$

Kwas heptanowy – $\text{C}_6\text{H}_{13}\text{COOH}$

Kwas oktanowy - $\text{C}_7\text{H}_{15}\text{COOH}$

Kwas nonanowy - $\text{C}_8\text{H}_{17}\text{COOH}$

Kwas dekanowy - $\text{C}_9\text{H}_{19}\text{COOH}$

Kwasy począwszy od metanowego, aż do nonanowego są cieczeniami, a począwszy od kwasu dekanowego są ciałami stałymi.

7.4. Właściwości kwasów

Stężone kwasy siarkowy(VI), azotowy(V) i fosforowy(V) zawierają w stężonych roztworach od około 60% do ponad 90% czystego kwasu. Stężony kwas octowy (etanowy) jest czystym związkiem chemicznym. Natomiast stężony kwas solny zawiera około 36% chlorowodoru.

Wykonując doświadczenie ze stężonymi kwasami musimy zachować bardzo dużą ostrożność, gdyż nawet niewielka ilość stężonego kwasu może spowodować przykre i bardzo długo gojące się rany po oparzeniu.

***Doświadczenie 67:** Na kartkę papieru nanieście po kropli następujących kwasów: siarkowego(VI), azotowego(V), fosforowego(V), solnego i octowego (etanowego). Kartkę pozostawcie na około pół godziny.*

***Doświadczenie 68:** Do pięciu probówek nalejcie po około 0,5 cm³ kurzego białka, a następnie dodajcie do probówek po kilka kropli kwasów: do pierwszej siarkowego(VI), do drugiej azotowego(V), do trzeciej fosforowego(V), do czwartej solnego i do piątej octowego (etanowego). Zawartość probówek dokładnie wymieszajcie i pozostawcie na kilka minut.*

***Doświadczenie 69:** Do pięciu probówek nalejcie po około 1 cm³ wody, a następnie dodajcie po około 1 cm³ kwasów: do pierwszej siarkowego(VI), do drugiej azotowego(V), do trzeciej fosforowego(V), do czwartej solnego i do piątej octowego (etanowego). Zawartość probówek wymieszajcie i dotknijcie zewnętrznych ścianek probówki. Co zaobserwowaliście?*

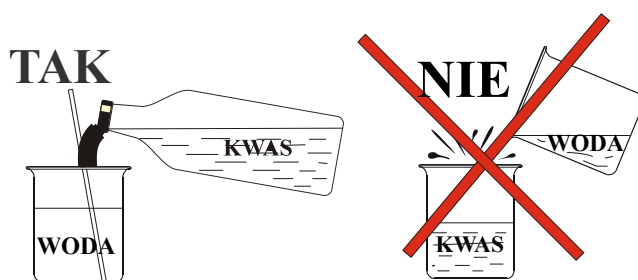
Oglądajcie wyniki poprzednich doświadczeń, co zaobserwowaliście?

Z przeprowadzonych doświadczeń wynika, że najbardziej żrącym jest kwas siarkowy(VI). On też w czasie mieszania z wodą najbardziej się rozgrzewał.

Wszystkie kwasy zmieniły wygląd roztworu białka, a kwas azotowy(V) spowodował jego żółknięcie.

Dodając kwasy do wody zauważyliście, że opadały one na dno probówki. Oznacza to, że roztwory wszystkich badanych kwasów mają gęstość większą niż woda.

Ponieważ w czasie rozcieńczania kwasów wodą wydzielą się ciepło, należy zawsze wlewać kwas do wody, intensywnie mieszając otrzymywany roztwór. W czasie rozcieńczania stężonego kwasu siarkowego(VI) może wydzielć się tak duża ilość ciepła, że doprowadza ona do wrzenia roztworu.



Rys. 72. Prawidłowy i nieprawidłowy sposób rozcieńczania stężonych kwasów

Z poznanych kwasów najbardziej żrące właściwości posiada kwas siarkowy(VI) nie tylko w roztworze bardzo stężonym, ale nawet jako około 30% roztwór, czyli taki jaki jest używany w akumulatorach samochodowych.

Kwas siarkowy(VI) w roztworach rozcieńczonych działa wolno i efekty jego działalności widać dopiero po jakimś czasie. Np. dziury w odzieży wypadają dopiero po kilku dniach.

***Doświadczenie 70:** Do pięciu probówek nalejcie po 5 cm³ wody. Do pierwszej dodajcie 1 cm³ stężonego kwasu azotowego(V), do drugiej 1 cm³ stężonego kwasu siarkowego(VI), do trzeciej 1 cm³ stężonego kwasu fosforowego(V), do czwartej 1 cm³ stężonego kwasu solnego, a do piątej 1 cm³ stężonego kwasu octowego (etanowego). Do każdej probówki wrzućcie po małym gwoździку. Co zaobserwowaliście?*

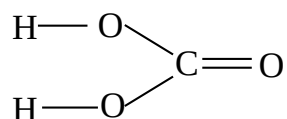
W probówkach zawierających kwas siarkowy(VI) i azotowy(V) reakcja przebiegała bardzo gwałtownie, mniej gwałtownie w probówce z kwasem solnym, a ledwo zauważalnie w probówkach z kwasem fosforowym i octowym (etanowym).

Z przeprowadzonych doświadczeń wynika, że kwas siarkowy(VI) i azotowy(V) wykazały dużą aktywność chemiczną, mniejszą kwas solny, a najmniejszą kwasy fosforowy(V) i octowy (etanowy). Gdybyśmy mieli do dyspozycji inne organiczne kwasy karboksylowe, to stwierdzilibyśmy, że z wyjątkiem kwasu mrówkowego (metanowego) wszystkie pozostałe są jeszcze mniej aktywne od etanowego.

7.5. Kwasy występujące w przyrodzie

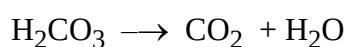
Czy poznane przez nas kwasy występują w przyrodzie? Na to pytanie, po głębszym zastanowieniu sami potraficie dać odpowiedź. Kwas siarkowy(VI) i azotowy(V) w przyrodzie na pewno nie występują, gdyż są zbyt agresywne względem przyrody (niszczyły bibułę i białko). Kwas solny w dużym rozcieńczeniu występuje w przewodzie pokarmowym i jest

nieodzwony do prawidłowego trawienia spożywanych pokarmów. W przyrodzie występuje jeszcze jeden kwas nieorganiczny, jest nim kwas węglowy o wzorze H_2CO_3 , którego wzór



strukturalny napiszemy:

Jest on kwasem bardzo nietrwałym i w większym stężeniu nie występuje, gdyż rozkłada się na tlenek węgla(IV) i wodę:



Występuje we wszystkich wodach źródłanych, zawierających tlenek węgla(IV). W przyrodzie występuje w wielu wodach mineralnych, a w naszym otoczeniu w napojach gazowanych.

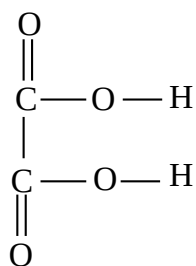
Kwas mrówkowy (metanowy) występuje w jadzie mrówek i w parzydełkach pokrzyw.

Kwas octowy (etanowy) powstaje w czasie fermentacji octowej.

Kwas propionowy (propanowy) powstaje w niewielkich ilościach w procesie dojrzewania żółtego sera i nadaje mu specyficzny smak.

Kwas o zwyczajowej nazwie: szczawiowy, występuje w szczawiu i rabarbarze.

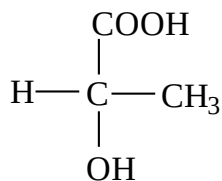
Jego strukturę przedstawia wzór:



lub wzór uproszczony (grupowy)

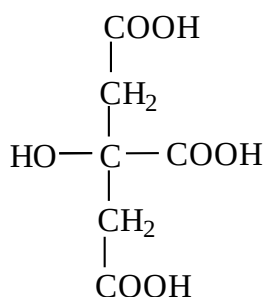


Kwas powstający w procesie kiszenia ogórków i kapusty nazywa się kwasem mlekowym i posiada już bardziej skomplikowaną strukturę:

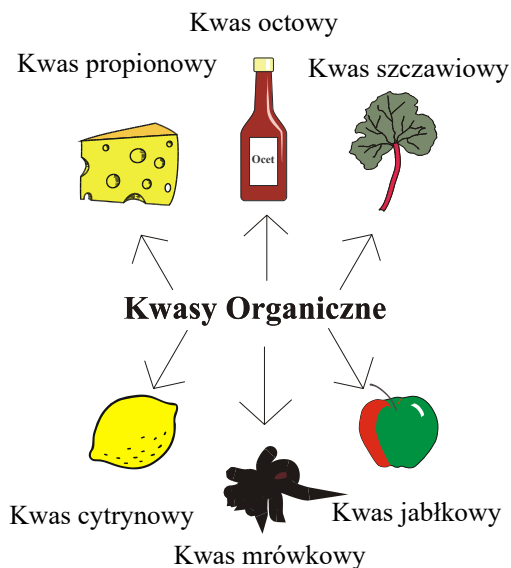


Kwas ten w 1780 r. wyodrębnił z kwaśnego mleka K.W. Scheele i nazwał go kwasem mlekowym. Kwas mlekowy wytwarza się w mięśniach w czasie dużego wysiłku.

Ten sam uczony w 1784 r. wyodrębnił z cytryny kwas, który nazwał cytrynowym. Kwas ten ma jeszcze bardziej skomplikowaną strukturę, którą można przedstawić wzorem:



Występuje on nie tylko w owocach cytryny, ale też w owocach agrestu, malin oraz w korzeniach i liściach wielu roślin.



Rys.73. Gdzie możemy spotkać niektóre organiczne kwasy karboksylowe

Wiele kwasów organicznych nie występuje w przyrodzie w stanie wolnym, tak jak wspomniane wcześniej kwasy, ale tworzą one z innymi substancjami związki chemiczne, z których można je łatwo uzyskać. Przykładem takich połączeń są znane wam wszystkim

tluszcze. W czasie jęłczenia masła kwas masłowy (butanowy). Zapach zjęłczanego masła pochodzi od zapachu tego kwasu.

Z tluszczów można między innymi uzyskać kwasy: kapronowy (heksanowy), kaprylowy (oktanowy), dekanowy (zwany kaprynowym),

$C_{13}H_{27}COOH$ - mirystynowy (kwas tetradekanowy)

$C_{15}H_{31}COOH$ - palmitynowy (heksadekanowy)

$C_{17}H_{35}COOH$ - stearynowy (oktadekanowy)

$C_{19}H_{39}COOH$ - arachidowy (eikazanowy)

Strukturę kwasu eikazanowego przedstawia wzór:

$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2COOH$

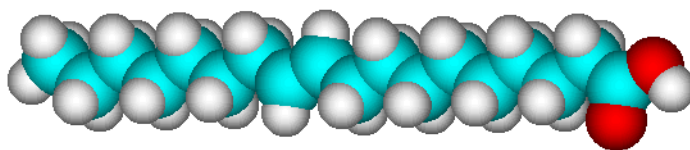
Z tluszczów też można otrzymać kwasy, w cząsteczce których pomiędzy atomami węgla znajdują się wiązania podwójne i potrójne.

Przykładem kwasu w cząsteczce którego pomiędzy atomami węgla występuje wiązanie podwójne jest kwas o zwyczajowej nazwie dodecenowy, jego strukturę można przedstawić wzorem:

$CH_3CH_3CH=CHCH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2COOH$

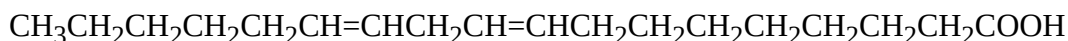
Innym kwasem tego typu jest kwas o zwyczajowej nazwie oleinowy:

$CH_3CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH=CHCH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2CH_2COOH$

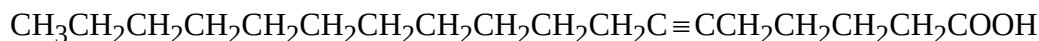


Rys. 74. Model cząsteczki kwasu oleinowego

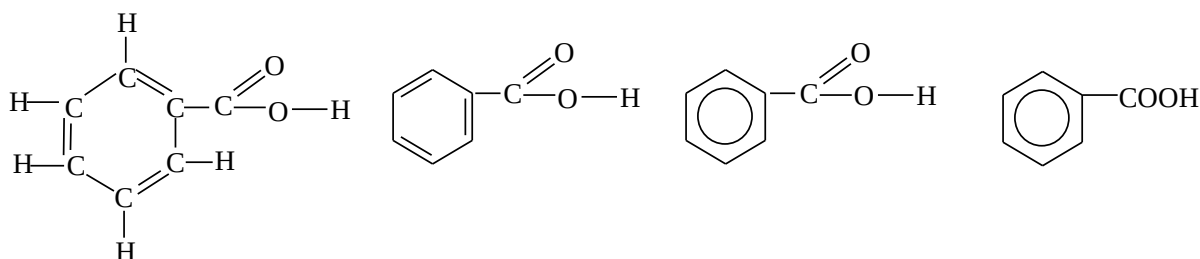
Przykładem kwasu w cząsteczce którego pomiędzy atomami węgla występują dwa wiązania podwójne a można go otrzymać z tluszczów jest kwas o zwyczajowej nazwie kwas linolowy:



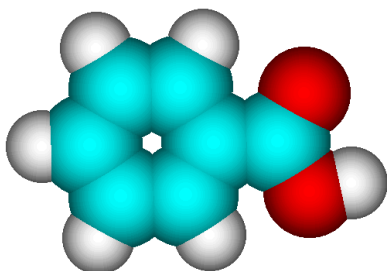
Natomiast kwasem w cząsteczce którego pomiędzy atomami węgla występuje wiązanie potrójne jest kwas o zwyczajowej nazwie kwas tarioowy:



Przedstawione powyżej kwasy wywodzą się od węglowodorów łańcuchowych. Warto tutaj wspomnieć o kwasie wywodzącym się od benzenu. Jest nim kwas benzoowy, występujący w owocach czarnej jagody. Strukturę tego kwasu można przedstawić przy



pomocy jednego z poniższych wzorów:



Rys. 75. Model cząsteczki kwasu benzoowego

7.6. Zastosowanie kwasów

Na poprzednich lekcjach poznaliście właściwości różnych kwasów. Natomiast nic nie mówiliśmy o ich znaczeniu i zastosowaniu. Czy poznane przez nas kwasy znalazły jakieś zastosowanie w celu ułatwienia nam życia?

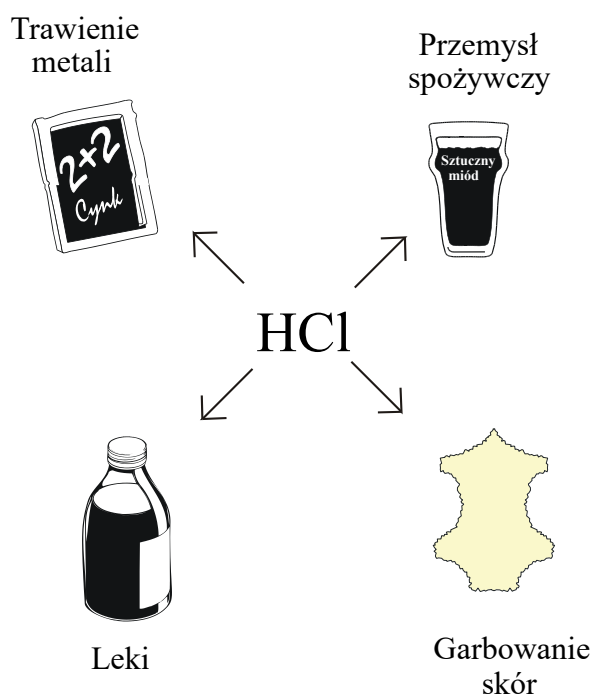
Na to pytanie sami potraficie udzielić odpowiedzi. Dwa z poznanych kwasów organicznych stosuje się jako przyprawy. Są nimi ocet, czyli 6 - 10% roztwór kwasu octowego oraz kwasek cytrynowy, czyli kwas cytrynowy.

***Doświadczenie 71:** Pokryjcie cieniutką warstwą parafiny lub rozpuszczalnym lakierem uprzednio wypolerowaną powierzchnię cynkowej płytki. Następnie delikatnie zdrapcie parafinę lub lakier tak, aby zdrapana powierzchnia tworzyła rysunek lub napis a równocześnie nie tworzyły się rysy na powierzchni płytki. Tak przygotowaną płytkę umieśćcie*

w około 8% roztworze kwasu solnego. Po kilkunastu minutach wyjmiecie płytkę i w gorącej wodzie usuńcie parafinę, a jeżeli był użyty zmywalny lakier, to usuńcie go rozpuszczalnikiem. Co zaobserwowaliście?

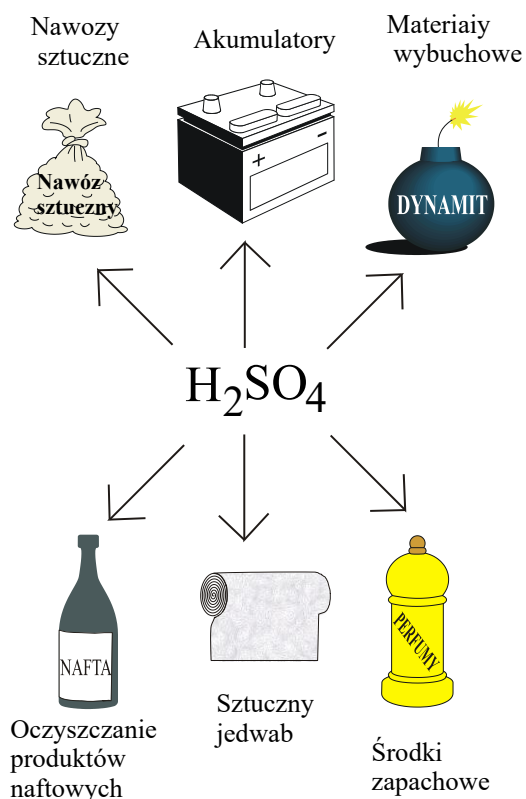
Na płytce powstał głęboko wytrawiony rysunek.

Dlatego kwas solny znalazł zastosowanie do trawienia powierzchni metali, oraz jest składnikiem płynu używanego do oczyszczania powierzchni żelaznych przed lutowaniem. Jak pamiętacie z pierwszej lekcji o kwasach, jest on też używany jako lekarstwo dla chorych na niedokwasotę. Używany jest również w procesie garbowania skór oraz w przemyśle cukierniczym. Używany jest w procesie syntezy barwników oraz w przemyśle włókienniczym.



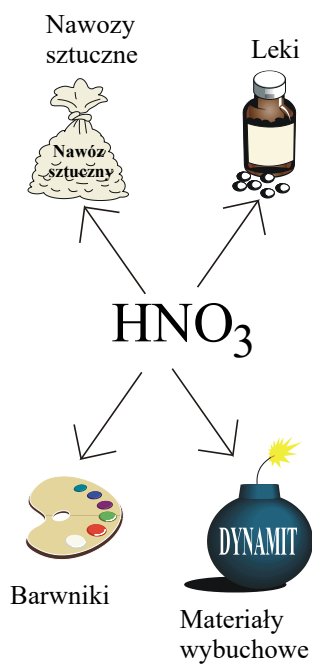
Rys. 76. Zastosowanie kwasu solnego

Kwas siarkowy(VI) jest jednym z najważniejszych kwasów nieorganicznych. Jego około 30% roztwór jest elektrolitem w akumulatorach samochodowych. Znalazł on zastosowanie przy produkcji: nawozów sztucznych, materiałów wybuchowych, barwników, środków zapachowych, oczyszczania produktów naftowych. Służy do otrzymywania innych kwasów, jedwabiu sztucznego i wielu innych produktów stosowanych w życiu codziennym.



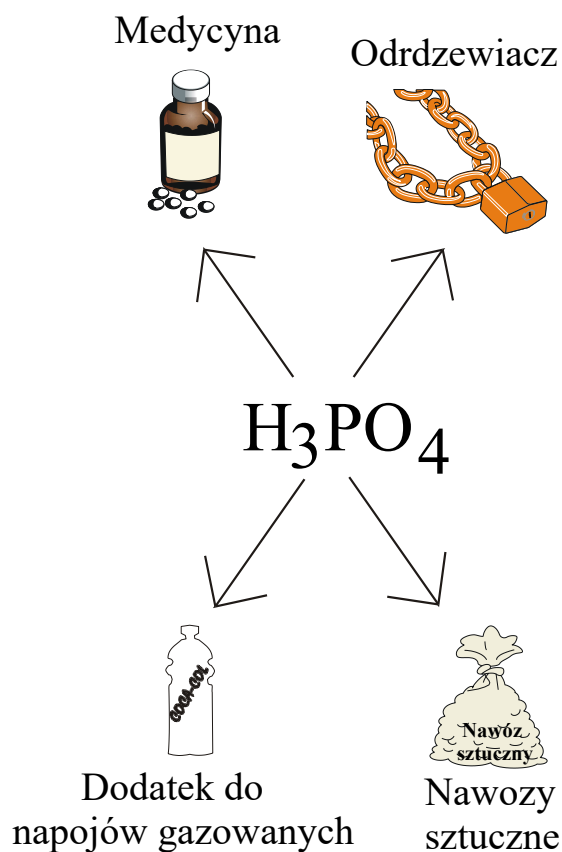
Rys. 77. Zastosowanie kwasu siarkowego(VI)

Kwas azotowy(V) używany jest do produkcji materiałów wybuchowych, nawozów sztucznych, barwników, leków, tworzyw sztucznych.



Rys. 78. Zastosowanie kwasu azotowego(V)

Kwas fosforowy(V) stosuje się głównie do produkcji nawozów sztucznych, środków piorących, leków, do odrdzewiania stali. Jest on również dodatkiem do niektórych produktów spożywczych. Jako dodatek do artykułów spożywczych nosi oznaczenie E338. Dodawany jest między innymi do popularnej Coca-Coli.

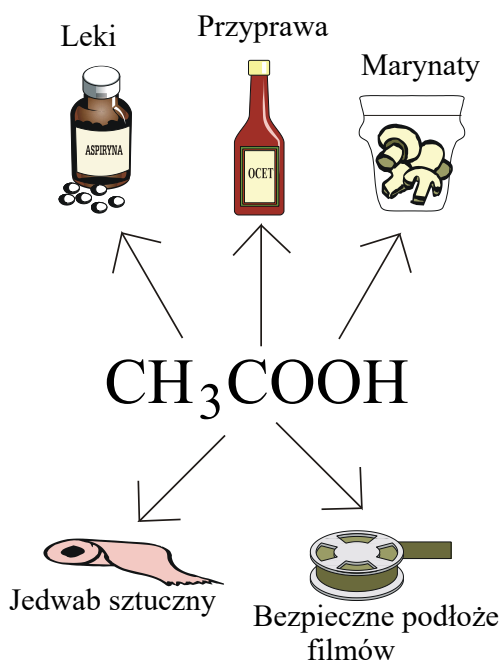


Rys. 79. Zastosowanie kwasu fosforowego(V)

Niektóre z poznanych przez was kwasów organicznych służą jako substancje konserwujące artykuły spożywcze. Substancjom dodawanym przez producenta do artykułów spożywczych w celu ich konserwacji, czy nadania odpowiednich właściwości np. barwy, pulchności itp., nadano odpowiednie oznaczenia zaczynające się od litery E, po której następuje liczba trzycyfrowa. Producenci zobowiązani są podawać na opakowaniu, które "E..." zawiera ich produkt. Takie postępowanie podyktowane jest między innymi faktem, że coraz więcej ludzi jest uczulonych na pewne substancje chemiczne.

Do konserwacji (marynaty) używany jest kwas octowy (etanowy) któremu nadano symbol E260. Jego 10% roztwór jest używany w gospodarstwie domowym pod nazwą ocet. Kwas octowy używany jest do produkcji niepalnego podłoża błon fotograficznych, wykorzystywany

jest do produkcji sztucznego jedwabiu, barwników oraz leków. (Z kwasu octowego otrzymuje się jego bezwodnik, który używa się do produkcji aspiryny.)



Rys. 80. Zastosowanie kwasu octowego

Przy wyrobie niektórych przetworów warzywniczych używa się kwasu mlekowego E270. Rzadziej do tych celów stosuje się kwas mrówkowy (metanowy, oznaczony symbolem E236). Natomiast kwas mrówkowy (metanowy) jest składnikiem płynów do nacierań stosowanych przy schorzeniach reumatycznych, używany jest też do garbowania skór.

Wiele kwasów organicznych służy do produkcji środków zapachowych.

7.7. Czy kwasy są niebezpieczne?

Ze zdobytych na poprzednich lekcjach chemii i biologii wiadomości możemy wnioskować, że kwasy występujące w przyrodzie nie powinny być niebezpieczne dla organizmów żywych.

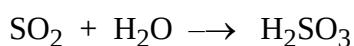
***Doświadczenie 72:** Do dwu probówek nalejcie po $0,5\text{ cm}^3$ roztworu białka kurzego. Do jednej probówki dodajcie około $0,5\text{ cm}^3$ stężonego kwasu octowego (etanowego), a do drugiej tyle samo 2 % roztworu tego kwasu. Roztwory pozostawcie w probówkach na kilka minut. Co zaobserwowaliście?*

Roztwór w probówce ze stężonym kwasem zmętniał, natomiast w drugiej pozostał bez zmian. Z przeprowadzonego doświadczenia widzimy, że nawet substancje wystę-
pujące w

przyrodzie, jeżeli są użyte w dużych stężeniach, mogą być szkodliwe dla organizmów zbudowanych z białka, czyli dla organizmów zwierzęcych.

***Doświadczenie 73:** W zamkniętym naczyniu spalcie trochę siarki. Do powstałego tlenku siarki(IV) dodajcie trochę wody i wytrząśnijcie zawartość naczynia. Do powstałego roztworu dodajcie kilka kropli oranżu metylowego lub błękitu bromotymolowego, albo wrzućcie uniwersalny papierek wskaźnikowy. Co zaobserwowaliście?*

Wskaźnik zmienił zabarwienie na kolor wskazujący obecność w roztworze jonów oksoniowych. Jak pamiętacie jony, oksoniowe powstają w wyniku reakcji, jaka zachodzi pomiędzy wodą a kwasem. Ponieważ w naczyniu mieliśmy tlenek siarki(IV) i wodę, to należy wnioskować, że w wyniku reakcji tych składników powstał kwas. Reakcję tę przedstawia równanie:



W reakcji tej powstał kwas siarkowy(IV).

W rejonach, gdzie powietrze zanieczyszczone jest tlenkiem siarki(IV), w czasie deszczu kropelki wody reagują z SO_2 , w wyniku czego na ziemię nie spada sama woda, a wodny roztwór kwasu siarkowego(IV). Takie deszcze noszą nazwę kwaśnych deszczy.

Z wcześniejszych lekcji wiemy, że powietrze zanieczyszczone jest nie tylko przez tlenek siarki(IV), ale również w mniejszych ilościach przez tlenek siarki(VI) oraz tlenki azotu. Tlenki te również dają kwasy w reakcji z wodą. Dlatego w kwaśnych deszczach znajdują się również, oprócz kwasu siarkowego(IV), kwas siarkowy(VI) oraz kwas azotowy(V).

Kwaśne deszcze obmywają liście roślin z pyłów, a same poprzez aparaty szparkowe dostają się do organizmu rośliny powodując jej powolne obumieranie.

Kwaśne deszcze spadają na glebę i wsiąkają w nią powodując jej zakwaszenie. W zbyt kwaśnej glebie ułatwione jest przemieszczanie się jonów metali w głąb ziemi. Powoduje to z jednej strony zubożenie gleby w mikroelementy, a z drugiej ułatwia przenikanie w głąb ziemi jonów toksycznych metali, np. Pb^{2+} . Zbyt duże i długotrwałe zakwaszenie gleby powoduje, że jony metali toksycznych docierają do wód podskórnych, powodując ich skażenie. Człowiek bardzo często wykorzystuje te wody do celów spożywczych. Większość studni korzysta właśnie z takich wód podskórnych.

Na kwaśnych glebach zanikają niektóre rośliny, inne chorują lub rozwijają się w nieprawidłowy sposób.

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.

naturalne, ale również powodują niszczenie wytworów pracy ludzkiej. Pod ich wpływem niszczą domy, pomniki, wyroby metalowe itp.

W nieskażonej przez cywilizację atmosferze zawsze znajdowało się trochę tlenu siarki(IV) i tlenków azotu. Tlenek siarki(IV) powstawał w czasie palenia drewna, a tlenki azotu w czasie burzy, gdy następowały wyładowania elektryczne. Powstałe ilości były jednak tak niewielkie, że nie wywierały szkodliwego wpływu na organizmy żywe, a wręcz były nieodzowne dla prawidłowego przebiegu procesów biologicznych. Człowiek w pogoni za szybkim rozwojem cywilizacji poprzez nierozsądną gospodarkę doprowadził do wielokrotnego przekroczenia w atmosferze, w wodzie i w glebie stężeń jonów oksoniowych. W niektórych regionach przekroczenie to jest tak olbrzymie, że regiony te określane są jako obszary klęski ekologicznej.

8. Czy wszystkie związki chemiczne zawierające grupę „OH” mają takie same właściwości?

8.1. Zasady

Doświadczenie 74: Do wylotu otwartej butelki zawierającej stężony roztwór amoniaku zbliżcie suchy papierek nasączony uprzednio roztworem fenoloftaleiny. Następnie zbliżcie taki sam papierek, zwilżony wodą. Co zaobserwowaliście?



Rys. 81. Suchy papierek nasączony fenoloftaleiną poddawany działaniu amoniaku

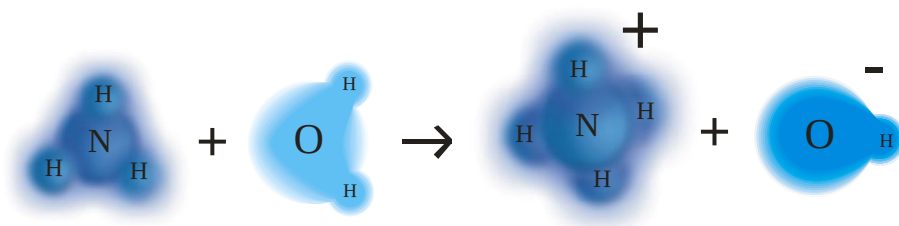
W wyniku przeprowadzonego doświadczenia stwierdzamy, że suchy papierek nie zabarwił się, natomiast zwilżony przybrał malinowo-czerwoną barwę.



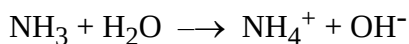
Rys. 82. Efekt działania amoniaku na wilgotny papierek nasączony fenoloftaleiną

Na podstawie doświadczenia stwierdzimy, że zaszła reakcja pomiędzy wodą a amoniakiem. W reakcji tej nie powstaje jon oksoniowy, gdyż gdyby tak było, to fenoloftaleina nie zmieniałaby swojego zabarwienia.

Przebieg reakcji wody z amoniakiem możemy przedstawić:



Natomiast równanie zachodzącej reakcji zapiszemy:



Który z powstałych jonów będzie powodował zmianę barwy wskaźnika? Znanych jest wiele związków chemicznych, które w wodzie ulegają rozpadowi na jony z wytworzeniem jonu NH_4^+ , ale roztwory te nie powodują zmiany barwy fenoloftaleiny. Dlatego za zmianę barwy fenoloftaleiny odpowiedzialny jest jon OH^- .

Zapamiętaj: Jon OH^- nosi nazwę jonu wodorotlenkowego.

Cząsteczka amoniaku oderwała proton od cząsteczki wody, dzięki czemu powstał jon wodorotlenkowy OH^- i jon NH_4^+ . Substancje mające zdolność przyłączania protonu nazwano zasadami.

Zasada jest to substancja zdolna do przyłączania protonu.

Zgodnie z podaną powyżej definicją amoniak jest zasadą, gdyż przyłączył proton.

Powstały w tej reakcji jon NH_4^+ jest bardzo ważnym jonem występującym w przyrodzie i nosi on nazwę jonu amonowego. Jest on jednym z ogniw obiegu azotu w przyrodzie.

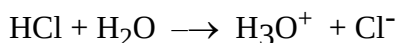
Doświadczenie 75: Nalejcie do czterech probówek po 1 cm³ roztworu amoniaku. Do pierwszej probówki dodajcie kroplę roztworu błękitu bromotymolowego, do drugiej roztworu oranżu metylowego, do trzeciej roztwór fenoloftaleiny a do czwartej wprowadźcie uniwersalny papierek wskaźnikowy. Wyniki doświadczenia zapiszcie w tabelce:

Wskaźnik	Barwa wskaźnika
fenoloftaleina	
błękit bromotymolowy	
orańż metylowy	
uniwersalny papierek wskaźnikowy	

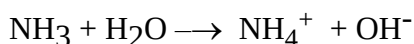
Z przeprowadzonego doświadczenia wynika, że wszystkie wskaźniki zmieniły zabarwienie. Zmiana barwy została spowodowana obecnością jonów wodorotlenkowych.

Zapamiętaj: O roztworach, w których uniwersalny papierek wskaźnikowy i błękit bromotymolowy ulega zabarwieniu na kolor niebieski, a oranż metylowy na żółty, mówimy że mają odczyn zasadowy.

Przypomnijmy sobie równanie reakcji, w której powstaje jon oksoniowy



i równanie reakcji, w której powstaje jon wodorotlenkowy.



W pierwszej reakcji cząsteczka chlorowodoru była dawcą protonu, natomiast cząsteczka wody była biorcą tego protonu. W drugiej reakcji cząsteczka amoniaku jest biorcą protonu, natomiast cząsteczka wody jest jego dawcą. Zgodnie z definicją kwasu i zasady, w pierwszym przypadku cząsteczka wody spełniała rolę zasady (brała proton), natomiast w drugim przypadku była kwasem (dawała proton).

Zapamiętaj: Cząsteczka wody w zależności od budowy drugiej substancji może spełniać rolę kwasu lub zasady.

Zapamiętaj: Jon oksoniowy powstaje poprzez przyłączenie protonu do cząsteczki wody, jego ładunek elektryczny wynosi plus jeden "+".

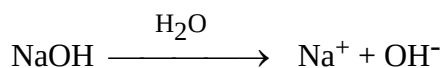
Zapamiętaj: Jon wodorotlenkowy jest to jon, którego wzór możemy wyprowadzić z cząsteczki wody, odrywając od niej proton. Jon ten o wzorze OH^- ma ładunek elektryczny minus jeden "-".

8.2. Wodorotlenki

Uwaga: Wodorotlenki łatwo rozpuszczalne w wodzie oraz ich wodne roztwory mają bardzo silne właściwości żrące. Dlatego należy obchodzić się z nimi bardzo ostrożnie, a w szczególności należy chronić przed ich działaniem oczy.

Doświadczenie 76: Uniwersalnym papierkiem wskaźnikowym zbadajcie odczyn wodnego roztworu związku chemicznego o wzorze NaOH . Co zaobserwowaliście?

Papierek zabarwił się na kolor niebieski. Świadczy to o obecności w roztworze jonów wodorotlenkowych. W wodzie został rozpuszczony związek o wzorze NaOH. Łatwo więc wywnioskować, że w roztworze zaszedł proces:



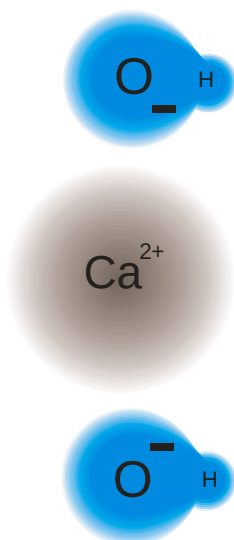
W wyniku dysocjacji wodorotlenku sodu powstał jon metalu i jon wodorotlenkowy. H_2O napisane nad strzałką oznacza że proces dysocjacji zachodzi pod wpływem wody.

Wodorotlenek jest to związek chemiczny, który może oddysocjować jon wodorotlenkowy OH^-

Do najbardziej znanych i powszechnie stosowanych wodorotlenków zaliczamy poznany już wcześniej wodorotlenek sodu oraz wodorotlenki: potasu, wapnia i baru. Wodorotlenek potasu zapisujemy wzorem KOH, wodorotlenek wapnia ma wzór $\text{Ca}(\text{OH})_2$, a baru $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Ponieważ zarówno jon wapnia, jak i baru są dwuwartościowe, a grupa OH^- jednowartościowa, to każdy z tych jonów przyłączy dwa jony wodorotlenkowe.

Strukturę cząsteczki wodorotlenku wapnia możemy przedstawić:

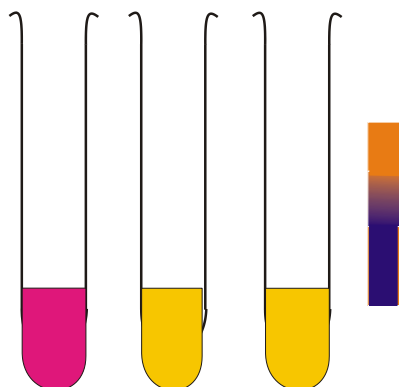


Jeżeli w cząsteczce danego związku chemicznego występuje kilka takich samych grup, to we wzorze sumarycznym piszemy je w nawiasie, a na dole za nawiasem podajemy liczbę tych grup zawartą w jednej cząsteczce. Dlatego wzór wodorotlenku wapnia piszemy: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, a wodorotlenku baru: $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Doświadczenie 77: Nalejcie do sześciu probówek po 1 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu, do następnych sześciu po 1 cm^3 roztworu wodorotlenku potasu, a jeszcze do sześciu po 1 cm^3 roztworu wodorotlenku wapnia, oraz do następnych sześciu po 1 cm^3 roztworu wodorotlenku baru. Do probówek zawierających roztwory różnych wodorotlenków dodajcie po dwie krople roztworu fenoloftaleiny. Do takiego samego zestawu probówek dodajcie kilka kropli roztworu błękitu bromotymolowego, do następnego zestawu roztworu oranżu metylowego, a do czwartego zestawu wprowadźcie uniwersalny papierek wskaźnikowy, do piątego zestawu trochę wywaru z czerwonej kapusty, a do szóstego wyciąg z owoców czarnej jagody. Wyniki doświadczenia zapiszcie w tabelce:

	wodorotlenek sodu	wodorotlenek potasu	wodorotlenek wapnia	wodorotlenek baru
fenoloftaleina				
błękit bromotymolowy				
oranż metylowy				
uniwersalny papierek wskaźnikowy				
wywar z czerwonej kapusty				
wyciąg z owoców czarnej jagody				

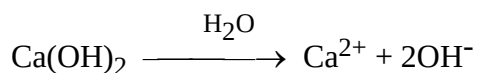
Z przeprowadzonego doświadczenia wynika, że wszystkie wodorotlenki powodowały jednakowe zmiany barwy danego wskaźnika.



Rys. 83. Barwa wskaźników: fenoloftaleiny, błękitu bromotymolowego, oranżu metylowego, uniwersalnego papierka wskaźnikowego pod wpływem jonów OH^- pochodzących z dysocjacji wodorotlenków

Ponieważ wszystkie wodorotlenki spowodowały taką samą zmianę barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego należy wyciągnąć wniosek, że wszystkie wytworzyły w wodzie jony wodorotlenkowe.

Dysocjację wodorotlenku wapnia przedstawia równanie:



Zapamiętaj: 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.: Fe(OH)_3 - wodorotlenek żelaza(III)

Fe(OH)_2 - wodorotlenek żelaza(II)

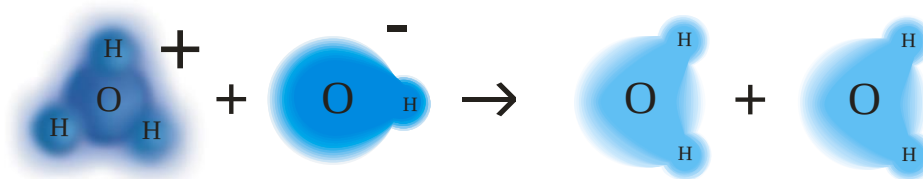
Doświadczenie 78: Do dokładnie wygotowanej wody destylowanej dodajcie kilka kropli błękitu bromotymolowego. Co zaobserwowaliście?

Wskaźnik nie zmienił zabarwienia. Oznacza to, że w roztworze nie stwierdziliśmy ani zasadowego, ani kwaśnego odczynu. O takim roztworze mówimy, że ma odczyn obojętny.

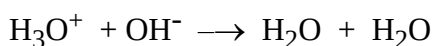
Doświadczenie 79: Do wodnego roztworu NaOH dodajcie wskaźnika błękitu bromotymolowego. Po dokładnym wymieszaniu zawartości naczynia dodawajcie kroplami, dokładnie mieszając, roztwór kwasu solnego. Obserwujcie zachodzące zmiany.

Po dodaniu pewnej ilości kwasu widzimy, że barwa roztworu zmieniła się z niebieskiej na zieloną. Oznacza to, że odczyn roztworu z zasadowego zmienił się na obojętny. Dalsze dodawanie roztworu kwasu powodowało pomarańczowo-czerwone zabarwienie roztworu.

Dlaczego tak się stało? Aby odpowiedzieć na to pytanie, zapiszmy przebieg reakcji. W roztworze NaOH znajdują się jony Na^+ i OH^- , natomiast w roztworze kwasu solnego jony H_3O^+ i Cl^- . Po dodaniu jednego z tych roztworów do drugiego, w naczyniu powinny znajdować się jony: Na^+ i OH^- oraz H_3O^+ i Cl^- . Jeżeli w pewnym momencie uzyskaliśmy roztwór obojętny, to nie powinny znajdować się w nim jony oksoniowe i wodorotlenkowe. Z tego wnioskujemy, że pomiędzy tymi jonami zaszła reakcja którą możemy przedstawić:



Przebieg tej reakcji przedstawia równanie:



Jon oksoniowy mógł przereagować z jonem wodorotlenkowym, ponieważ jon oksoniowy mógł oddać proton, który przyłączył jon wodorotlenkowy.

Jon oksoniowy jest dawcą protonu, więc jest kwasem.

Jon wodorotlenkowy, jako jon przyłączający proton, jest zasadą.

Zapamiętaj: Jon oksoniowy jest kwasem.

Zapamiętaj: Jon wodorotlenkowy jest zasadą .

8.3. Co to jest pH?

***Doświadczenie 80:** Do jednej probówki nalejcie około 12 cm³ rozcieńczonego roztworu kwasu solnego, a do drugiej 2-3 krople tego samego roztworu kwasu i około 12 cm³ wody. Wymieszajcie dokładnie zawartość probówki. Do obydwu probówek wprowadźcie uniwersalny papierek wskaźnikowy. Co zaobserwowaliście?*

W dwu probówkach papierek wskaźnikowy zabarwił się na czerwono, ale w pierwszej probówce kolor był bardziej intensywny. W wodzie kwas solny wytworzył jony oksoniowe. Ponieważ w pierwszej probówce było więcej jonów oksoniowych niż w drugiej, uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjął bardziej czerwoną barwę niż w drugiej probówce.

***Doświadczenie 81:** Do jednej probówki nalejcie około 12 cm³ rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu, a do drugiej 2-3 krople tego samego roztworu wodorotlenku i około 12 cm³ wody. Wymieszajcie dokładnie zawartość probówki. Do obydwu probówek wprowadźcie uniwersalny papierek wskaźnikowy. Co zaobserwowaliście?*

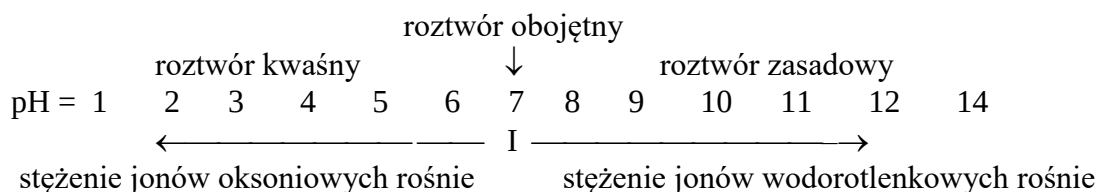
W dwu probówkach papierek wskaźnikowy zabarwił się na niebiesko, ale w pierwszej probówce kolor był bardziej intensywny. W wodzie wodorotlenek sodu wytworzył jony wodorotlenkowe. Ponieważ w pierwszej probówce było więcej jonów wodorotlenkowych niż w drugiej, uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjął bardziej niebieską barwę niż w drugiej probówce.

Jeżeli w pewnej objętości jednego roztworu znajduje się więcej jonów oksoniowych niż w takiej samej objętości drugiego roztworu, to mówimy że w pierwszym roztworze jest mniejsze pH niż w drugim roztworze.

Natomiast gdy w takiej samej objętości jednego roztworu znajduje się więcej jonów wodorotlenkowych niż w drugim roztworze, to mówimy, że w pierwszym roztworze jest więcej jonów wodorotlenkowych niż w roztworze drugim.

Jak widzimy, pH jest miarą stężenia jonów oksoniowych i wodorotlenkowych w roztworach. pH oznacza się przy pomocy liczb. Dla roztworu obojętnego przyjęto wartość $\text{pH} = 7$; dla roztworów, o których mówimy że są kwaśne wartość pH jest mniejsza od 7. Natomiast w roztworach zasadowych pH jest większe od 7.

Zapamiętaj: pH mówi nam o stężeniu jonów oksoniowych i wodorotlenkowych w roztworze. Im mniejsza od 7 jest wartość pH tym roztwór jest bardziej kwaśny (jest w nim większe stężenie jonów oksoniowych). Im większa od 7 jest wartość pH tym bardziej zasadowy jest roztwór (jest w nim większe stężenie jonów wodorotlenkowych).



8.4. Właściwości i zastosowanie wodorotlenków

Doświadczenie 82: Na szkiełko zegarkowe połóżcie po jednej pastylce wodorotlenku sodu i wodorotlenku potasu. W międzyczasie do probówki zawierającej około 2 cm^3 wody dajcie kilka pastylek wodorotlenku sodu lub potasu i bardzo ostrożnie wstrząsajcie zawartością probówki. Gdy cała ilość wodorotlenku rozpuści się, dotknijcie dna probówki. Co zaobserwowaliście?

Dno probówki jest mocno ciepłe. Wodorotlenek sodu lub potasu rozpuszczając się ogrzał roztwór.

Doświadczenie 83: Do 1 cm^3 roztworu wodorotlenku otrzymanego w poprzednim doświadczeniu nalejcie około 1 cm^3 roztworu białka kurzego. Co zaobserwowaliście?

W roztworze białka pojawiły się kłaczk. Świadczy to o szkodliwym działaniu roztworu badanego wodorotlenku na białko.

Doświadczenie 84: *Do otrzymanego w jednym z poprzednich doświadczeń roztworu wodorotlenku sodu dodajcie tyle wody, aby otrzymać pełną probówkę roztworu. Zawartość probówki dokładnie wymieszajcie. Jedną kroplę otrzymanego roztworu delikatnie rozetrzyjcie pomiędzy palcami. Co zauważyliście?*

W dotyku czujemy, że roztwór jest śliski.

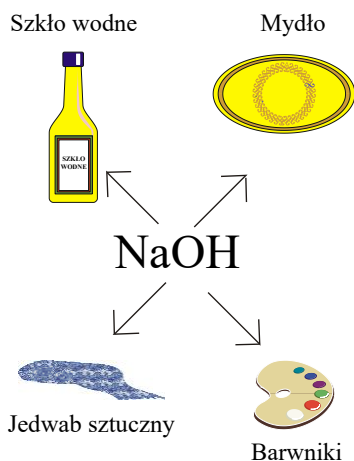
Obejrzyjcie teraz pozostawione na szkiełku zegarkowym pastylki wodorotlenku sodu i potasu. Widzimy, że zrobiły się one na powierzchni wyraźnie wilgotne. Gdybyśmy je dłużej trzymali, to przeszłyby one w białą papkę, a następnie całkowicie się rozpląnęły. Oznacza to, że wodorotlenek sodu i potasu bardzo mocno pochłaniają wodę zawartą w powietrzu. Mówimy, że są higroskopijne.

Zapamiętaj: Substancja higroskopijna to substancja, która chłonie wilgoć (wodę) z otoczenia.

Wymieńmy właściwości wodorotlenku potasu i wodorotlenku sodu. Obydwa te wodorotlenki 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.

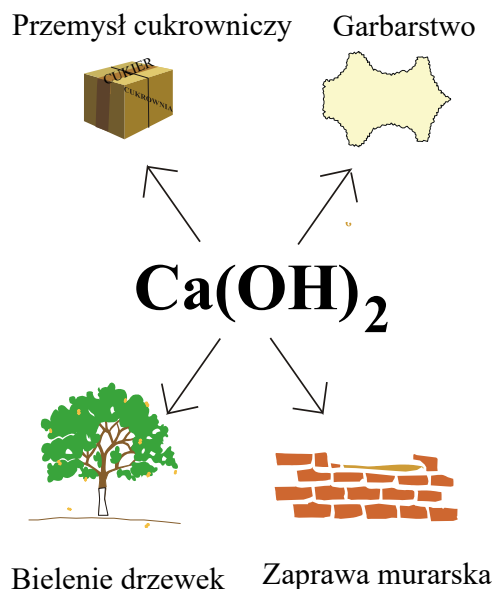
Wodorotlenek wapnia jest to substancja stała, biała, niezbyt dobrze rozpuszczalna w wodzie. W postaci stałej ma właściwości żrące.

Jakie zastosowanie posiadają poznane wodorotlenki? 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.



Rys. 84. Zastosowanie wodorotlenku sodu

Wodorotlenek wapnia używany jest do wyrobu zaprawy murarskiej, zmiękczenia wody, otrzymywania innych wodorotlenków, do bielenia drzewek (posiada właściwości owadobójcze). Stosuje się go w procesie oczyszczania cukru, produkcji sody oraz w garbarstwie.



Rys. 85. Zastosowanie wodorotlenku wapnia

Wodorotlenek baru znalazł zastosowanie przy produkcji szkła.

Wodorotlenek potasu używany jest do otrzymywania mydła mazistego oraz w procesach rytowania i grawerowania.

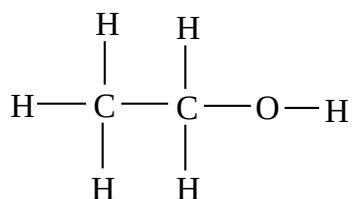
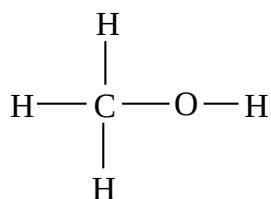
8.5. Alkohole

Na poprzedniej lekcji poznaliście związki chemiczne, w cząsteczce których występowała grupa OH^- . Grupa ta w wodzie odrywała się od jonu metalu i powodowała zmianę barwy wskaźników. Znana jest duża grupa związków organicznych, w cząsteczce których też znajduje się grupa $-\text{OH}$. Związki te nazywamy alkoholami.

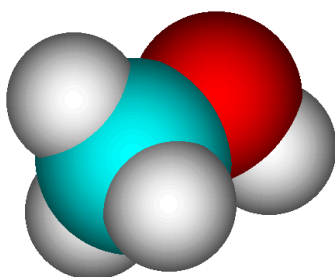
Doświadczenie 85: Do probówki nalejcie 1 cm^3 metanolu lub etanolu i tyle samo wody destylowanej. Następnie do probówki nalejcie kilka kropli oranżu metylowego lub wprowadźcie uniwersalny papierek wskaźnikowy. Co zaobserwowaliście?

Wskaźnik nie zmienił barwy. Z doświadczenia wnioskujemy, że alkohole nie uległy dysocjacji i w roztworze nie powstały z nich jony wodorotlenkowe. Brak w roztworze

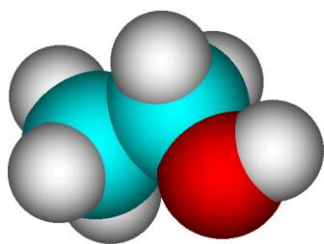
alkoholu jonów wodorotlenkowych świadczy, że pomiędzy grupą -OH a resztą cząsteczki nie istnieje wiązanie jonowe, takie jakie występuje w wodorotlenkach. Budowę cząsteczek użytych przez nas w doświadczeniu alkoholi metanolu i etanolu przedstawiamy przy pomocy wzorów strukturalnych:



Natomiast modele cząsteczek tych alkoholi przedstawiają poniższe rysunki.



Rys. 86. Model cząsteczki metanolu



Rys. 87. Model cząsteczki etanolu

Często nie pisze się pełnych wzorów strukturalnych alkoholi, a jedynie wzory sumaryczne z zaznaczoną grupą funkcyjną (CH_3OH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

Zapamiętaj: Związki chemiczne, w których do atomu węgla znajdującego się w łańcuchu węglowym przyłączone są grupy -OH, nazywamy alkoholami.

Zapamiętaj: Nazwy alkoholi tworzymy dodając końcówkę -ol do nazwy węglowodoru, w cząsteczce którego znajduje się tyle atomów węgla, co w cząsteczce nazywanego alkoholu.

Alkohole, podobnie jak poznane przez was węglowodory i kwasy organiczne, tworzą szereg homologiczny. Kolejnymi członami tego szeregu są:

CH_3OH - metanol

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ - etanol

$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ - propanol

$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$ - butanol

$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{OH}$ - pentanol

$\text{C}_6\text{H}_{13}\text{OH}$ - heksanol

$\text{C}_7\text{H}_{15}\text{OH}$ - heptanol

$\text{C}_8\text{H}_{17}\text{OH}$ - oktanol

$\text{C}_9\text{H}_{19}\text{OH}$ - nonanol

$\text{C}_{10}\text{H}_{21}\text{OH}$ - dekanol

$\text{C}_{11}\text{H}_{23}\text{OH}$ - undekanol

$\text{C}_{12}\text{H}_{25}\text{OH}$ - dodekanol

$\text{C}_{13}\text{H}_{27}\text{OH}$ - tridekanol

$\text{C}_{14}\text{H}_{29}\text{OH}$ - tetradekanol

$\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{OH}$ - pentadekanol

itd.

Doświadczenie 86: Do probówki nalejcie 1 cm^3 etanolu. Sprawdźcie jaki ma zapach. Wylejcie trochę na szkiełko zegarkowe i spróbujcie go zapalić. Do pozostałości w probówce dodajcie kroplami wodę. Co zauważyliście?

Etanol jest bezbarwną łatwo palną cieczą. Ma charakterystyczny zapach, z wodą miesza się w każdej ilości jednak nie ulega w niej dysocjacji.

Doświadczenie 87: Do oznaczonych numerkami probówek nalejcie po 1 cm^3 odpowiedniego alkoholu. Do pierwszej metanol, do drugiej etanol, do trzeciej propanol, a do czwartej butanol. Do probówek wrzućcie po małym kawałeczku drobno stłuczonego naczynia porcelanowego lub fajansowego. Powąchajcie zawartość każdej z probówek. Następnie probówki wstawcie do zlewki z gorącą wodą (około 55°C). Zlewkę z wodą powoli

ogrzewajcie, aż woda osiągnie wrzenie. Przez cały czas obserwujcie zawartość probówek. Co zaobserwowaliście?

W czasie doświadczenia zauważyliście, że najpierw zaczął wrzeć metanol. Gdy woda ogrzała się jeszcze bardziej zaczął wrzeć etanol, tuż przed osiągnięciem wrzenia wody zaczął wrzeć propanol. Natomiast pomimo wrzenia wody butanol nie osiągnął wrzenia.

Przeprowadzone doświadczenie pokazuje, że wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w cząsteczce alkoholu rośnie jego temperatura wrzenia, co jest zgodne ze zmianą właściwości w szeregu homologicznym.

8.5. Właściwości i zastosowanie alkoholi

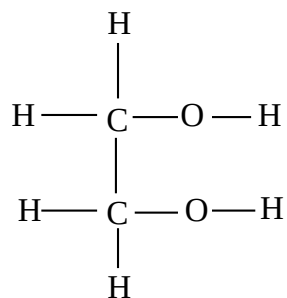
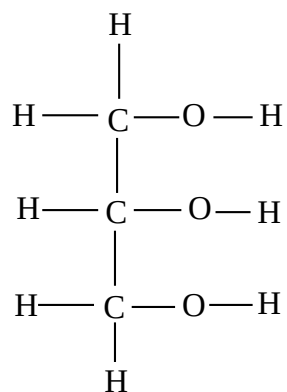
Doświadczenie 88: Do czterech probówek nalejcie po 1 cm³ wody, a następnie kroplami dodawajcie odpowiedni alkohol: do pierwszej metanol, do drugiej etanol, do trzeciej propanol, a do czwartej butanol. Następną kroplę dodawajcie dopiero, gdy rozpuści się poprzednia. Co zaobserwowaliście?

Metanol, etanol i propanol bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie. Ich rozpuszczalność jest tak dobra, że mieszają się z nią w każdej proporcji. Natomiast butanol rozpuszcza się częściowo w wodzie.

Z przeprowadzonego doświadczenia wnioskujemy, że rozpuszczalność alkoholi w wodzie maleje wraz ze wzrostem Po zebraniu wszystkich właściwości alkoholi możemy powiedzieć: Alkohole to substancje bezbarwne, niższe człony szeregu homologicznego bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie. Do undekanolu są cieczami, a począwszy od dodekanolu są ciałami stałymi. Są substancjami palnymi, w wodzie nie ulegają dysocjacji. Alkohole są substancjami toksycznymi. W bardzo małych ilościach nie są szkodliwe dla organizmów tylko etanol i propanotriol (glicerol). Należy pamiętać, że jednorazowe spożycie dużej ilości etanolu prowadzi do śmierci. Natomiast częste jego nadużywanie prowadzi do nieodwracalnych zmian chorobowych w układzie nerwowym i do degeneracji wątroby, a często i innych organów wewnętrznych, oraz do choroby zwanej alkoholizmem, czyli do uzależnienia alkoholowego. Alkoholizm jest przyczyną wielu dramatów osobistych i rodzinnych.

Dotychczas poznaliśmy alkohole, w cząsteczce których znajdowała się jedna grupa -OH. Znane są jednak alkohole, w cząsteczce których znajduje się więcej niż jedna grupa -OH. Jednym z nich jest glicerol (nazwa systematyczna: propanotriol), zwany pospolicie gliceryną, w cząsteczce którego znajdują się trzy grupy -OH. Drugim jest etanodiol, zwany pospolicie

glikolem, w cząsteczce którego znajdują się dwie grupy -OH. Wzory strukturalne glicerolu i etanodiolu zapisujemy:



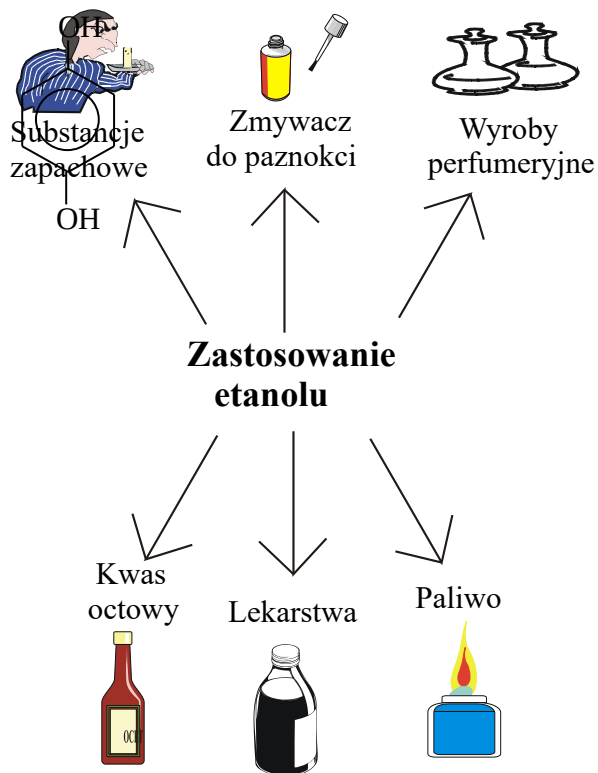
Etanodiol w przeciwieństwie do propanotriolu jest bardzo silną trucizną.

Alkohole należą do bardzo ważnej grupy połączeń organicznych i znalazły zastosowanie w wielu dziedzinach.

Metanol i etanol używane są jako rozpuszczalniki. Etanol używany jest do sporządzania ekstraktów z roślin. Ekstrakty te służą do wyrobu lekarstw i nalewek. Jest on też używany w postaci skażonej jako paliwo w kuchenkach turystycznych oraz służy do wyrobu kwasu octowego (etanowego) i zmywacza lakieru do paznokci. Wiele alkoholi służy do wyrobu esencji smakowych używanych do celów spożywczych. Glicerol stosuje się do wyrobu kosmetyków oraz do produkcji nitrogliceryny. Etanodiol jest składnikiem nie zamarzającego płynu do chłodnic samochodowych, zwanego pospolicie Borygiem.

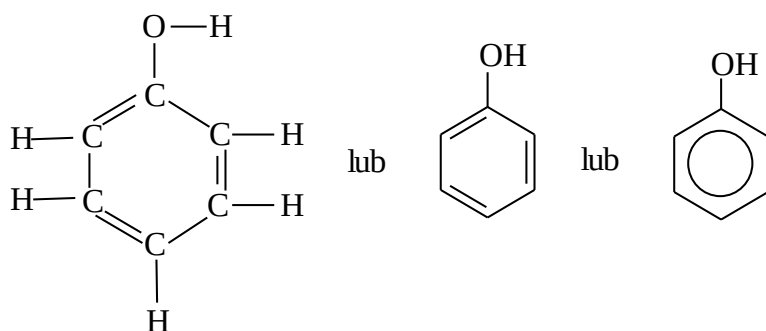


Rys.88. Zastosowanie różnych alkoholi



Rys. 89. Zastosowanie etanolu

W związkach organicznych grupa $-OH$ może być przyłączona do atomów węgla tworzącego łańcuch, ale również do atomów węgla tworzących pierścień benzenowy. Związki chemiczne, w których grupa lub grupy $-OH$ przyłączone są do atomów węgla tworzących pierścień benzenowy, nazywamy fenolami. Najprostszy z nich, z jedną grupą $-OH$, nazywa się fenolem.



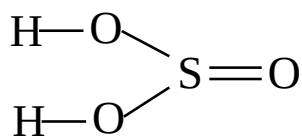
Jeden z fenoli, w cząsteczce którego znajdują się dwie grupy $-OH$, nosi nazwę hydrochinonu.

Fenole mają trochę inne właściwości niż alkohole.

Fenol używany jest między innymi do produkcji tworzyw sztucznych, a hydrochinon jest substancją wywołującą obrazy fotograficzne.

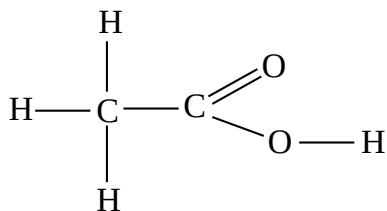
8.6. Porównanie właściwości związków chemicznych zawierających w swym składzie grupę OH

Poznaliśmy kilka grup połączeń w strukturze których można wyróżnić grupę OH. Są nimi kwasy, wodorotlenki i alkohole. Pomimo, że wszystkie posiadają w swym składzie taką samą grupę posiadają inne właściwości chemiczne. Dlaczego tak jest? Aby odpowiedzieć na to pytania wypiszmy wzory strukturalne przedstawicieli grup tych połączeń.



Kwasy: przykład kwas siarkowy(IV)

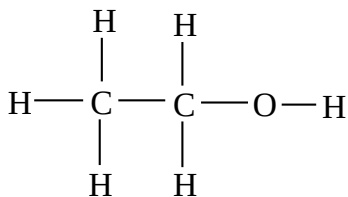
Kwasy organiczne przykład kwas etanowy



Wodorotlenki przykład wodorotlenek sodu



Alkohole przykład etanol



W dwóch pierwszych wzorach strukturalnych widzimy, że grupa OH jest związana z atomem niemetalu, do którego przyłączony jest atom tlenu. W takich przypadkach atom

wodoru jest stosunkowo słabo związany z atomem tlenu w grupie OH i dlatego związki chemiczne, których cząsteczki są podobnie zbudowane jak cząsteczki wody, mogą oderwać proton (patrz definicja kwasów).

W przypadku wodorotlenków grupa OH jest jonem gdyż jonem są atomy metalu.. W tym przypadku w czasie rozpuszczania wodorotlenków w wodzie będą wytwarzały się jony wodorotlenkowe.

Natomiast w przypadku alkoholi grupa OH związana jest z atomem węgla, który nie pozwala na oderwanie się grupy OH ani na oderwanie protonu przez cząsteczki wody, gdyż wiązania łączące te atomy są prawie jednakowo silne.

Odrębną grupę związków chemicznych stanowią te które w swym składzie nie posiadają grup OH jednak po rozpuszczeniu w wodzie wchodzą w reakcję z cząsteczkami wody w wyniku czego w roztworze powstają jony wodorotlenkowe. Przykładem takich substancji są zasady, przedstawicielem których jest amoniak.

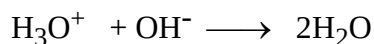
Inną grupę związków chemicznych którą poznać w dalszej nauce chemii to te, które wprawdzie w swoim składzie nie mają atomów wodoru jednak po rozpuszczeniu w wodzie wchodzą w reakcję z cząsteczkami wody w wyniku czego w roztworze powstają jony oksoniowe.

9. O solach

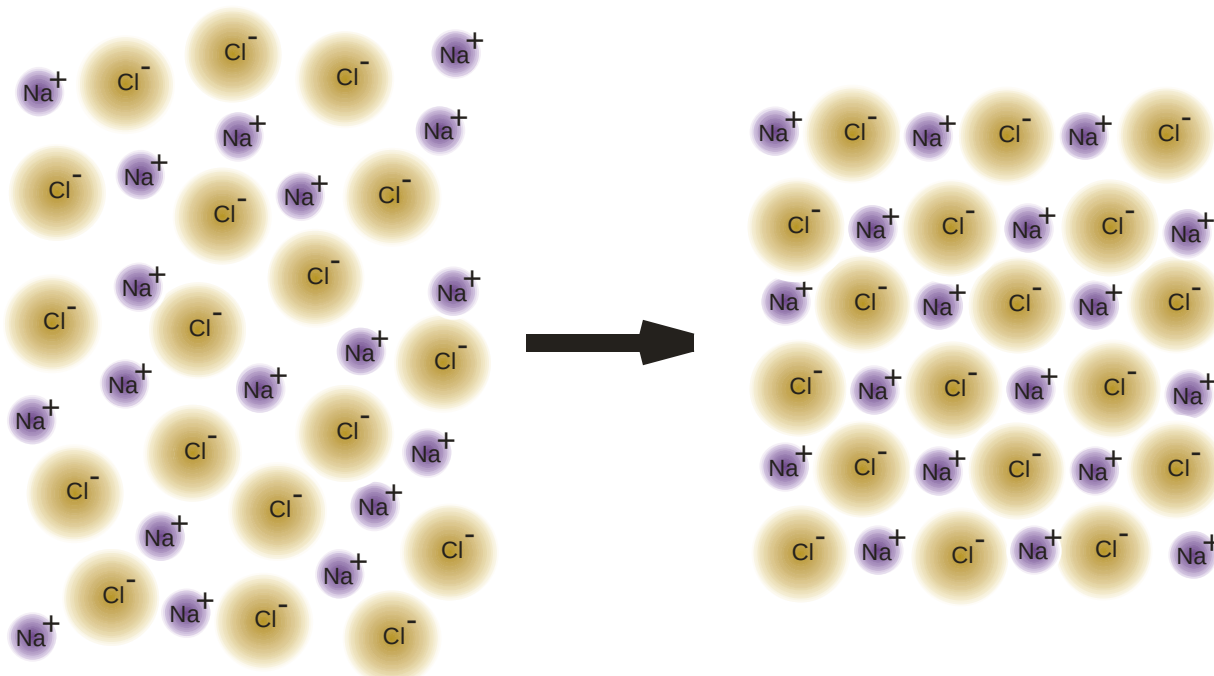
9.1. Reakcje kwasów z wodorotlenkami

Doświadczenie 89: Do probówki z roztworem wodorotlenku sodu nalejcie kilka kropli fenoloftaleiny, a następnie kroplami dodawajcie roztworu kwasu solnego. Roztwór kwasu należy dodawać tak długo, aż zniknie zabarwienie pochodzące od fenoloftaleiny. Następnie zawartość probówki ogrzewajcie do pojawienia się pierwszych kryształków. Jaki proces zaszedł w probówce?

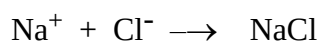
W czasie dodawania kwasu do roztworu wodorotlenku zmniejszała się ilość jonów wodorotlenkowych, gdyż reagowały one z jonami oksoniowymi dostarczonymi z roztworem kwasu. Dowodem na zmniejszanie się ilości jonów wodorotlenkowych jest odbarwianie się roztworu fenoloftaleiny. Zachodzącą reakcję możemy zapisać przy pomocy równania:



W roztworze pozostały jony Na^+ i Cl^- . W czasie odparowywania wody rośnie stężenie tych jonów. W końcu jest ono tak wielkie, że gdyby dalej odparowywać wodę, to powstałby roztwór przesycony. Ponieważ roztwór przesycony jest nietrwały, jony chlorkowe łączą się z jonami sodu i wydziela się z roztworu NaCl w postaci kryształków widocznych gołym okiem.

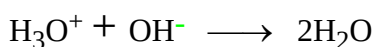


Proces ten możemy zapisać przy pomocy równania reakcji:

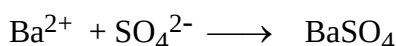


Doświadczenie 90: Do probówki zawierającej roztwór wodorotlenku baru do którego dodano kilka kropli fenoloftaleiny, dodajcie roztworu kwasu siarkowego(VI). Co zaobserwowaliście?

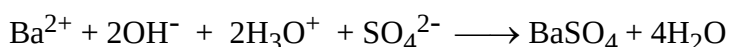
W probówce wydzielał się osad, a roztwór odbarwił się. W probówce znajdowały się jony wapnia i jony wodorotlenkowe, dodaliśmy natomiast roztwór zawierający jony siarczanowe i jony oksoniowe. Z faktu odbarwienia się roztworu należy wnioskować, że zaszła reakcja pomiędzy jonami wodorotlenkowymi a oksoniowymi:



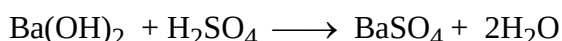
Natomiast osad musiał powstać wskutek połączenia się jonów baru z jonami siarczanowymi(VI):



Obydwa procesy zachodzące w roztworze możemy przedstawić przy pomocy jednego równania reakcji:



Czasami jednak stosujemy zapis cząsteczkowy, w którym pomijamy fakt istnienia jonów w roztworze. Zgodnie z zapisem cząsteczkowym przebieg reakcji przedstawiamy przy pomocy równania:



Powstałe w obydwu przeprowadzonych doświadczeniach obok wody związki chemiczne noszą nazwę soli.

Zapamiętaj: Sole są to związki chemiczne zbudowane z jonów metali lub dodatnich jonów będących grupą atomów oraz z reszty kwasowej.

9.2. Nazwy soli. Dysocjacja soli.

Poznaliśmy nową grupę połączeń chemicznych zwaną solami. Teraz zapoznamy się z regułą nadawania solom nazw.

Nazwa soli składa się z dwóch wyrazów. Pierwszy mówi nam od jakiego kwasu wywodzi się dana sól, a drugi - jaki jon dodatni wchodzi w skład tej soli. Poznana wcześniej sól BaSO_4 nazywa się siarczan(VI) baru, gdyż wywodzi się od kwasu siarkowego(VI) i w jej skład wchodzi jony baru.

Sole wywodzące się od kwasu: **siarkowego(VI)** noszą nazwę **siarczanów(VI)**.

Sole wywodzące się od kwasu **azotowego(V)** noszą nazwę **azotanów(V)**.

Sole wywodzące się od kwasu **fosforowego(V)** noszą nazwę **fosforanów(V)**.

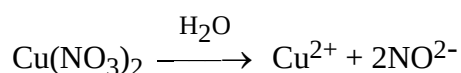
Sole wywodzące się od kwasu **węglowego** noszą nazwę **węglanów**.

Jeżeli w cząsteczce soli zamiast jonu metalu znajduje się grupa NH_4^+ , to w drugim wyrazie używamy określenia "amonu", np. sól o wzorze NH_4NO_3 nazwiemy azotan(V) amonu.

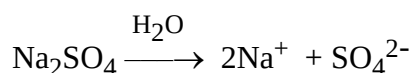
Istnieje grupa soli wywodzących się od kwasów beztlenowych. Czasami takie sole składają się tylko z jonu metalu i jonu niemetalu. W takim przypadku pierwszy człon nazwy składa się z nazwy niemetalu, do której dodajemy końcówkę -ek. Np. powszechnie znany NaCl nazywa się chlorek sodu. NH_4I nazwiemy jodek amonu

Jeżeli jon metalu wchodzący w skład soli może wykazywać różny ładunek, to po nazwie metalu podajemy w nawiasie rzymską liczbę określającą ładunek tego jonu. Np. CuCl nazwiemy chlorek miedzi(I) a $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ - azotan(V) miedzi(II).

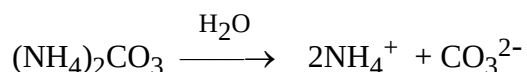
Sole w czasie rozpuszczania w wodzie rozpadają się na jony. W czasie rozpadu, zwanego - jak pamiętacie - dysocjacją, tworzą się kationy, którymi są jony metali lub grupy atomów (np. NH_4^+) oraz aniony wywodzące się od danego kwasu. W czasie rozpuszczania w wodzie azotanu(V) miedzi(II) powstają jony miedzi(II) oraz azotanowe(V). Proces rozpadu tej soli na jony zapisujemy:



W czasie rozpuszczania się w wodzie siarczanu(VI) sodu powstają jony sodu oraz jony siarczanowe(VI). Proces ten zapisujemy:



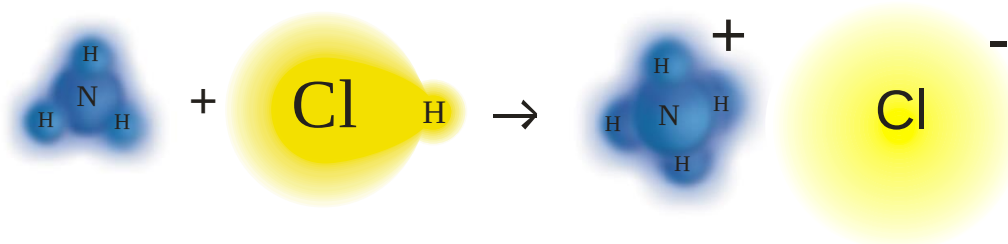
W czasie rozpuszczania w wodzie węglanu amonu powstają jony amonowe oraz jony węglanowe. Proces ten zapisujemy:



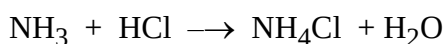
9.3. Sole amonowe

Doświadczenie 91: Do probówki nalejcie 2 cm³ kwasu solnego, a następnie 2 cm³ wodnego roztworu amoniaku. Zawartość probówki ogrzewajcie do wrzenia, w celu odparowania wody. Co zaobserwowaliście?

W probówce pozostała biała stała substancja. Z przeprowadzonego doświadczenia łatwo można wywnioskować, że powstała biała substancja jest produktem reakcji chlorowodoru i amoniaku. Przebieg tej reakcji możemy przedstawić przy pomocy schematu:



Natomiast jej przebieg zapisujemy równaniem:



Powstała sól nazywa się chlorek amonu.

Zapamiętaj: Solami amonowymi nazywamy sole, w których zamiast jonu metalu znajduje się jon NH_4^+ . Jon ten nazywamy jodem amonowym.

Sole amonowe nie są jedynymi solami, w których kation stanowi grupę atomów.

Doświadczenie 92: Do probówek nalejcie po około 2 cm³ wody. Do każdej probówki nasypcie trochę kryształków różnych soli amonowych. Co zaobserwowaliście?

Wszystkie badane sole amonowe są łatwo rozpuszczalne w wodzie. Jedną z cech soli amonowych jest to, że większość z nich jest łatwo rozpuszczalna w wodzie.

Sole amonowe stosowane są jako nawozy sztuczne. Chlorek amonu stosowany jest w powszechnie używanych bateriach do latarek.

Jony amonowe powstają w procesie rozkładu substancji białkowych.

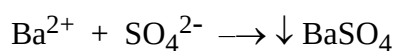
9.4. Sole łatwo i trudno rozpuszczalne w wodzie

Doświadczenie 93: Do dwóch probówek nalejcie po około 2 cm³ wody. Do jednej wsypcie około 0,5 g siarczanu(VI) wapnia, a do drugiej tyle samo siarczanu(VI) sodu. Zawartość probówek wytrząśnijcie. Co zaobserwowaliście

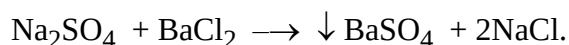
Siarczan(VI) sodu rozpuścił się całkowicie w wodzie, natomiast pozostał osad siarczanu(VI) wapnia. Na podstawie przeprowadzonego doświadczenia stwierdzamy, że siarczan(VI) wapnia jest w wodzie trudno rozpuszczalny. Natomiast siarczan(VI) sodu w wodzie łatwo się rozpuszcza.

Doświadczenie 94: Do probówki z roztworem siarczanu(VI) sodu dodajcie około 0,3 cm³ roztworu chlorku baru. Co zaobserwowaliście?

W probówce wytrącił się osad. Oznacza to, że zaszła reakcja w wyniku której powstała substancja trudno rozpuszczalna w wodzie. Co powstało w wyniku tej reakcji? W jednym roztworze, którego dodaliśmy, znajdowały się jony baru Ba²⁺ i jony chlorkowe Cl⁻. W otrzymanym po zmieszaniu roztworze powinny znajdować się wszystkie wymienione jony. Ponieważ zaszła reakcja, któreś z jonów musiały połączyć się ze sobą. Połączyć mogły się jony sodu z jonami chlorkowymi. Ale wiemy, że chlorek sodu jest w wodzie łatwo rozpuszczalny. Drugą możliwością jest połączenie się jonów baru z jonami siarczanowymi(VI). Jak pamiętamy z jednego z poprzednich doświadczeń, siarczan(VI) baru jest w wodzie trudno rozpuszczalny. Proces, który zaszedł w czasie doświadczenia, zapiszemy:

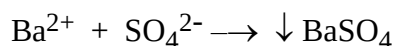


Strzałka przed wzorem oznacza, że powstały związek wytrącił się w postaci osadu. Bardzo często, chcąc uprościć zapis, pomijamy w nim fakt rozpadu substancji na jony i równanie zachodzących reakcji zapisujemy tak, jakby w roztworze istniały nie jony, a cząsteczki substancji. Tak zapisane równanie reakcji przybiera postać:

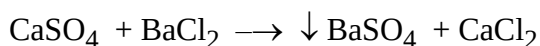


Doświadczenie 95: Do przesączonego roztworu, który pozostał po wytrąceniu siarczanu(VI) wapnia z wodą (z dośw. 92) dodajcie 0,5 cm³ roztworu chlorku baru. Co zaobserwowaliście?

W probówce nastąpiło zmętnienie roztworu pochodzące od niewielkiej ilości powstałego osadu. Możemy na podstawie tego wnioskować, że powstał siarczan(VI) baru. Przebieg naszej reakcji zapiszemy:



Natomiast przebieg reakcji pomijający istnienie jonów w roztworze przedstawia równanie:



Z przeprowadzonych doświadczeń wnioskujemy, że siarczan(VI) baru jest jeszcze trudniej rozpuszczalnym związkiem chemicznym niż siarczan(VI) wapnia.

Zapamiętaj: O solach, których w wodzie rozpuszcza się większa ilość mówimy, że są łatwo rozpuszczalne, natomiast te które rozpuszczają się w bardzo małych ilościach, określamy jako trudno rozpuszczalne.

Należy jednak pamiętać, że nie można dokładnie wyznaczyć granicy pomiędzy jednym rodzajem soli, a drugim. Dlatego też często można spotkać się z terminem, że dana sól jest średnio rozpuszczalna. O rozpuszczalności soli decyduje z jakiego anionu i kationu jest ona zbudowana. Znane są tabele rozpuszczalności, w których można odczytać czy interesująca nas sól rozpuszcza się w wodzie łatwo, czy też trudno. Poniżej zamieszczona jest tabela rozpuszczalności najbardziej popularnych soli.

Tabela rozpuszczalności soli

	NH_4^+	Na^+	K^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Al^{3+}	Ag^+	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Pb^{2+}
NO_3^-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
SO_4^{2-}	+	+	+	+	-	-	+	+	+	+	+	+	-
CO_3^{2-}	+	+	+	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-
PO_4^{3-}	+	+	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
Cl^-	+	+	+	+	+	+	+	-	+	+	+	+	-
I^-	+	+	+	+	+	+	+	-	-	+	+	+	-
CH_3COO^-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+

Na skrzyżowaniu kolumny i rzędu odczytujemy, czy sól składająca się z danego anionu i kationu jest w wodzie łatwo czy trudno rozpuszczalna. Znak "+" oznacza łatwą rozpuszczalność soli, natomiast znak "-" oznacza, że dana sól jest w wodzie trudno rozpuszczalna.

9.5. Sole uwodnione i bezwodne

Doświadczenie 96: Do probówki zawierającej 5 cm³ wody dodajcie 0,7 g bezwodnego węglanu sodu, a następnie probówkę ogrzewajcie aż do całkowitego rozpuszczenia się substancji w wodzie. Zawartość probówki przenieście do małej zlewki. Zlewkę ostrożnie

ogrzewajcie tak długo, aż cała woda ulegnie odparowaniu. Otrzymane kryształki wysypcie na bibułę i dokładnie osuszenie, a następnie zważcie. Co zauważyliście?

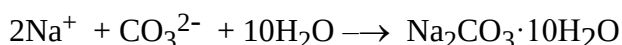
Po zważeniu suchych kryształków widzimy, że ich masa jest ponad dwa razy większa od masy węglanu sodu rozpuszczonego pierwotnie w wodzie. Oglądając otrzymane kryształki widzimy, że mają one inny wygląd niż substancja, którą użyliśmy do doświadczenia, ale nie są one wilgotne. Co mogło być przyczyną, że z roztworu wykrystalizowało więcej substancji, niż pierwotnie w nim rozpuściliśmy. Z przeprowadzonego doświadczenia można wyciągnąć wniosek, że woda została przyłączona do wydzielającej się z wody substancji.

***Doświadczenie 97:** Do probówki z wodą wsypcie trochę bezwodnego siarczanu(VI) miedzi(II). Ogrzewajcie probówkę w celu przyspieszenia rozpuszczania. Następnie odparujcie wodę. Co zaobserwowaliście?*

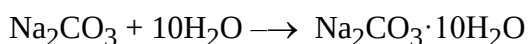
Po odparowaniu wody pozostała w probówce niebieska krystaliczna substancja. Wsypaliśmy szary proszek, a otrzymaliśmy bardzo ładne niebieskie kryształki. Wizualnie można stwierdzić, że otrzymaliśmy więcej kryształków, niż było wsypanego proszku. Wnioskujemy że wydzielająca się substancja przyłączyła cząsteczki wody.

W czasie wydzielania się niektórych substancji z roztworu przyłączają się do nich cząsteczki wody. W takiej samej temperaturze zostaje przyłączona zawsze taka sama ilość cząsteczek wody.

W poprzednim doświadczeniu na każdą cząsteczkę węglanu sodu przypada dziesięć cząsteczek wody. Proces ten możemy zapisać przy pomocy równania reakcji:

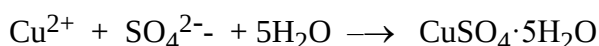


W sposób uproszczony przebieg tego procesu można przedstawić przy pomocy równania:

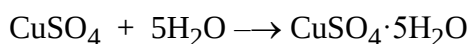


Sole, które do swojej cząsteczki mają przyłączone cząsteczki wody, nazywamy hydratami (powszechnie używany jest też określenie: sole uwodnione). Wzór $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ odczytujemy: dziesięciohydrat węglanu sodu.

W przypadku ostatniego doświadczenia zachodzący proces zapisujemy przy pomocy równania reakcji:



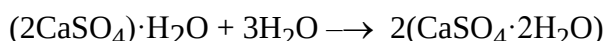
Równanie reakcji uwadniania się siarczanu(VI) miedzi(II) w przypadku nieuwzględnienia występowania w roztworze jonów przybierze postać:



Wzór $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ odczytujemy: pięciohydrat siarczanu(VI) miedzi(II).

Nazwę soli uwodnionych zaczyna się od podania liczby cząsteczek wody przypadających na jedną cząsteczkę soli, po czym następuje wyraz hydrat a następnie nazwa soli w dopełniaczu.

Proces przyłączania cząsteczek wody do soli znalazł zastosowanie w praktyce. W czasie twardnienia gipsu, używanego między innymi do zalepiania dziur w ścianach i modelowania rzeźb, następuje przyłączenie do gipsu palonego cząsteczek wody. Proces twardnienia zaprawy gipsowej przedstawia równanie:



Wiele soli w czasie krystalizacji przyłącza cząsteczki wody tworząc hydraty. Przykładem są:

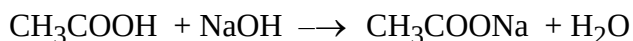
$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ dwuhydrat chlorku baru

$\text{AlPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ dwuhydrat fosforanu(V) glinu Związek ten występuje w przyrodzie jako minerał o nazwie waryscyt.

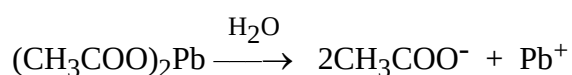
9.6. Sole kwasów organicznych

Doświadczenie 98: Nalejcie do probówki 1 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu i dodajcie 2 krople fenoloftaleiny. Następnie wkrapłajcie kwas octowy do momentu odbarwienia się roztworu. Zawartość probówki ogrzewajcie w celu odparowania z niej wody. Co zaobserwowaliście?

Po odparowaniu wody w probówce pozostała biała substancja. Wnioskujemy, że między wodorotlenkiem a kwasem octowym zaszła reakcja. Zniknął wodorotlenek sodu, a powstała nowa biała substancja. Przebieg reakcji przedstawia równanie:



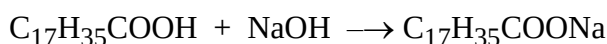
Powstała substancja jest solą kwasu organicznego. Tradycyjna jej nazwa to octan sodu. Kwas etanowy (octowy) tworzy sole z wieloma jonami metali. Wiele z tych soli jest łatwo rozpuszczalnych w wodzie. W roztworach wodnych występują one podobnie jak poznane wcześniej sole, w postaci jonów. Np.. octan ołowiu(II) w wodzie ulega rozpadowi na jony zgodnie z równaniem:



Znane są sole wywodzące się od różnych kwasów organicznych. Wiele z nich znalazło zastosowanie i stykamy się z nim w życiu codziennym.

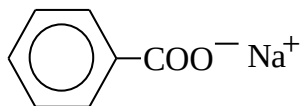
Doświadczenie 99: Do probówki nalejcie około 0,5 cm³ roztworu wodorotlenku sodu i wsypcie bardzo małą ilość kwasu heksadekanowego (palmitynowego) lub oktadekanowego (stearynowego). Do drugiej probówki nalejcie tyle samo wody i wrzucicie kilka małych wiórków mydła. Zawartość probówek wstrząsajcie. Co zaobserwowaliście?

W probówkach wytworzyła się bardzo duża ilość piany. Z doświadczenia należy wnioskować, że w probówce z wodorotlenkiem sodu i kwasem heksadekanowym lub oktadekanowym powstało mydło. Równanie tej reakcji zapiszemy:

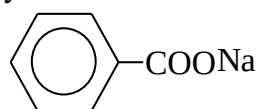


Sole sodowe i potasowe kwasów heksadekanowego i oktadekanowego (palmitynowego i stearynowego) są składnikami mydeł. Sole sodowe tych kwasów są mydłami twardymi, takimi jakich używamy do mycia.

Benzoesan sodu (sól sodowa kwasu benzoesowego) występuje w jagodach, a najwięcej jest go w owocach czarnej jagody. Poniżej przedstawione są wzory benzoesanu sodu, przy pomocy wzoru uwzględniającego jonową budowę soli i w postaci wzoru nazywanego cząsteczkowym.



lub nie uwzględniając jonowej budowy soli



Benzoesan sodu używany jest do konserwacji przetworów spożywczych (dżemów, napojów). Jako substancje konserwujące są też używane sole potasowe i wapniowe kwasu benzoesowego. Na produktach spożywczych mają one oznaczenia: benzoesan sodu E210, benzoesan potasu E212, benzoesan wapnia E213.

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

Sole sodowa i wapniowa kwasu metanowego są używane do konserwacji żywności. Sól sodowa ma oznaczenie E237 a wapniowa E238.

9.7. Właściwości i zastosowanie azotanów(V) oraz fosforanów(V)

Doświadczenie 100: Do kilku probówek zawierających po około 5 cm³ wody dodajcie po 0,2 g różnych soli wywodzących się od kwasu azotowego(V). Następnie wytrząsajcie dokładnie zawartość tych probówek. Co zaobserwowaliście?

Wszystkie sole użyte w doświadczeniu bardzo łatwo rozpuściły się w wodzie.

Jedną z cech azotanów(V) jest ich bardzo dobra rozpuszczalność w wodzie.

Niektóre z azotanów(V) pomimo, że są łatwo rozpuszczalne w wodzie występują w przyrodzie. Powstały one w długotrwałym procesie przeobrażania się ptasich odchodów.

Azotany(V) znalazły zastosowanie jako nawozy sztuczne (azotany(V): sodu, potasu, amonu, wapnia). Azotan(V) potasu stosuje się do wyrobu szkła, do konserwacji i peklowania mięsa. Azotan(V) srebra stosowany jest do produkcji materiałów fotograficznych, a ze względu na właściwości bakteriobójcze w medycynie i kosmetyce (lapis). Azotan(V) sodu i azotan potasu używane są do produkcji materiałów wybuchowych. Wiele innych azotanów(V) znalazło zastosowanie w różnych dziedzinach życia i techniki.



Rys. 90. Niektóre zastosowania azotanów(V)

Używane są też sole wywodzące się od kwasu azotowego(III).

Azotany(V) oraz azotany(III) stosowane w produktach spożywczych mają oznaczenia E249 - E252.

Doświadczenie 101: Do kilku probówek zawierających po około 5 cm³ wody dodajcie po 0,2 g różnych soli wywodzących się od kwasu fosforowego(V). Następnie wytrząsajcie dokładnie zawartość tych probówek. Co zaobserwowaliście?

Z doświadczenia wynika, że łatwo rozpuszczalnymi są tylko niektóre fosforany(V). W wodzie łatwo rozpuszczają się głównie fosforan(V) amonu i fosforany(V) metali należących do pierwszej grupy głównej układu okresowego.

Fosforany(V) są stosowane głównie jako nawozy sztuczne, do otrzymywania kwasu fosforowego(V) oraz do produkcji niektórych detergentów.

Fosforany(V) stosuje się też jako dodatki do produktów spożywczych w celu polepszenia ich właściwości. Są one dodawane w niewielkich ilościach do serków topionych. W produktach oznaczane się je jako E450 z dodatkiem literek a, b, lub c.

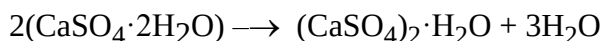
Zbyt duża ilość fosforanów(V) zawarta w rzekach i jeziorach wpływa na gwałtowny rozwój glonów co z kolei powoduje wyczerpanie się tlenu i w konsekwencji prowadzi do całkowitego zaniku życia w danym zbiorniku wodnym.

9.8. Właściwości i zastosowanie siarczanów(VI) i chlorków

Doświadczenie 102: Do kilku probówek zawierających po około cm³ wody dodajcie po 0,2 g różnych soli wywodzących się od kwasu siarkowego(VI). Następnie wytrząsajcie dokładnie zawartość tych probówek. Co zaobserwowaliście?

W wyniku obserwacji stwierdzacie, że niektóre siarczany(VI) są w wodzie łatwo rozpuszczalne, a inne trudniej. Do trudno rozpuszczalnych siarczanów(VI) należą siarczany(VI) metali grupy drugiej układu okresowego z wyjątkiem siarczanu(VI) magnezu. Natomiast siarczan(VI) wapnia w bardzo małej ilości jest rozpuszczalny w wodzie.

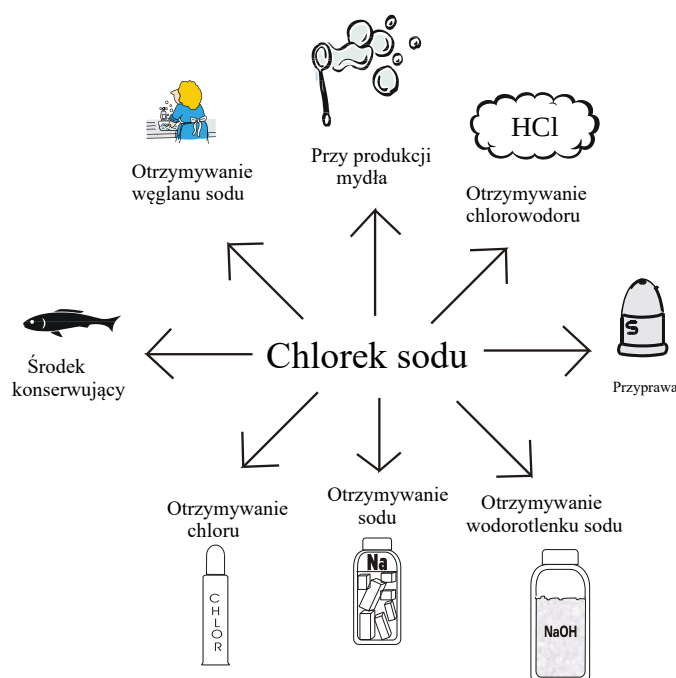
Dwuhydrat siarczanu(VI) wapnia służy do otrzymywania gipsu palonego. Proces otrzymywania gipsu palonego przedstawia równanie reakcji:



Siarczan(VI) sodu używany jest przy produkcji papieru oraz w garbarstwie. Siarczan(VI) potasu stosowany jest przy produkcji szkła oraz jako nawóz sztuczny. Siarczan(VI) amonu służy jako nawóz sztuczny oraz stosowany jest w garbarstwie. Siarczan(VI) baru używany jest jako środek kontrastujący przy prześwietlaniu przewodu pokarmowego. Siarczan(VI) glinu używany jest przy produkcji papieru, w garbarstwie i farbiarstwie. Siarczan(VI) miedzi(II) znalazł zastosowanie w galwanotechnice (miedziowanie powierzchni metali), do impregnacji drewna, oraz jako składnik środków przeciw gryzoniom.

Doświadczenie 103: Do kilku probówek zawierających po około 5 cm^3 wody dodajcie po $0,2\text{ g}$ różnych soli wywodzących się od kwasu solnego. Następnie wytrząsajcie dokładnie zawartość tych probówek. Co zaobserwowaliście?

Z doświadczenia widzimy, że wiele chlorków dobrze rozpuszcza się w wodzie. Chlorki należą do soli, z których wiele jest łatwo rozpuszczalnych w wodzie. Jedną z soli, która znalazła największe zastosowanie jest występujący w przyrodzie chlorek sodu. Służy on między innymi do produkcji: sodu, chloru, wodorotlenku sodu, chlorowodoru, węglanu sodu (sody). Ponadto chlorek sodu używany jest jako przyprawa, do konserwacji produktów spożywczych oraz do wysalania mydła (do wytrącania go z roztworu).



Rys.91. Zastosowanie chlorku sodu

Chlorek baru wchodzi w skład preparatów przeciw gryzoniom. Chlorek wapnia stosowany jest jako środek zwiększający krzepliwość krwi.

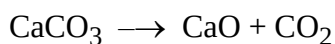
9.9. Właściwości i zastosowanie węglanów

Doświadczenie 104: Do kilku probówek zawierających po około 5 cm^3 wody dodajcie po około $0,2\text{ g}$ różnych soli wywodzących się od kwasu węglowego. Zawartość probówek dokładnie wytrząsnijcie. Co zaobserwowaliście?

W wyniku przeprowadzonego doświadczenia mogliście stwierdzić, że tylko niektóre węglany łatwo rozpuściły się w wodzie. Po dokładnej analizie stwierdzamy, że łatwo rozpuszczają się w wodzie węglany metali należących do I grupy układu okresowego pierwiastków oraz węglan amonu.

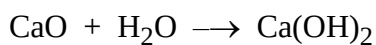
Węglany odegrały bardzo dużą rolę w rozwoju cywilizacji człowieka, a niektóre mają również i dzisiaj ważne zastosowanie. Jednym z najważniejszych jest węglan wapnia, który występuje w przyrodzie w postaci skał wapiennych, marmurów, czy też kredy. Węglan wapnia powstał w przyrodzie w czasie bardzo długo trwającego procesu przeobrażania się muszli obumarłych skorupiaków.

Węglan wapnia stosowany jest w budownictwie, jego odmiana marmur służy jako wykładzina ozdobna wewnątrz budynków. Węglan wapnia wchodzi w skład tabletek (np. Calcipiryny) oraz jest stosowany jako biały pigment w produktach spożywczych (gdzie jest oznaczany jako E170). Stosuje się go do wyrobu farb, past do zębów, otrzymuje się też z niego w procesie wypalania wapno palone, które jest tlenkiem wapnia. Proces wypalania wapieni jest ich termicznym rozkładem, w wyniku którego powstają: tlenek wapnia i tlenek węgla(IV). Proces wypalania wapieni przedstawia równanie:

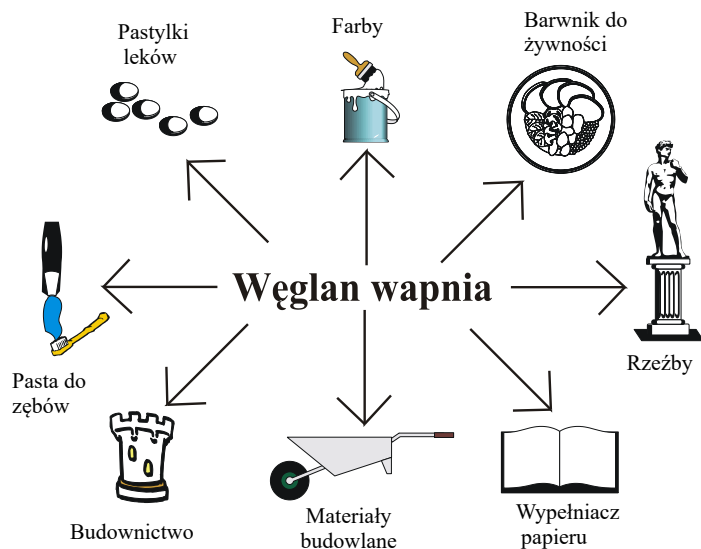


Tlenek wapnia służy do wytwarzania zaprawy wapiennej stosowanej w budownictwie.

Zaprawą murarską jest mieszanina wodorotlenku wapnia z piaskiem. Wodorotlenek wapnia powstaje w procesie zwanym gaszeniem wapna (proces nosi nazwę gaszenia, ponieważ w reakcji łączenia się tlenku wapnia z wodą wydzielą się duża ilość ciepła, mieszanina rozgrzewa się i paruje z niej woda). Reakcje gaszenia wapna przedstawia równanie:



Mieszanina węglanu wapnia i magnezu to minerał o nazwie dolomit. Dolomit jest mineralnym preparatem dostarczającym jony magnezu do organizmu. Węglan sodu stosuje jako środek do zmiękczenia twardej wody, do produkcji szkła i mydła. Węglan potasu używany jest do produkcji szkła. Węglan amonu stosuje się jako środek spulchniający przy wypieku ciast.

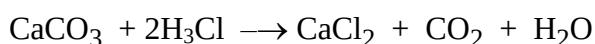


Rys. 92. Do czego wykorzystujemy węglan wapnia

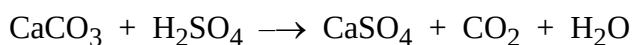
9.10. Wpływ kwasów na wyroby wykonane z wapienia

Doświadczenie 105: Na kawałek marmuru nalejcie kilka kropli kwasu solnego. Po kilku minutach spluczcie wodą kawałek marmuru. Co zaobserwowaliście?

Po dodaniu kwasu na płytkę wydzielały się bąbelczki gazu. Na płytce pozostał wyraźny ubytek w marmurze. Jest to dowodem, że zaszła reakcja chemiczna. W reakcji udział brał kwas solny i marmur. Wydzielające się bąbelczki gazu były tlenkiem węgla(IV). Przebieg tej reakcji przedstawia równanie:



Podobnie na marmur działają inne kwasy. Reakcja pomiędzy kwasem siarkowym(VI) a marmurem przebiega zgodnie z równaniem:



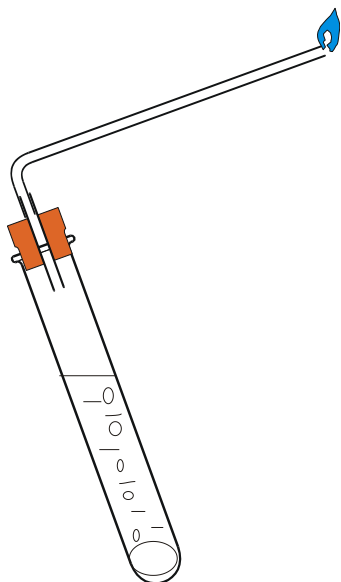
Powstający w tej reakcji siarczan(VI) wapnia ma większą objętość niż węglan wapnia, co jest przyczyną rozsypywania się wyrobów z marmuru. Niszczeniu ulegają również tynki na kamienicach, będące węglanem wapnia. Dlatego kwaśne deszcze są ogromnym zagrożeniem dla rzeźb marmurowych oraz dla budowli.

9.11. Sposoby otrzymywania soli

Dotychczas poznaliśmy różne sole oraz reakcje kwasów z wodorotlenkami, w wyniku których te sole mogą powstawać. Ale czy sole mogą powstawać tylko w wyniku tych reakcji?

Doświadczenie 106: Do probówki nalejcie roztworu kwasu siarkowego(VI) i wrzućcie kilka kawałeczków cynku. Wylot probówki zatkajcie korkiem z rurką. Po chwili koniec rurki zbliżcie do płomienia palnika. Co zaobserwowaliście?

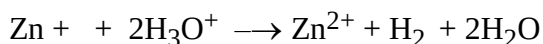
W czasie wykonywania doświadczenia zauważyliśmy, że metal powoli przechodził do roztworu, a z roztworu wydzielają się banieczki gazu, który jest palny.



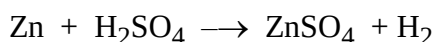
Rys. 93. Reakcja kwasu siarkowego(VI) z cynkiem

Doświadczenie 107: Roztwór otrzymany w poprzednim doświadczeniu ogrzewamy w celu odparowania wody. Co zauważyliście?

Po odparowaniu wody pozostały kryształki. Należy wnioskować, że zaszła reakcja chemiczna. Zniknął metal, a w jego miejsce pojawiły się wodór i substancja krystaliczna. Przebieg reakcji zapisujemy przy pomocy równania:



Lub tradycyjnie cząsteczkowo



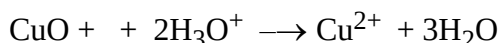
Zapamiętaj: W reakcjach kwasów z metalami powstaje sól i wodór.

W przedstawionym powyżej procesie widzimy, że po wprowadzeniu metalu do roztworu kwasu, metal ten przechodził do roztworu. Jednak jego przechodzenie do roztworu jest inne, niż chlorku sodu lub cukru. Z roztworu, do którego przeszedł metal, nie da się go odzyskać, tak jak z roztworu soli kuchennej można odzyskać chlorek sodu. Taki proces nazywamy roztwarzaniem.

Zapamiętaj: Roztworzenie jest to przechodzenie substancji do roztworu, w czasie którego zachodzi reakcja chemiczna.

Doświadczenie 108: Do probówki z roztworem kwasu siarkowego(VI) dodajcie tlenku miedzi(II). Zawartość probówki lekko ogrzejcie. Co zaobserwowaliście?

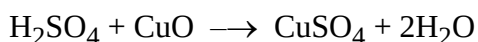
W czasie ogrzewania zniknął czarny osad, a roztwór przyjął niebieskie zabarwienie. Wnioskujemy, że zaszła reakcja pomiędzy kwasem siarkowym(VI) a tlenkiem miedzi(II).



Doświadczenie 109: Roztwór otrzymany w poprzednim doświadczeniu ogrzejcie w celu odparowania wody. Co zaobserwowaliście?

Po odparowaniu wody w probówce pojawiły się niebieskie kryształki.

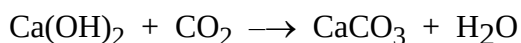
Na podstawie obserwacji możemy przypuszczać, że tlenek miedzi(II) uległ rozтворzeniu. w kwasie siarkowym(VI). W czasie roztwarzania zaszła reakcja, której przebieg możemy zapisać przy pomocy równania:



Zapamiętaj: W reakcji kwasów z tlenkami metali powstaje sól i woda.

Doświadczenie 110: Do probówki zawierającej nasycony roztwór wodorotlenku wapnia (nie może być mętny) poprzez rurkę wdmuchujcie tlenek węgla(IV) z płuc. Co obserwujecie?

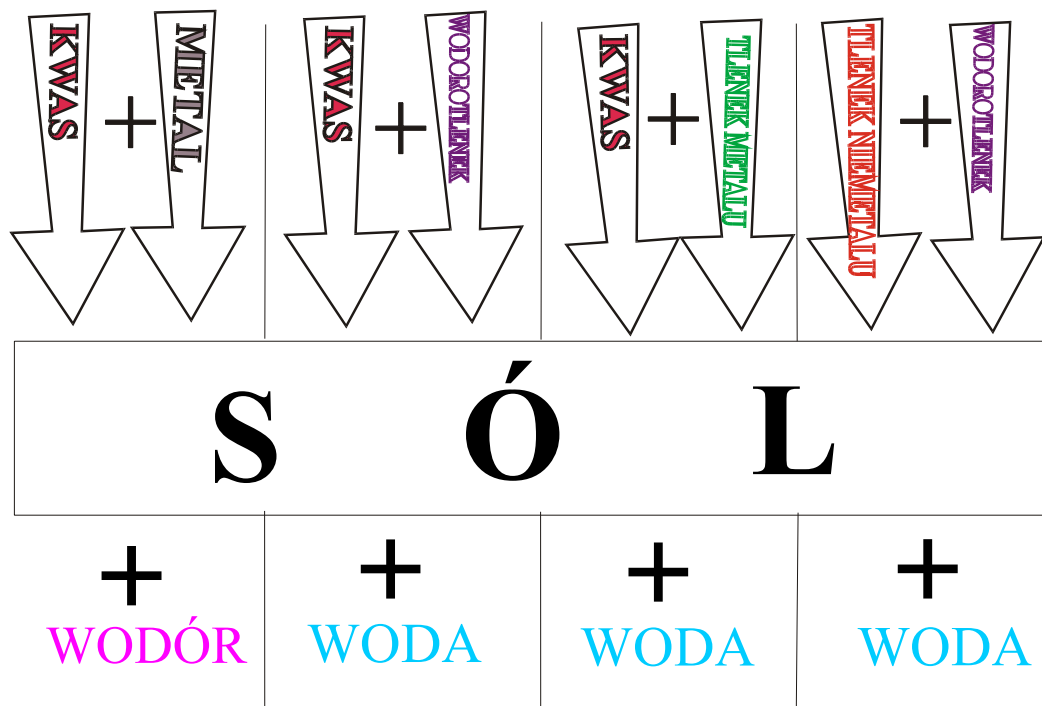
W czasie doświadczenia widzimy, że zawartość probówki mętnieje i wytrąca się w niewielkiej ilości biały osad. Na podstawie obserwacji wnioskujemy, że zaszła reakcja chemiczna pomiędzy wodorotlenkiem wapnia a tlenkiem węgla(IV). Jej przebieg ilustruje poniżej przedstawione równanie:



Zapamiętaj: W reakcji wodorotlenku z tlenkiem niemetalu powstaje sól oraz woda.

Przedstawiony powyżej proces zachodzi również w czasie twardnienia zaprawy murarskiej. Z tą jednak różnicą, że w zaprawie murarskiej nie mamy roztworu wodorotlenku wapnia, tylko stały wodorotlenek wapnia.

Pozналиście cztery sposoby otrzymywania soli. Ale sole można otrzymać jeszcze w innych rodzajach reakcji chemicznych.



Rys. 94. Poznane przez was sposoby otrzymywania soli

9.12. Sole a środowisko naturalne

W przyrodzie występuje bardzo wiele soli. Wiele z nich znacie i spotykacie się z nimi w życiu codziennym. Jedne sole występujące w przyrodzie są łatwo rozpuszczalne (np. chlorek sodu), inne trudno rozpuszczalne (np. węglan wapnia).

Sole występujące w przyrodzie nazywamy minerałami. Nazwy minerałów bardzo różnią się od poznanych przez nas nazw chemicznych. Człowiek bardzo dawno poznał minerały i nazywał je nie wiedząc jeszcze jaki mają one skład chemiczny. Zdarza się, że ten sam związek chemiczny ma inny wygląd, gdyż jego postać uzależniona jest od warunków w których powstawał w procesach geologicznych. Znany wam węglan wapnia może występować w postaci wapienia, białej skały wykorzystywanej jako materiał budowlany. Znamy też inną postać tego związku chemicznego marmur, używany do dekoracji wnętrz budynków oraz ich elewacji, wykonuje się też z niego pomniki.

Z wielu minerałów występujących w przyrodzie otrzymuje się metale. Np. z cerustu - węglanu ołowiu(II) - otrzymuje się ołów, z syderytu - węglanu żelaza(II) - otrzymuje się żelazo.

Dwuhydrat siarczau(VI) wapnia ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) znany jest jako minerał o nazwie gips. Wszyscy wiedzą, że gips używany jest w budownictwie. Ale zapewne nie wiecie, że wyroby ozdobne z alabastru to są wyroby z dwuhydratu siarczau(VI) wapnia. Natomiast bezwodny siarczan(VI) wapnia nazywa się anhydryt i jest używany do wyrobu cementu oraz do rzeźbienia posągów.

Niektóre sole np. NaNO_3 (nazywany też saletrą sodową), KNO_3 (saletra potasowa) używane są jako nawozy sztuczne. Inne minerały np. apatyt służą do wyrobu nawozów sztucznych.

Minerałami są też sole, które po oszlifowaniu używane są w jubilerstwie, do takich należy cyrkon, czyli krzemian cyrkonu(IV) ZrSiO_4 .

To tylko nieliczne przykłady zastosowania soli występujących w przyrodzie.

Z powyższych informacji można by wnioskować, że sole nie powinny szkodliwie wpływać na środowisko przyrodnicze. Jednak tak nie jest. Nadmiar soli, zwłaszcza łatwo rozpuszczalnych, wpływa niekorzystnie na organizmy roślinne i zwierzęce. Nadmiar azotanów używanych jako nawozy sztuczne wpływa niekorzystnie na organizmy roślinne, powoduje zaburzenia w ich rozwoju. Nadmiar fosforanów(V) wpływający do rzek powoduje nadmierne rozmnażanie się glonów. Zasolenie gleby związkami nieprzyswajalnymi przez rośliny powoduje pogorszenie struktury gleby, co z kolei wpływa na nieprawidłowy rozwój roślin.

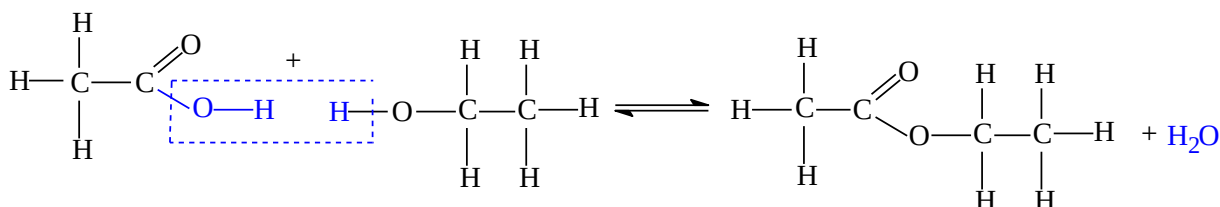
Dlatego solami musimy gospodarować w sposób rozsądny tak, aby wyrównywać niedobory powstałe w wyniku gospodarki człowieka, ale żeby nadmiarem ich nie niszczyć przyrody.

10. Związki organiczne w naszym otoczeniu

10.1. Estry

Doświadczenie 111: Do probówki nalejcie 2 cm³ etanolu, 1,5 cm³ kwasu etanowego oraz dwie krople stężonego kwasu siarkowego(VI). Zawartość probówki dokładnie wymieszajcie i powąchajcie. Następnie zawartość probówki ogrzewajcie nad palnikiem, utrzymując jej lekkie wrzenie przez około minutę. Gdy ciecz przestanie wrzeć, delikatnie powąchajcie zawartość probówki. Co zauważyliście porównując zapach zawartości probówki przed ogrzewaniem i po jej ogrzewaniu?

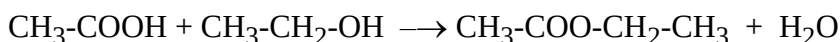
Po ogrzaniu zmienił się zapach zawartości probówki, co świadczy o zajściu reakcji chemicznej w czasie ogrzewania. Reakcja ta zaszła pomiędzy etanolem a kwasem etanowym.



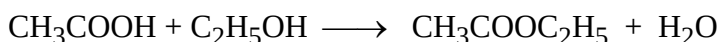
Zapiszemy ją przy pomocy równania

Linia przerywaną zaznaczono te atomy, z których powstaje cząsteczka wody. Powstały związek chemiczny zaliczamy do estrów.

Jeżeli do zapisu przebiegu reakcji użyjemy wzorów grupowych, to równanie naszej reakcji przybierze postać:



lub jeszcze prościej:

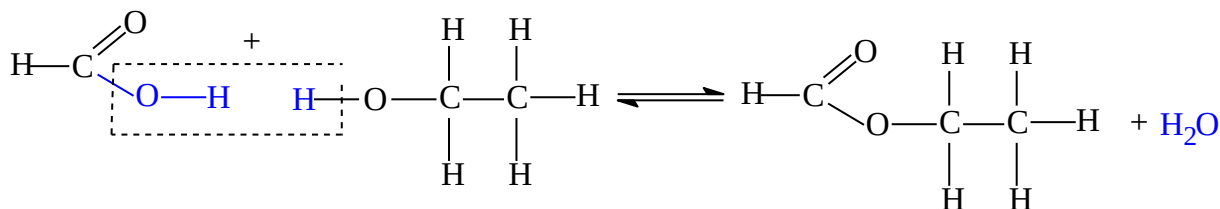


Estrami nazywamy związki chemiczne, które możemy otrzymać w reakcji alkoholi z kwasami.

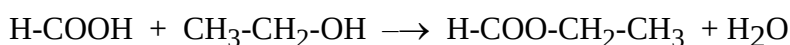
Zapamiętaj: W reakcji kwasów z alkoholami powstają estry i woda

Doświadczenie 112: Do probówki nalejcie 2 cm³ etanolu, 1,5 cm³ kwasu metanowego oraz dodajcie 2 krople stężonego kwasu siarkowego(VI). Po dokładnym wymieszaniu zawartości probówki ogrzewajcie do wrzenia w płomieniu palnika. Po odstawieniu palnika i po zaprzestaniu wrzenia cieczy włączamy zawartość probówki.

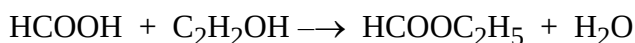
Po ogrzaniu zmienił się zapach zawartości probówki, co świadczy o zajściu reakcji chemicznej w czasie ogrzewania. Reakcja ta zaszła pomiędzy etanolem a kwasem etanowym. Zapiszemy ją przy pomocy równania



Stosując wzory grupowe przebieg naszej reakcji możemy zapisać:



lub jeszcze prościej:



Zauważyliście, że obydwa powstałe estry mają przyjemny zapach. Gdybyśmy otrzymali jeszcze inne estry, to przekonalibyśmy się, że mają one również przyjemny zapach. Nawet estry wywodzące się od kwasu butanowego, który jak pamiętacie ma nieprzyjemny zapach, też przyjemnie pachną.

Estry wywodzące się od ciekłych kwasów lub ciekłych alkoholi przeważnie są cieczami. Większość estrów nie jest toksyczna.

10.2. Estry wywodzące się od gliceryny (glicerolu)

Doświadczenie 113: Na jeden kawałek bibuły połóżcie bardzo mały kawałek masła, na drugi kawałek bibuły bardzo mały skrawek słoniny, na trzeci kilka nasion słonecznika, na czwarty dajcie kawałek orzecha, a na piąty nalejcie kroplę oleju jadalnego. Ziarna słonecznika i orzech przykryjcie kartką białego papieru i poprzez ten papier rozgniećcie. Kawałek słoniny dociśnijcie mocno do bibuły. Oglądajcie jak teraz wyglądają nasze kawałeczki bibuły.

Na wszystkich zauważyliście powstanie plam, które określamy jako tłuste. Z doświadczenia wnioskujemy, że masło jest tłuste, olej jadalny jest tłusty, ze smalcu wycisnęliśmy substancję która jest tłusta z ziarna słonecznika i orzecha też wycisnęliśmy tłustą substancję.

Doświadczenie 114: Do trzech probówek dajcie na ich dno trochę smalcu, do następnych trzech trochę oleju jadalnego i do kolejnych trzech trochę masła. Do probówek zawierających smalec, olej jadalny i masło nalejcie po 3 cm³ wody, do kolejnych probówek zawierających

smalec, masło i olej jadalny nalejcie po 3 cm³ etanolu, a do pozostałych trzech po 3 cm³ benzyny aptecznej. Co zaobserwowaliście?

Wszystkie badane tłuszcze bardzo dobrze rozpuściły się w benzynie, natomiast nie rozpuściły się w wodzie, w etanolu rozpuściły się nieznacznie.

***Doświadczenie 115:** Z probówki zawierającej smalec z alkoholem nalejcie jedną kroplę roztworu na bibułę, podobnie uczynicie z roztworami, w których z alkoholem wytrząsaliście olej jadalny i masło. Bibułę przesuszcie i oglądnicie co na niej pozostało.*

W miejscach kropli pozostały słabo widoczne tłuste plamy. Jest to dowodem, że badane tłuszcze słabo rozpuściły się w alkoholu.

Tłuszcze dobrze rozpuszczają się w ciekłych węglowodorach, słabo w alkoholach, a prawie wcale nie rozpuszczają się w wodzie.

***Doświadczenie 116:** Do probówki zawierającej benzynowy roztwór smalcu oraz do probówki zawierającej benzynowy roztwór oleju jadalnego dodajcie po 1 cm³ roztworu wody bromowej, zawartość probówek dokładnie wytrząsajcie. Co zaobserwowaliście?*

Woda bromowa odbarwiła się w probówce w której był olej jadalny. Jest to dowodem, że w cząsteczkach oleju jadalnego pomiędzy atomami węgla znajdują się wiązania wielokrotne.

Zestawmy posiadane przez nas informacje o tłuszczach

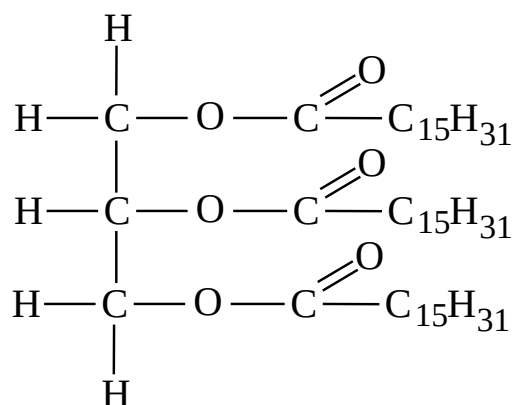
Roślinne	Pochodzenie	Zwierzęce
Ciekłe	Stan skupienia	Stale
Wielokrotne	Rodzaje wiązań pomiędzy atomami węgla	Pojedyncze

Z zestawienia w tabeli widzimy, że tłuszcze roślinne są cieciami i w swojej cząsteczce zawierają pomiędzy atomami węgla wiązania wielokrotne. Natomiast tłuszcze zwierzęce są stałe i zawierają w cząsteczce pomiędzy atomami węgla wiązania pojedyncze. Znane są jednak wyjątki: tran pochodzenia zwierzęcego jest tłuszczem ciekłym, a masło kakaowe, będące pochodzenia roślinnego, jest tłuszczem stałym.

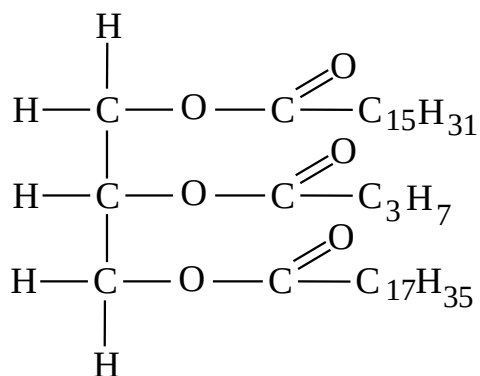
Wszystkie tłuszcze są estrami wywodzącymi się od alkoholu trójwodorotlenowego, jakim jest propanotriol (glicerol) i od kwasów karboksylowych zwanych kwasami tłuszczowymi. Do kwasów tych należą między innymi kwasy o nazwach zwyczajowych: masłowy (butanowy), palmitynowy (heksadekanowy), stearynowy (oktadekanowy), arachidowy (eikozanowy) oraz kwasy nienasycone: oktadekenowy (oleinowy), dodekenowy (dodecenowy), oktadekadienowy (linolowy).

Ponieważ w cząsteczce propanotriolu znajdują się trzy grupy -OH, dlatego w cząsteczce tłuszczu znajdują się reszty trzech kwasów. W cząsteczce tłuszczu mogą znajdować się reszty

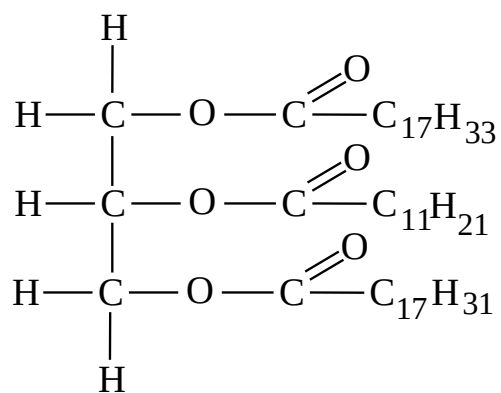
tych samych kwasów lub też różnych. Zamieszczony obok wzór strukturalny przedstawia cząsteczkę tłuszczu, w której znajdują się reszty jednego kwasu, heksadekanowego.



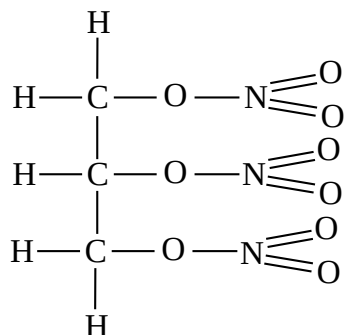
W cząsteczce przedstawionego poniżej tłuszczu występują reszty różnych kwasów: heksadekanowego, butanowego i oktadekanowego



Poniższy rysunek przedstawia cząsteczkę tłuszczu, w której znajdują się reszty różnych kwasów nienasyconych.

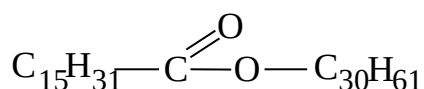


Oprócz tłuszczów, które są estrami propanotriolu i kwasów organicznych, znany jest ester propanotriolu i kwasu nieorganicznego. Estrem tym jest nitrogliceryna wywodząca się od kwasu azotowego(V). Wzór strukturalny nitrogliceryny zapisujemy:



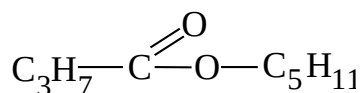
10.3. Inne estry występujące w przyrodzie. Zastosowanie estrów.

Oprócz tłuszczów w przyrodzie występuje jeszcze wiele innych estrów. Estry te wywodzą się od różnych alkoholi jednowodorotlenowych, w cząsteczce których znajduje się dużo atomów węgla. Na przykład ester wywodzący się od kwasu heksadekanowego (palmitynowego) i triakosanolu (zwyczajowo zwanym alkoholem mirycylowym) występuje w wosku pszczelim. Wzór jego cząsteczki zapisujemy



Głównymi składnikami wosków występujących w przyrodzie są estry. Woski zabezpieczają między innymi liście przed nadmierną utratą wody.

W przyrodzie występują też estry, dzięki którym rośliny posiadają specyficzny zapach. W owocach pasternaku występuje ester pochodzący od kwasu butanowego i pentanolu, którego wzór zapisujemy:

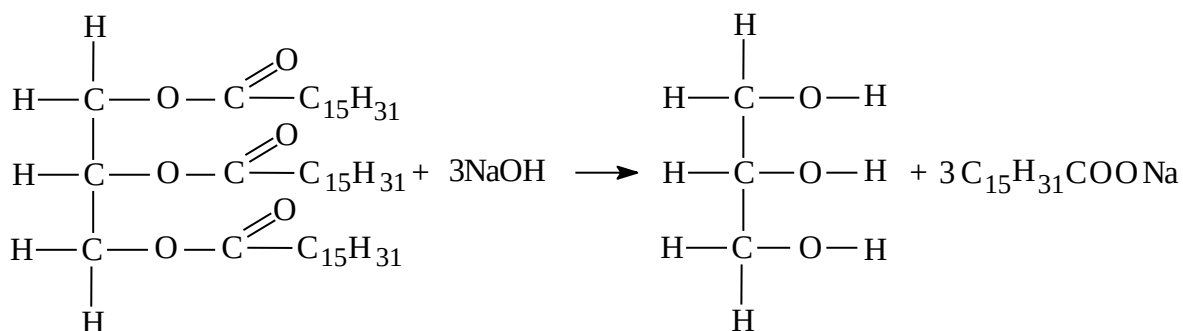


Estry znalazły olbrzymie zastosowanie w życiu człowieka. Tłuszcze są jednym z niezbędnych składników pokarmowych. Służą też do wyrobu maści i kremów kosmetycznych. Estry ciekłe używane są jako rozpuszczalniki. Ester kwasu etanowego i etanolu jest głównym składnikiem zmywacza lakieru do paznokci. Wiele estrów znalazło zastosowanie jako esencje zapachowe. Dzięki ich nietoksyczności mogą być dodawane do mydeł, dezodorantów a nawet jako esencje do produktów spożywczych.

Poniższa tabelka zawiera przykłady estrów o znanych nam zapachach

Zapach estru	Wzór estru	Ester wywodzi się od	
		kwasu	alkoholu
rumu	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	metanowego	etanolu
maliny	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_4\text{H}_9$	metanowego	butanolu
śliw	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_5\text{H}_{11}$	metanowego	pentanolu
pomarańczy	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_{10}\text{H}_{21}$	metanowego	dekanolu
jaśminu	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_2-\text{C}_6\text{H}_5$	metanowego	benzylowego
banana	$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_5\text{H}_{11}$	etanowego	pentanolu
ananasa	$\text{C}_3\text{H}_7-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	butanowego	etanolu
pigwy	$\text{C}_8\text{H}_{17}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	nonanowego	etanolu
mięty	$\text{C}_6\text{H}_5-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	benzoesowego	etanolu

Z tłuszczów otrzymuje się mydła. W czasie gotowania tłuszczów z wodorotlenkiem sodu zostaje odtworzony alkohol, w tym przypadku propanotriol. Z reszty kwasu powstaje sól, czyli mydło. Poniżej przedstawione jest równanie reakcji jednego z tłuszczów z wodorotlenkiem sodu.



Reakcja ta nosi nazwę hydrolizy tłuszczu; dawniej nazywano ją zmydleniem, ponieważ w jej wyniku otrzymywano mydło.

10.4. Węglowodany czyli cukry. Glukoza i fruktoza

Nazwa cukier kojarzy się wam zapewne z czymś słodkim. W naszym życiu codziennym substancją o nazwie cukier słodzimy herbatę, dodajemy do wypieku ciast itd. Ale substancja o nazwie cukier jest tylko jednym z bardzo wielu związków chemicznych zaliczanych do cukrów. Niektóre z nich mają faktycznie smak słodki, ale wiele z nich takiego smaku nie posiada. Zapewne zdziwicie się, ale do cukrów zaliczamy również znaną wam skrobię i celulozę. Cukry podzielono na trzy grupy. Do pierwszej należą cukry proste. Do drugiej dwucukry, czyli takie cukry, których cząsteczka zbudowana jest z dwóch reszt cukrów prostych oraz wielocukry, których cząsteczka zbudowana jest z wielu reszt cukrów prostych. Nazwa węglowodany pochodzi od tego, że w większości cukrów stosunek ilości atomów wodoru do ilości atomów tlenu jest taki jak w wodzie i wynosi 2 : 1, to znaczy że liczba atomów wodoru w cząsteczce jest dwa razy większa niż liczba atomów tlenu. Wzory sumaryczne cukrów można przedstawić przy pomocy ogólnego wzoru $\text{C}_m\text{H}_{2n}\text{O}_n$.



**Występowanie cukrów
w przyrodzie**



Rys. 95. Występowanie cukrów w przyrodzie

Cząsteczki cukrów zbudowane są tylko z atomów trzech pierwiastków: węgla, wodoru i tlenu.

Doświadczenie 117: Do probówki nasypcie trochę glukozy. Zaobserwujcie jak wygląda. Następnie nalejcie do tej probówki około 2 cm^3 wody, wytrząśnijcie zawartość probówki. Jaki smak ma otrzymany roztwór. Co zaobserwowaliście?

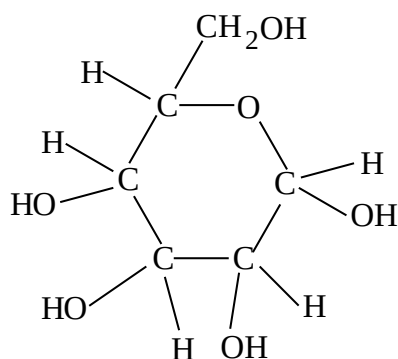
Glukoza jest substancją białą, krystaliczną, łatwo rozpuszczalną w wodzie, słodką. Jest substancją nietoksyczną.

Doświadczenie 118 Do probówki nalejcie około 4 cm^3 roztworu glukozy, kilka- naście kropli roztworu siarczynu(VI) miedzi(II) i około 1 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu. Zawartość probówki ogrzewajcie w płomieniu palnika. Co zaobserwowaliście?

W probówce zniknęło niebieskie zabarwienie roztworu i wytrącił się osad o barwie ceglastej. Osadem tym jest tlenek miedzi(I) o wzorze Cu_2O . W roztworze przed reakcją znajdowały się jony Cu^{2+} natomiast w Cu_2O występują jony Cu^+ . Ponieważ ładunek jonów miedzi zmniejszył się, mówimy że glukoza zredukowała jony miedzi(II) do jonów miedzi(I). Zatem glukoza wykazuje właściwości redukujące. Podobnie jak glukoza właściwości redukujące wykazują inne cukry proste.

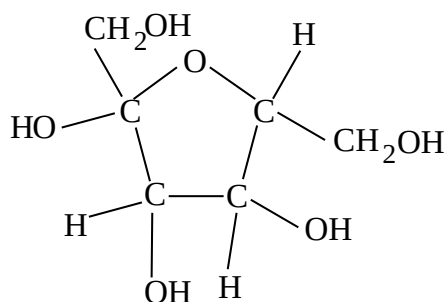
Glukoza jest jednym z najczęściej występujących w przyrodzie cukrów prostych.

Cząsteczki cukrów prostych tworzą pierścienie. Pierścień cząsteczki cukrów zbudowany jest z atomów węgla i atomu tlenu. Chociaż w cząsteczce glukozy znajduje się sześć atomów węgla, to jej pierścień zbudowany z pięciu atomów węgla i jednego atomu tlenu. Do atomów węgla w cząsteczce glukozy przyłączonych jest pięć grup wodorotlenowych ($-\text{OH}$). Dlatego wzór glukozy zapisujemy:

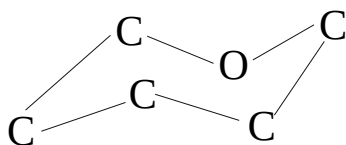


Innym bardzo rozpowszechnionym sześciowęglowym cukrem występującym w przyrodzie jest fruktoza, której pierścień zbudowany jest z czterech atomów węgla i jednego atomu tlenu

W cząsteczce fruktozy do atomów węgla przyłączonych jest również pięć grup wodorotlenowych



Przedstawione wzory strukturalne pokazują tylko schematycznie budowę cząsteczki glukozy i fruktozy. Faktycznie pierścienie nie są płaskie. Kształt pierścienia glukozy pokazuje poniższy rysunek:



Fruktoza ma podobne właściwości jak glukoza.

Glukoza i fruktoza występują w miodzie pszczelim oraz w owocach wielu roślin. Glukoza stosowana jest w medycynie jako preparat wzmacniający.

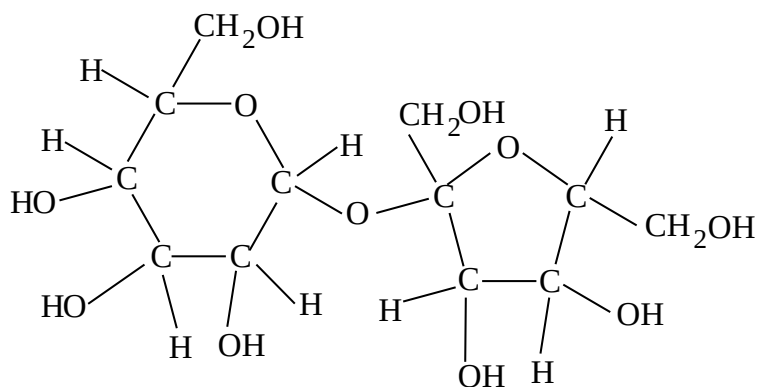
Cząsteczka glukozy i fruktozy zbudowana jest z sześciu atomów węgla. Znane są cukry, w cząsteczce których znajduje się więcej atomów węgla niż w cząsteczce glukozy i fruktozy oraz takie, w cząsteczce których jest mniej atomów węgla.

10.5. Sacharoza

Sacharozę zna każdy z was, jest to stosowany w gospodarstwie domowym cukier. Sacharoza należy do dwucukrów. Jej cząsteczka zbudowana jest z dużych fragmentów cząsteczki glukozy i fruktozy. Te duże fragmenty cząsteczek cukrów nazywamy resztami.

Z obserwacji w życiu codziennym możemy określić właściwości sacharozy. Jest to substancja biała, krystaliczna, dobrze rozpuszczalna w wodzie, nietoksyczna.

Poniższy wzór przedstawia schematyczną strukturę cząsteczki sacharozy. We wzorze wyraźnie widzimy po lewej stronie fragment cząsteczki glukozy, a po prawej fragment cząsteczki fruktozy.



Sacharoza występuje w przyrodzie w wielu roślinach. Najwięcej znajduje się jej w trzcinie cukrowej i korzeniach buraka cukrowego. Cukier, który kupujemy w sklepie, otrzymuje się w Polsce z buraków cukrowych, a w niektórych krajach z trzciny cukrowej.

Doświadczenie 119 Do probówki zawierającej około 4 cm^3 wody wsypcie około $0,1\text{ g}$ sacharozy. Zawartość probówki wymieszajcie. Następnie dodajcie kilkanaście kropli roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) i około 1 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu. Roztwór w probówce ogrzewajcie do wrzenia w płomieniu palnika. Co zaobserwowaliście?

Roztwór nie uległ zmianie. Z czego wnioskujemy, że sacharoza nie posiada właściwości redukujących.

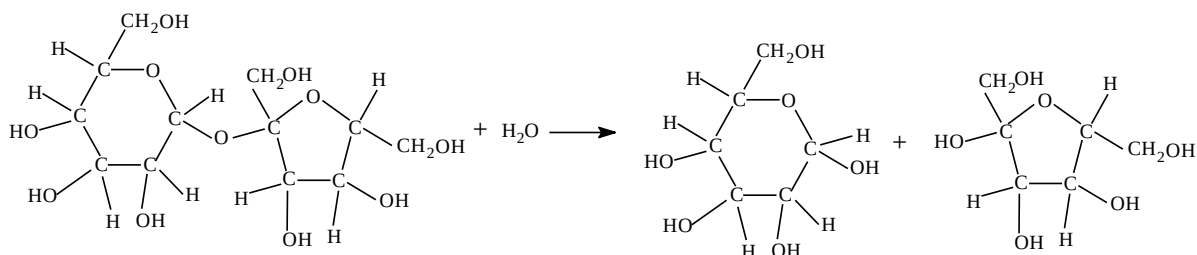
Doświadczenie 120: Do chłodnego roztworu z doświadczenia 117 dodajcie roztworu kwasu solnego aż uniwersalny papierek wskaźnikowy zmieni barwę na czerwoną a następnie roztwór ogrzewajcie kilka minut do wrzenia. Do chłodnego roztworu dodajcie ostrożnie roztwór wodorotlenku sodu do momentu gdy uniwersalny papierek wskaźnikowy zmieni barwę na niebieską. Lekko ogrzejcie zawartość probówki. Co zaobserwowaliście?

W probówce zniknęło niebieskie zabarwienie roztworu i wytrącił się osad o barwie ceglastej. Osadem tym jest tlenek miedzi(I) o wzorze Cu_2O . Dowodzi to że w czasie ogrzewania sacharozy z kwasem solnym zaszła reakcja w wyniku której powstały substancje redukujące jony Cu^{2+} .

W czasie ogrzewania sacharozy w wodnym roztworze zawierającym dużo jonów oksoniowych jej cząsteczka reaguje z cząsteczką wody, w wyniku czego powstaje cząsteczka glukozy i fruktozy posiadające właściwości redukujące.

Reakcję wielocukru z wodą w wyniku której powstają cukry proste (lub cukry o krótszym łańcuchu) nazywamy hydrolizą cukru.

Reakcję hydrolizy sacharozy wykorzystuje się do otrzymywania sztucznego miodu będącego mieszaniną glukozy i fruktozy..



10.6. Wielocukry

Ze skrobią i celulozą stykacie się prawie codziennie. Skrobia to przecież mąka używana w gospodarstwie domowym, a celuloza to wata używana do celów medycznych lub kosmetycznych.

Doświadczenie 121: *Do probówki nasypcie trochę mąki. Oglądnijcie zawartość probówki, a następnie dolejcie trochę wody i mocno wytrząsajcie. Co zaobserwowaliście?*

Doświadczenie 122: *Probówkę zawierającą wytrąsniętą mąkę z wodą ogrzewajcie w płomieniu palnika, intensywnie wstrząsając nią. Co zaobserwowaliście?*

Z obydwu doświadczeń możemy wyciągnąć wniosek: Skrobia jest substancją białą, nierozpuszczalną w zimnej wodzie. W gorącej wodzie pęcznieje i tworzy tzw. kleik skrobiowy.

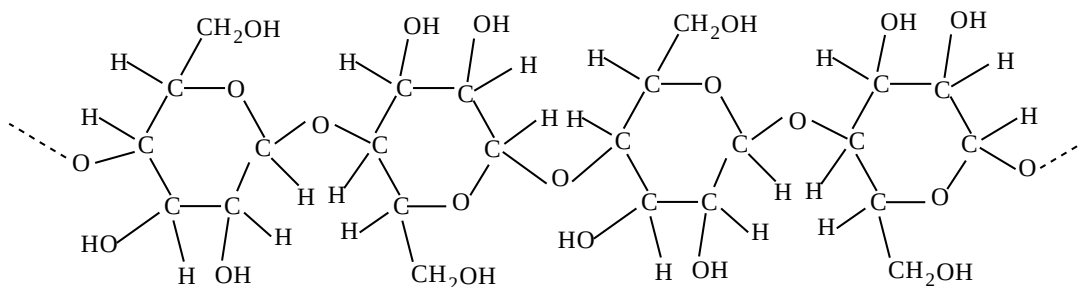
Z życia codziennego wnioskujemy, że skrobia jest nietoksyczna.

Doświadczenie 123: *Do probówki dajcie trochę celulozy (waty) i wody. Probówkę najpierw wytrząsajcie, a potem ogrzewajcie. Co zaobserwowaliście?*

Celuloza jest substancją białą, włóknistą, nierozpuszczalną w wodzie ani nie pęczniejącą w gorącej wodzie.

Celuloza należy do połączeń nietoksycznych.

Zarówno skrobia, jak i celuloza zbudowane są z reszt cząsteczek glukozy. Fragment



cząsteczki celulozy pokazuje poniższy wzór strukturalny:

Porównując skrobię i celulozę można zauważyć, że skrobia występująca w bulwach, nasionach lub kłęczach zbudowana jest z ziarenek, natomiast celuloza w roślinach z

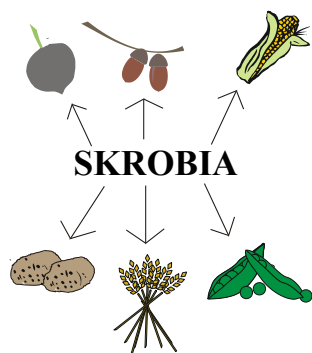
włókienek. Różnica pomiędzy skrobią a celulozą polega na sposobie powiązania ze sobą fragmentów glukozy. Jak domyślacie się, w celulozie połączone reszty glukozy tworzą łańcuch, natomiast w skrobi są one rozgałęzione.

***Doświadczenie 124:** Do probówki z otrzymanym kleikiem skrobiowym dodajcie kilka kropli jodiny lub roztworu jodu w roztworze jodku potasu. Taki sam roztwór dodajcie do probówki, w której znajduje się celuloza w wodzie. Co zaobserwowaliście?*

Kleik skrobiowy zabarwił się na kolor granatowo-niebieski. Natomiast w probówce z celulozą dodany roztwór nie zmienił swojego zabarwienia.

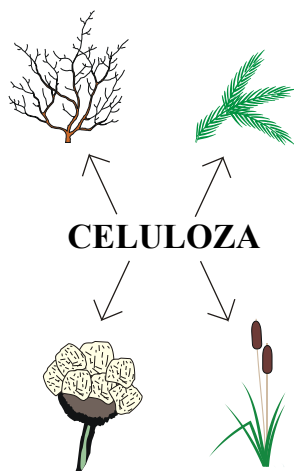
Skrobia tworzy z jodem połączenie o barwie niebieskiej, natomiast celuloza takiego połączenie nie daje. Reakcja z jodem służy do wykrywania skrobi w różnych produktach.

Skrobia występuje w nasionach, kłęczach i bulwach roślin.



Rys. 96. Występowanie skrobi w przyrodzie

Celuloza występuje w roślinach. Tworzy ona szkielet drzew, traw itp. W drzewach około 50% suchej masy stanowi celuloza. Ilość jej jest uzależniona od gatunku drzewa. W świerku znajduje się około 57% celulozy, w brzozie około 45%.



Rys. 97. Występowanie celulozy w przyrodzie

W owocach wielu roślin występują pektyny, które są wielocukrami. Obecność pektyn powoduje, że rozarty miąższ owoców po krótkim czasie ulega zgalaretowaceniu. Tą właściwość pektyn występujących w owocach wykorzystuje się do produkcji galaretek z owoców, bez innych dodatków. Do celów spożywczych do produkcji galaretek z owoców zawierających mało pektyn otrzymuje się pektyny z wysłodków buraków cukrowych.

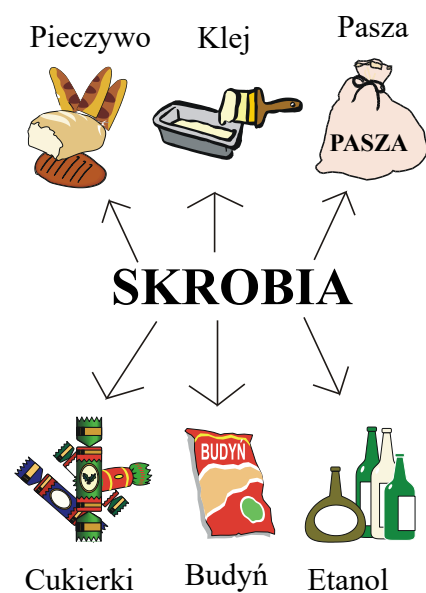
Oprócz wymienionych wcześniej wielocukrów wytwarzanych przez świat roślinny, znany jest wielocukier gromadzony jako substancja zapasowa w organizmach zwierzęcych. Wielocukrem tym jest glikogen. Glikogen zbudowany jest z dużej liczby reszt glukozy. Glikogen jest łatwo rozpuszczalny w wodzie i z jodem daje czerwono-brunatne zabarwienie.

10.7. Zastosowanie skrobi.

Skrobia jest używana głównie jako pokarm. Spożywamy ją bezpośrednio, jak na przykład ziemniaki, kukurydzę lub w postaci przetworzonej, jak makarony, budynie, kisiele. Ze skrobi produkuje się też niektóre rodzaje klejów. Organizm człowieka nie ma możliwości trawienia celulozy, natomiast ma możliwość trawienia skrobi.

Skrobia w pewnych warunkach, np. w obecności enzymów reaguje z wodą, w wyniku czego rozpada się na mniejsze fragmenty, noszące nazwę dekstryn. Końcowym produktem reakcji dekstryn z wodą jest glukoza. Proces ten nosi nazwę hydrolizy skrobi.

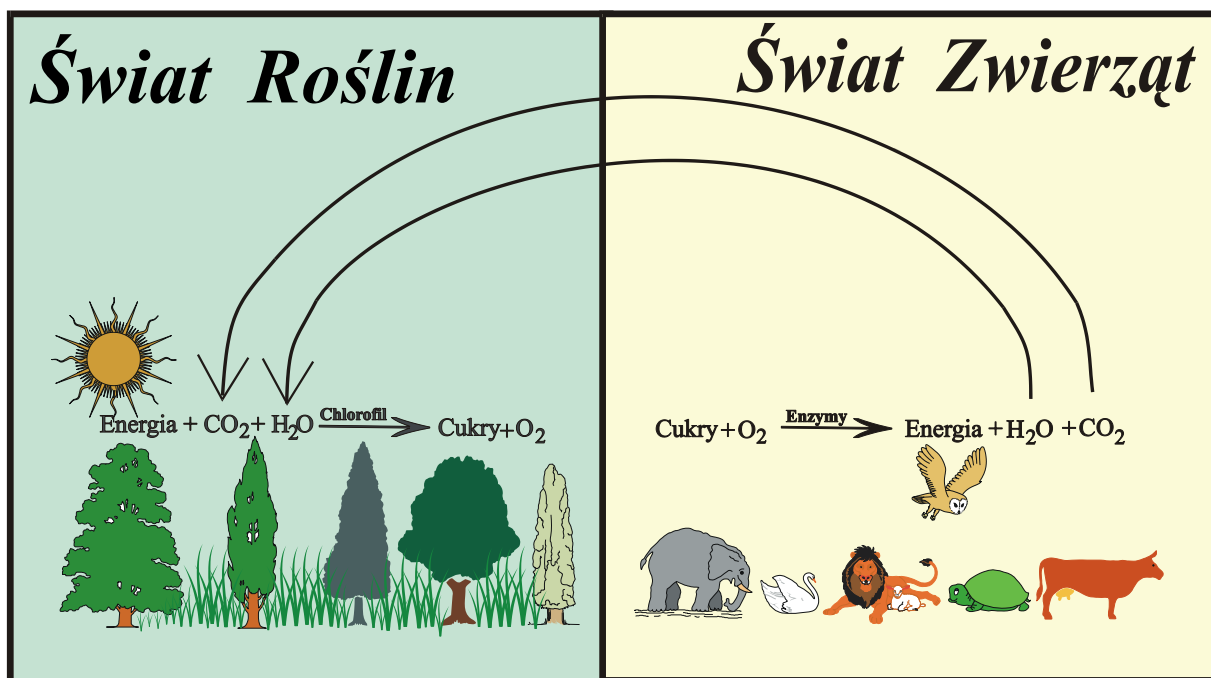
Produkt częściowej hydrolizy skrobi nazywa się cukrem ziemniaczanym, gdyż posiada smak słodki i używany jest do produkcji wyrobów cukierniczych.



Rys. 98. Zastosowanie skrobi

Skrobia poddana procesowi hydrolizy używana jest w gorzelniach do wyrobu etanolu

Pod wpływem energii słonecznej dzięki chlorofilowi w roślinach z wody i tlenku węgla(IV) powstają cukry. Proces ten nosi nazwę fotosyntezy. W procesie tym rośliny obok cukru wytwarzają tlen. Organizmy zwierzęce spożywają wytworzone przez rośliny cukry. Wydzielona energia niezbędna do podtrzymania procesów życiowych.

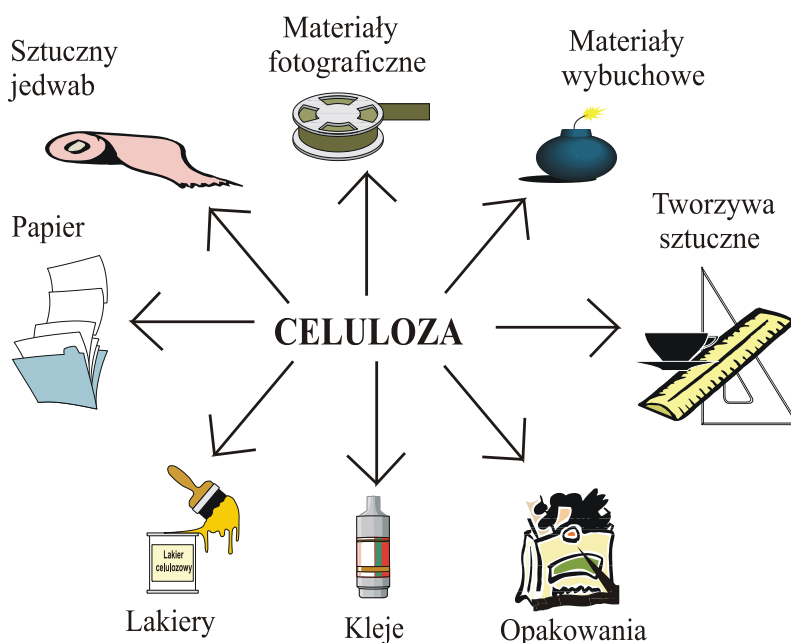


Rys. 99

10.8. Przerób celulozy

Celuloza stanowi bardzo cenny produkt przemian biologicznych. Człowiek wykorzystywał ją od najdawniejszych czasów. Z włókien celulozowych wyrabiał nici, z których tkął tkaniny. Do dzisiaj uprawia się rośliny, z których otrzymuje się włókna celulozowe. Należą do nich len, konopie, bawełna, juka. Z celulozy wyrabia się papier. W odpowiedni sposób otrzymana i przerobiona celuloza, to wata używana do celów leczniczych i kosmetycznych. Jednak nie wszystkie rośliny wytwarzają celulozę, którą można bezpośrednio wykorzystać. Z jednych roślin otrzymuje się dłuższe, z innych krótsze włókna celulozowe. Z jednych stosunkowo łatwo wydziela się włókna celulozowe, z innych trudniej. Dlatego też część celulozy poddaje się dodatkowej przeróbce. Celulozę przy pomocy związków chemicznych przeprowadza się w roztwór, z którego potem wyciąga się długie cienkie nitki. W ten sposób otrzymuje się jedwab sztuczny. Ponieważ w cząsteczce celulozy tak jak w alkoholach znajdują się grupy wodorotlenowe, poddaje się ją reakcji estryfikacji. Jeżeli do estryfikacji używa się kwasu azotowego, otrzymuje się nitrocelulozę (z której otrzymuje się materiały wybuchowe);

dawniej otrzymywano z niej tworzywa sztuczne. (Przykładem takiego tworzywa jest celuloid). Zostały one jednak wycofane ze względu na ich łatwą palność. Obecnie estryfikacje przeprowadza się tak, aby wprowadzić reszty kwasu etanowego. Otrzymane w ten sposób tworzywo nie jest już łatwo palne. Z celulozy otrzymuje się też kleje i lakiery celulozowe.



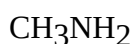
Rys. 100. Co można otrzymać z celulozy

Przemysł przetwórstwa celulozy oprócz wielu cennych produktów wytwarza olbrzymie ilości zanieczyszczeń. W okolicach wytwórni papieru pracujących na tradycyjnych technologiach zanieczyszczone są rzeki i potoki. Dlatego bardzo ważnym jest zmienienie tych technologii i opracowanie takiego sposobu pracy tych zakładów, aby obieg wody był zamknięty, a wszelkie zanieczyszczenia nie opuszczały zakładu produkcyjnego

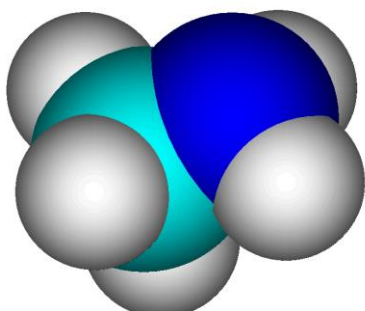
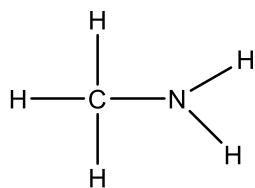
10.9. Aminy

Dotychczas omawialiśmy tylko takie związki chemiczne, których cząsteczki zbudowane były z atomów węgla i wodoru lub węgla, wodoru i tlenu. W wielu różnych związkach organicznych występuje też azot. Dużą grupę połączeń, w cząsteczce których występuje ten pierwiastek stanowią aminy. Do amin zaliczamy związki chemiczne, w cząsteczce których znajduje się grupa aminowa -NH_2 .

Najprostszą aminą jest metyloamina o wzorze:

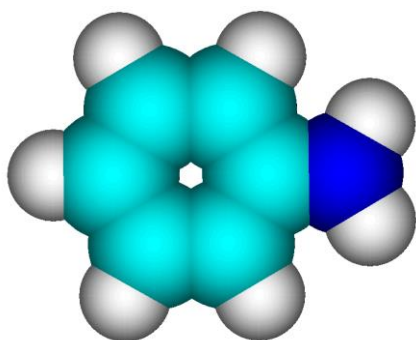
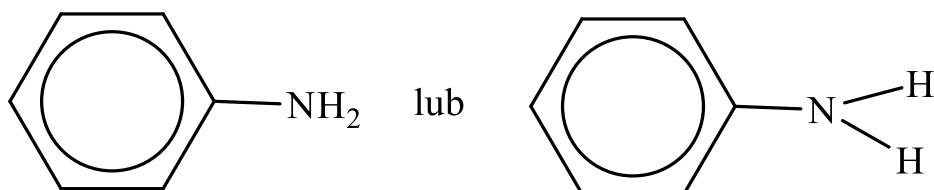


Jej pełną strukturę przedstawia wzór:



Rys. 101. Model cząsteczki metyloaminy

Grupa aminowa może być przyłączona nie tylko do atomu węgla w łańcuchu węglowym, ale również do atomu węgla w pierścieniu benzenowym:

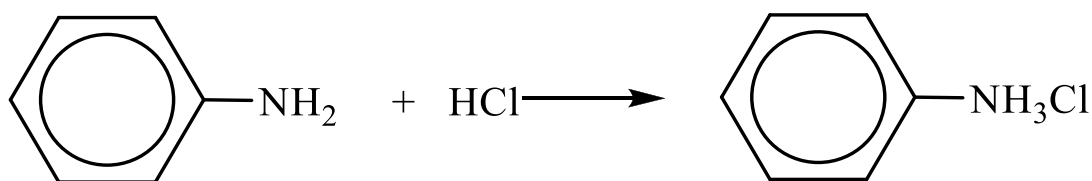


Rys. 102. Model cząsteczki aniliny

Doświadczenie 125: Do probówki zawierającej mieszaninę aniliny i wody dodajcie około 1 cm³ kwasu solnego, zawartość probówki dokładnie wymieszajcie. Co zaobserwowaliście?

Anilina uległa rozтворzeniu. Pomiędzy aniliną a kwasem solnym zaszła reakcja w wyniku której powstało połączenie łatwo rozpuszczalne w wodzie.

Aminy uważa się za związki chemiczne, które powstały poprzez podstawienie w cząsteczce amoniaku jednego atomu wodoru resztą organiczną. Aminy w wielu przypadkach reagują podobnie jak amoniak. Dlatego przebieg naszej reakcji zapiszemy:

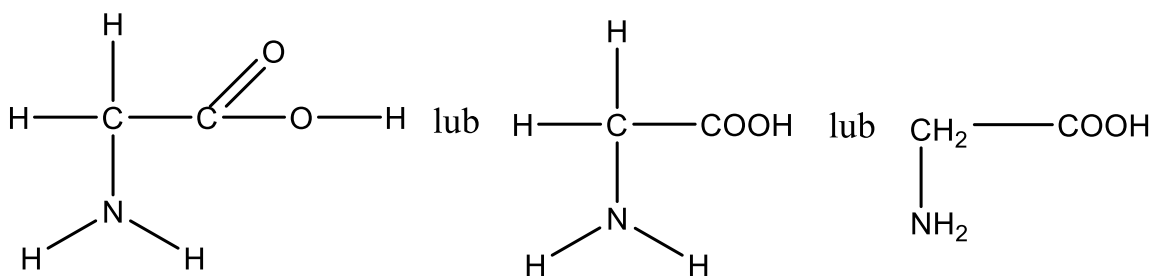


Aminy są związkami chemicznymi trudno rozpuszczalnymi w wodzie. Są to połączenia w większości przypadków toksyczne, a niektóre z nich nawet rakotwórcze.

10.10. Aminokwasy

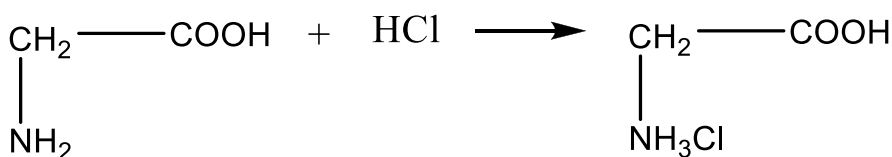
Aminokwasy są to takie połączenia, w cząsteczce których znajdują się grupy: aminowa i karboksylowa.

Najprostszym aminokwasem jest kwas aminoetanowy, zwany pospolicie glicyną.



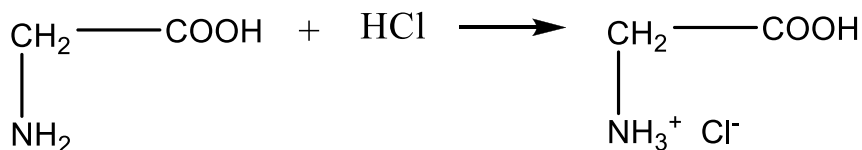
Aminokwasy z racji posiadania w swej cząsteczce grup funkcyjnych, charakterystycznych dla amin i dla kwasów karboksylowych, będą w reakcjach z wodorotlenkami reagowały jak kwasy, a w reakcjach z kwasami jak zasady

Kwas aminoetanowy z kwasem solnym reaguje zgodnie z równaniem:

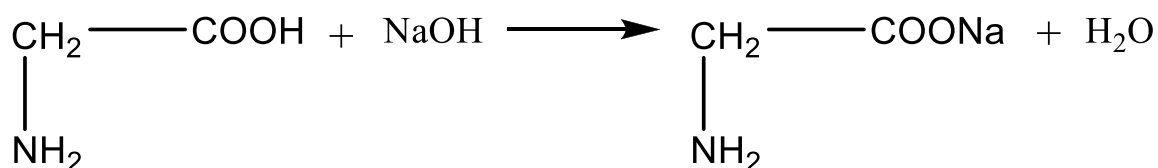


Z równania reakcji widzimy, że w reakcji bierze udział grupa aminowa.

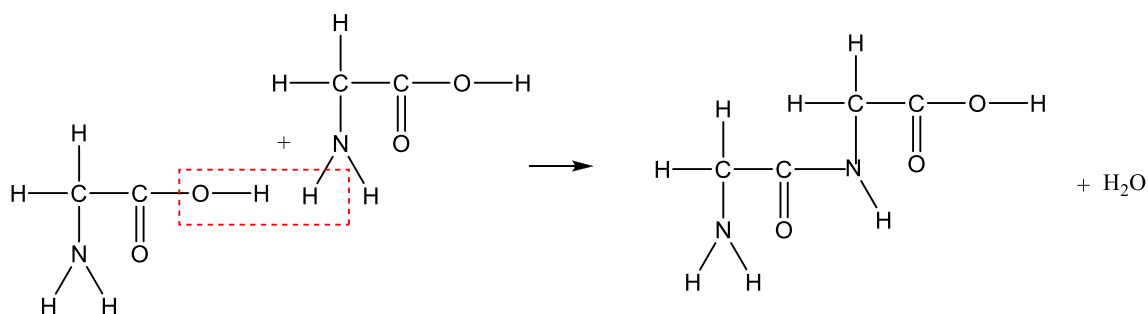
Natomiast w reakcji z wodorotlenkiem sodu udział bierze grupa karboksylowa. Przebieg tej reakcji zapiszemy przy pomocy równania:



Aminokwasy posiadają jeszcze jedną właściwość, a mianowicie mogą one reagować ze sobą. Przebieg takiej reakcji pokazuje poniższe równanie:

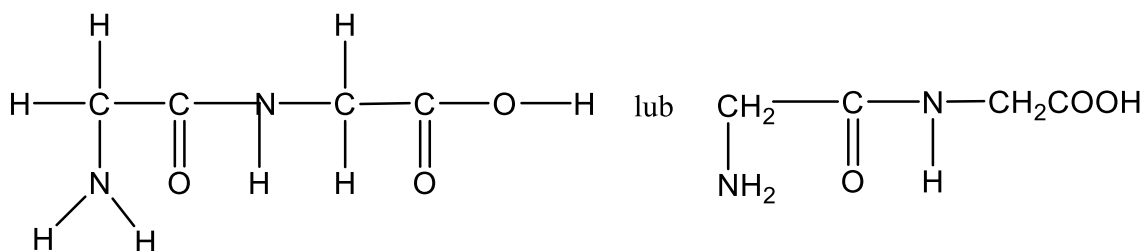


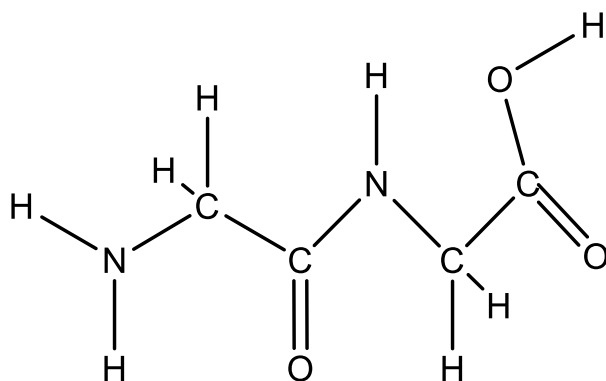
Aminokwasy posiadają jeszcze jedną właściwość, a mianowicie mogą one reagować ze sobą. Przebieg takiej reakcji pokazuje poniższe równanie:



Linia przerywaną obwiedziono te elementy, z których powstała cząsteczka wody.

Ponieważ wzór strukturalny nie oddaje faktycznego ułożenia atomów w cząsteczce, a jedynie pokazuje jak atomy są ze sobą powiązane, produkt reakcji możemy zapisać w bardziej wygodnej formie:

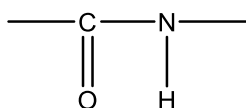




Rys. 100. Szkielet cząsteczki powstałej w wyniku połączenia ze sobą dwóch cząsteczek kwasu aminoetanowego.

W wyniku reakcji powstała cząsteczka składająca się z obszernych fragmentów kwasu aminoetanowego. Fragmenty te nazywamy resztami aminokwasów.

W cząsteczce powstałego związku możemy wyróżnić ugrupowanie:

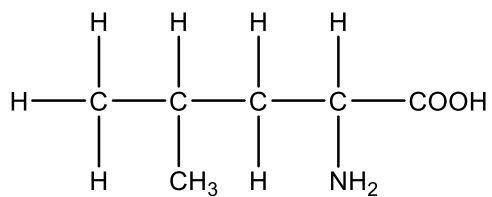


które nazywamy wiązaniem peptydowym. Ugrupowanie takie powstaje zawsze tam, gdzie nastąpiło połączenie ze sobą dwóch cząsteczek w wyniku reakcji grupy karboksylowej z grupą aminową.

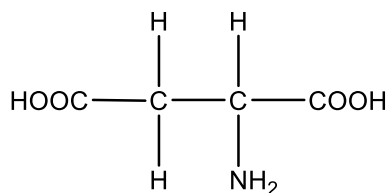
Zapamiętaj: Ugrupowanie -CONH- nosi nazwę wiązania peptydowego

W przyrodzie aminokwasy występują głównie nie jako pojedyncze cząsteczki, a w połączeniu z innymi cząsteczkami aminokwasów lub z innymi związkami chemicznymi. Z połączeń, które występują w przyrodzie wydzielono ponad 20 aminokwasów. Aminokwasy te różnią się między sobą długością łańcucha węglowego, ilością grup aminowych, karboksylowych. Mogą też posiadać w cząsteczce inne grupy funkcyjne. Ponieważ nie znamy jeszcze zasad nazywania bardziej skomplikowanych związków chemicznych, dlatego wymieniając niektóre aminokwasy występujące w przyrodzie będziemy używali ich nazw zwyczajowych.

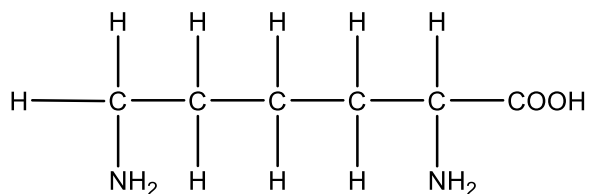
Przykładem aminokwasu o długim łańcuchu węglowym jest leucyna.



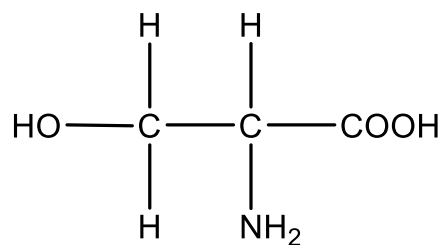
W cząsteczce kwasu asparaginowego występują dwie grupy karboksylowe:



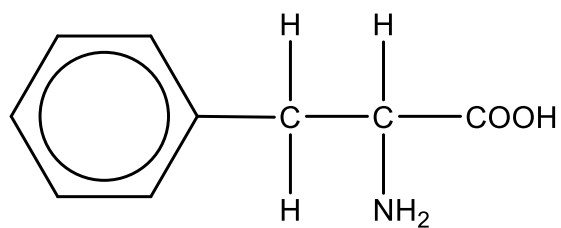
Natomiast w cząsteczce lizyny znajdują się dwie grupy aminowe.



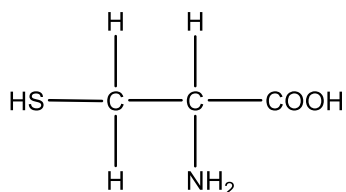
Grupa hydroksylowa znajduje się w cząsteczce seryny:



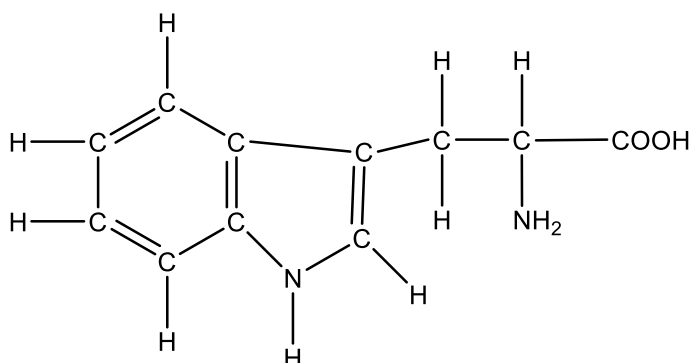
W cząsteczce fenyloalaniny oprócz krótkiego łańcucha węglowego znajduje się pierścień benzenowy:



W cząsteczce cysteiny znajduje się nieznaną wam jeszcze grupa -SH:



W przyrodzie występują też aminokwasy o bardziej skomplikowanej budowie; przykładem takiego aminokwasu jest tryptofan:



Niektóre z aminokwasów stosowane są jako leki.

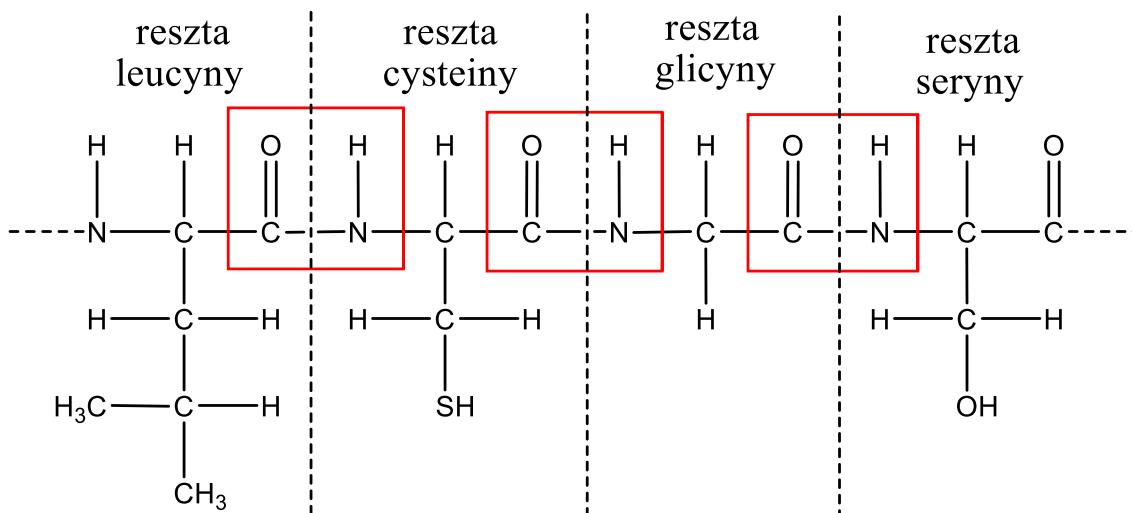
10.11. Białka

Białka są niezwykle ważnymi dla życia związkami chemicznymi. Są one obecne we wszystkich komórkach roślinnych i zwierzęcych. Pełnią one bardzo różnorodne funkcje w procesach życiowych. Zbudowane są z nich tkanki, są podstawowym składnikiem naszego pożywienia, chronią nasz organizm przed zakażeniem, uczestniczą w procesie krzepnięcia krwi oraz w wielu innych procesach, od których uzależnione jest nasze życie. Każdy rodzaj białka ma inną, specyficzną dla siebie budowę.

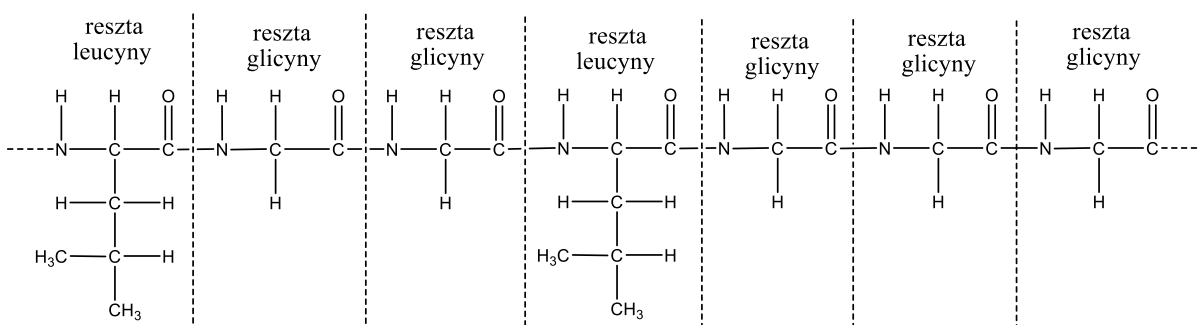
Cząsteczka białka zbudowana jest z bardzo wielu obszernych reszt aminokwasów. W organizmach żywych występują też polipeptydy, których cząsteczka zbudowana jest z mniejszej liczby reszt aminokwasów niż białka. Reszty te zarówno w białkach jak i polipeptydach powiązane są ze sobą wiązaniami peptydowymi. O właściwościach danego białka i polipeptydu decyduje między innymi rodzaj reszt aminokwasów i kolejność, w jakiej są one ze sobą powiązane. Białka są związkami o bardzo skomplikowanej budowie i zawierają oprócz reszt aminokwasów także reszty innych związków chemicznych.

Poniżej przedstawiony jest drobny fragment polipeptydu o nazwie insulina, w którym to fragmencie połączone są ze sobą reszty czterech różnych aminokwasów. Liniami

przerzywanymi oddzielone są od siebie fragmenty pochodzące od opisanych nad nimi aminokwasów. W ramki zostały ujęte wiązania peptydowe



Poniżej jest przedstawiony inny fragment insuliny, zbudowany z ośmiu reszt dwóch aminokwasów: leucyny i glicyny



Doświadczenie 126: Do próbki nalejcie trochę białka kurzego i dodajcie dwie krople stężonego kwasu azotowego(V). Co zaobserwowaliście?

Białko uległo strąceniu i zabarwiło się na żółto. Próba, którą przeprowadziliście, jest próbą charakterystyczną dla białek i nosi nazwę reakcji ksantoproteinowej.

Doświadczenie 127: Na szkiełko zegarkowe połóżcie kawałek białej wełny i nalejcie na nią kilka kropli stężonego kwasu azotowego(V). Co zaobserwowaliście?

Wełna uległa zabarwieniu na żółto. Jest to dowód, że wełna z której robimy nasze okrycia jest włóknem białkowym.

Przy pomocy reakcji ksantoproteinowej możemy łatwo stwierdzić, czy używany przez nas produkt jest substancją naturalną, białkową, czy tylko jej imitacją z tworzywa sztucznego.

Doświadczenie 128: Do probówki nalejcie około 2 cm^3 roztworu białka kurzego, następnie dodajcie 2 cm^3 10% roztworu wodorotlenku sodu i parę kropli 1% roztworu siarczanu(VI) miedzi(II). Co zaobserwowaliście?

Roztwór przyjął niebieskofioletowe zabarwienie.

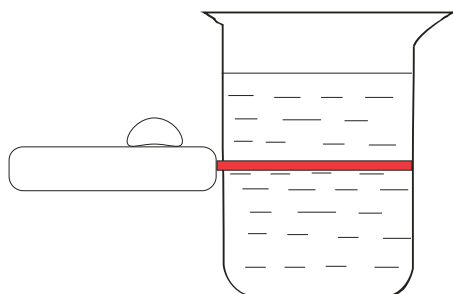
Reakcja ta jest drugą reakcją charakterystyczną dla białek i nosi nazwę reakcji biuretowej. Reakcja ta spowodowana jest występowaniem w białkach wiązań peptydowych.

Białka w obecności katalizatorów, jakimi są między innymi enzymy, reagują z wodą. W wyniku tej reakcji otrzymujemy aminokwasy. Proces ten nosi nazwę hydrolizy białek.

Białka ulegają również procesowi rozkładu. W procesach tych tworzy się, jak pamiętacie, amoniak i siarkowodór. Amoniak tworzy się, ponieważ w białkach znajduje się azot. Natomiast siarkowodór tworzy się z siarki zawartej w resztach niektórych aminokwasów wchodzących w skład białek. Teraz już wiecie dlaczego w ciągach kanalizacyjnych, do których dostają się różne odpadki, wydziela się amoniak i siarkowodór.

10.12. Roztwory koloidalne

Doświadczenie 129: Do jednej zlewki nalejcie roztworu cukru, do drugiej roztworu białka kurzego, a do trzeciej rozmąconą w wodzie drobno sproszkowaną kredę. W celu wykonania tej próby musicie zaciemnić pomieszczenie i na zlewki skierować kolejno wąską smugę światła ze wskaźnika laserowego. Doświadczenie przeprowadźcie zgodnie z rysunkiem. Co zaobserwowaliście?



Rys. 103. Doświadczenie pokazujące efekt Tyndalla.

Przy przepuszczaniu światła przez zlewkę z roztworem białka kurzego oraz z rozmąconą kredą zauważyliśmy powstanie smugi światła. W przypadku zlewki z roztworem cukru nie

było takiego efektu. Smuga światła powstała, ponieważ promienie światła odbijały się od cząsteczek znajdujących się w wodzie. Jest to dowodem, że cząsteczki znajdujące się w wodzie były odpowiednio duże, aby odbić od siebie promienie światła. Natomiast w roztworze cukru cząsteczki są zbyt małe, aby mogły odbić promienie światła. Rozpraszania promieni światła przez cząsteczki nosi nazwę efektu Tyndalla.

Doświadczenie 130: *Wszystkie trzy zlewki pozostawcie w spokoju i obserwujcie co się w nich dzieje.*

Po pewnym czasie widzimy, że w zlewce z kredą drobno zmielone kawałeczki kredy opadły na dno. W pozostałych zlewkach nie zauważyliśmy żadnych zmian.

Kawałeczki kredy opadły na dno, ponieważ były zbyt duże, aby ruch cząsteczek wody był w stanie zniwelować działanie na nie siły przyciągania ziemskiego.

W zlewce z cukrem mieliśmy roztwór, który nazywamy roztworem rzeczywistym. Roztwór białka nosi nazwę roztworu koloidalnego. A mieszanina wody z drobno- zmieloną kredą nazywa się zawiesiną.

Porównajmy właściwości i cechy roztworu rzeczywistego, koloidalnego i zawiesiny.

Rodzaj roztworu	Roztwory rzeczywiste	Roztwory koloidalne	Zawiesiny
Wielkość cząsteczek substancji wprowadzonej do roztworu	poniżej 10^{-9}m	$10^{-7} - 10^{-9}\text{m}$	powyżej 10^{-7}m
Efekt Tyndalla	nie dają	dają	dają
Opadanie cząsteczek	nie opadają	nie opadają	opadają
Przykłady	roztwory kwasów, soli, gazów, alkoholi itp.	roztwory białek, skrobi, związków chemicznych o dużych cząsteczkach	woda w rzece, w kałużach po burzy

Doświadczenie 131: *Do siedmiu probówek nalejcie po około 2 cm^3 roztworu białka kurzego. Następnie do każdej nalejcie po 2 cm^3 : do pierwszej nasyconego roztworu chlorku sodu, do drugiej roztworu kwasu siarkowego(VI), do trzeciej roztworu wodorotlenku sodu, do czwartej roztworu azotanu(V) ołowiu(II), do piątej etanolu, do szóstej formaliny. Zawartość siódmej probówki ogrzejcie do wrzenia. Co zaobserwowaliście?*

We wszystkich probówkach powstały małe kłaczkowate wytrąsiny widocznej zawiesiny. Proces ten nosi nazwę koagulacji. W naszym przypadku nastąpiła koagulacja białka.

Doświadczenie 132: Do wszystkich probówek z poprzedniego doświadczenia nalejcie po około 10 cm³ wody destylowanej i dokładnie wytrząśnijcie zawartość probówek. Co zaobserwowaliście?

W probówce, w której na roztwór białka działaliśmy chlorkiem sodu zniknęły kłaczk i znowu powstał roztwór koloidalny. W pozostałych probówkach pozostały skoagulowane cząsteczki białka. Proces odwracalnej koagulacji białka nosi nazwę wysalania białka. Natomiast koagulacja nieodwracalna nosi nazwę denaturacji białka.

Wykorzystujemy zarówno zjawisko wysalania białka, jak i jego denaturację.

Wysalanie białka znalazło zastosowanie do konserwacji mięsa. Najpierw mięso traktuje się dużą ilością soli, co zabezpiecza je przed działaniem mikroorganizmów. Przed konsumpcją moczy się je usuwając z niego sól i doprowadza się je do stanu sprzed zasolenia.

Denaturacja białka znalazła zastosowanie do konserwacji preparatów anatomicznych. Wykorzystuje się ją też przy sporządzaniu potraw, na przykład jajecznicy.

10.13. Lekomania i narkomania

Człowiek wytwarza olbrzymią ilość związków chemicznych w różnych celach. Substancje te są wytwarzane na drodze syntezy, albo przez ekstrahowanie z organizmów roślinnych lub też są produkowane przez mikroorganizmy. Do prawidłowego funkcjonowania organizmu człowiek potrzebuje różnych substancji, jednych w ilościach większych, innych w mniejszych. Są też substancje, które stosujemy i spożywamy, aby pomóc naszemu organizmowi zwalczyć stany chorobowe. Niektóre substancje używamy dla przyjemności. Takie ilości słodczy, jakie zjadamy wcale nie są potrzebne naszemu organizmowi, ale jemy bo to nam sprawia przyjemność. Są jednak używki o wiele bardziej szkodliwe dla naszego organizmu niż słodczy. Wiele jest substancji szkodliwych dla naszego organizmu. Dlatego też trzeba sobie uświadomić sięgając po pierwszego w życiu papierosa, czy po pierwszy w życiu kieliszek wódki, p o c o t o r o b i ę ? Czy to ma przynieść upragnione szczęście? Słyszycie "jeden nie zaszkodzi", ale często tych jednych jest bardzo dużo. Organizm nasz jest ułomny, bardzo szybko przyzwyczajają się do tego czym go karmimy i jeżeli przestajemy go karmić zaczyna się tej "karmy" domagać. Jeżeli to czego się domaga nie jest dla niego szkodliwe to dobrze, ale nasz organizm przyzwyczajają się też do substancji, które są dla niego szkodliwe. Tak powstają uzależnienia od nikotyny, od alkoholu i od narkotyków. Takie samo uzależnienie może powstać od nadmiaru pewnych leków uspokajających, czy o podobnym psychotropowym działaniu.

Obecnie nad istnieniem człowieka zawisły dwie plagi, jedna to degradacja środowiska, a druga to narkomania i lekomania.

Dlatego nigdy nie nadużywaj leków, zwłaszcza tych łatwo dostępnych, które można nabyć bez recepty. Należą do nich między innymi na pozór niegroźne środki przeciw- bólowe.

Nie dawaj się namawiać na zażywanie żadnych środków odurzających i narkotyków. Każdy z tych środków, nawet ten o którym mówi się, że jest niegroźny, w konsekwencji prowadzi do uzależnienia.

Ludzie uzależnieni nigdy nie zaznają już spokojnego życia. Nie potrafią w pełni korzystać z tych przyjemności, które daje normalne życie. Konsekwencją narkomanii i alkoholizmu jest zniszczone zdrowie, brak normalnej rodziny. Ludzie ci, nie mogąc się pogodzić ze swoim losem, popełniają samobójstwa. Ich los jest ich własnym dramatem i dramatem społeczeństwa.

10.14. Wykorzystanie związków chemicznych do produkcji żywności

Coraz większa liczba ludności na Ziemi wymaga coraz większej produkcji żywności. Aby nie zachwiać równowagi ekologicznej nie powinno zwiększać się terenów uprawnych kosztem terenów leśnych. Dlatego jedyną drogą jest zwiększenie wydajności czyli osiągnięcie jak największych plonów z 1ha ziemi uprawnej. Z tego powodu od wielu lat stosuje się nawozy sztuczne. Nawozy te stosuje się albo jako jedyne źródło zasilania gleby, lub wspomagają one użyte wcześniej nawozy naturalne. Jako nawozów sztucznych używa się soli amonowych i azotanowych oraz mocznika w celu dostarczenia do gleby związków azotu. Sole pochodzące od kwasu fosforowego dostarczają związków fosforu. W celu dostarczenia związków zawierających jony potasu dostarcza się soli potasowych. Jako nawozy stosuje się też przetworzoną mączkę powstałą ze zmielonych kości zwierząt. Nawozy sztuczne w niewielkim stężeniu nie są szkodliwe dla organizmu człowieka, jednak niewłaściwe obchodzenie się z nimi może spowodować na ogół niegroźne jednak uciążliwe schorzenia. W czasie rozsypywania nawóz może dostać się do oczu (z wiatrem lub poprzez zatarcie oczu rękami na których znajdują się resztki nawozu) powodując ich stan zapalny. Jeżeli w postaci pyłu dostanie się do układu oddechowego, może spowodować jego podrażnienie. Niektóre nawozy zawierają mikroelementy, które po przedostaniu się do przewodu pokarmowego u osób wrażliwych na uczulenie mogą spowodować odczyny alergiczne.

Zwiększenie wydajności plonów jest uzależnione nie tylko od stopnia nawiezienia gleby, ale również od chronienia plonów przed szkodnikami i niszczenia roślin konkurencyjnych

czyli chwastów. Środki ochrony roślin określamy mianem pestycydów. Wśród pestycydów wyróżnia się głównie trzy grupy: Herbicydy używane do zwalczania chwastów. Zoocydy do zwalczania organizmów zwierzęcych. Oraz fungicydy będące preparatami grzybobójczymi.

Środki ochrony roślin zostały podzielone na pięć klas toksyczności. Najbardziej toksyczne są środki oznaczone jako I klasa. Wymagają one szczególnie ostrożnego obchodzenia się z nimi gdyż nawet w niewielkiej ilości mogą powodować zatrucie, wymagające natychmiastowej interwencji lekarza. Dlatego stosując środki ochrony roślin należy dokładnie przestrzegać instrukcji dołączonej do zakupionego środka. Naczynia w których sporządza się roztwory do opylania roślin nie mogą być używane do celów spożywczych. Zakupione preparaty powinny znajdować się w oryginalnych opakowaniach. W żadnym przypadku nie wolno ich przelewać do butelek lub słoików w których uprzednio znajdowały się produkty spożywcze.

10.15. Wykorzystanie mikroorganizmów do produkcji związków chemicznych

Człowiek od bardzo dawna wykorzystywał produkowane przez mikroorganizmy substancje chemiczne. Początkowo nie zdawał sobie z tego sprawy, nie wiedział dlaczego powstaje wino, a dlaczego ocet. Wiedział tylko czego należy użyć, aby te produkty otrzymać. Rozwijające się badania zarówno w biologii jak i chemii pozwoliły ustalić, co powoduje powstawanie wina, a co octu. Stwierdzono, że składnikiem który nadaje specyficzne właściwości wina jest etanol, a octu kwas etanowy (octowy). Nauczono się te substancje wydobywać z roztworów oraz oczyszczać. Kolejnym etapem było wykorzystanie tych substancji już w stanie czystym do innych celów. O zastosowaniu tych substancji dowiedzieliście się trochę na poprzednich lekcjach chemii.

Etanol jest produkowany przez jedną z odmian drożdży. Kwas octowy produkują, wykorzystując do tego celu etanol pewne rodzaje bakterii. Bardzo dużo mikroorganizmów wytwarza różne znane wam związki chemiczne, wykorzystując do tego celu skrobię lub cukry proste. Nie będziemy zajmowali się tym jak przebiegają te procesy, gdyż są one bardzo skomplikowane. Zwrócimy tylko uwagę na to, jak olbrzymie możliwości tkwią w biosyntezie. Biosyntezą nazywamy wytwarzanie związków chemicznych przez wyselekcjonowane do tego celu mikroorganizmy.

W czasie pierwszej wojny światowej wykorzystywano fermentację alkoholową do produkcji propanetriolu (gliceryny). Stwierdzono, że jeżeli fermentację prowadzi się w

obecności odpowiedniej ilości jonów fosforanowych to oprócz etanolu powstaje około 20% propanotriolu.

Stosowany w gospodarstwie domowym kwas cytrynowy, czyli kwas cytrynowy, produkowany jest poprzez pewne szczepy pleśni. Również na drodze biologicznej produkowany jest kwas mlekowy, który jak pamiętacie powstaje w procesie kiszenia kapusty. Znaczenie techniczne znalazła fermentacja zwana butanowo-acetonową. Pewne szczepy bakterii wytwarzają mieszaninę butanolu i acetonu. Proces ten znalazł praktyczne zastosowanie. Biosynteza ma swoje dobre strony, gdyż w wyniku działania bakterii, grzybów, drożdży czy pleśni otrzymujemy potrzebne nam substancje organiczne, wykorzystując do tego celu odpowiednie rośliny jako surowiec.

Na drodze biosyntezy otrzymuje się wiele leków. Tym sposobem syntezuje się różnorakie, tak powszechnie stosowane obecnie antybiotyki.

W procesach biologicznych mikroorganizmy wytwarzają też wiele innych substancji organicznych, np. znane wam kwasy: masłowy, propanowy, szczawiowy. Nie wszystkie jednak procesy biologiczne są wykorzystywane na skalę techniczną. W wielu przypadkach ze względu na zbyt małą wydajność dany proces jest nieopłacalny.

Należy wspomnieć, że wyhodowano mikroorganizmy, które potrafią "konsumować" niektóre zanieczyszczenia, np. przetwarzają węglowodory (pochodzące z ropy naftowej) w tlenek węgla(IV). Może to mieć znaczenie przy oczyszczaniu środowiska z zanieczyszczeń ropopochodnych.



Rys. 104. Jakie substancje mogą wytworzyć mikroorganizmy

Jednak i w tym przypadku musimy bacznie zwracać uwagę, aby nie posunąć się w wykorzystaniu biosyntezy za daleko, aby nie stała ona się taką "zmorą" jak prowadzona bez kontroli synteza czysto chemiczna wielu związków chemicznych.

Musimy pamiętać, że środowisko może tolerować zachwianie równowagi tylko do pewnego stopnia, zbyt duże zachwianie tej równowagi grozi klęską ekologiczną, od której w niektórych przypadkach byliśmy już tylko o krok.

Dlatego pamiętajcie: od Waszej znajomości chemii, od Waszego zachowania i od Waszych decyzji, gdy będziecie już dorośli będzie zależało jaki ten świat zostawicie Waszym dzieciom i wnukom.

Zamiast zakończenia

Kończymy już naukę chemii w gimnazjum. Niebawem rozpoczną się wakacje. Obcując z przyrodą starajcie się odnaleźć odbicie tego, o czym mówiliśmy na lekcjach chemii.

***Pamiętajcie, że największym i najwspanialszym
laboratorium chemicznym jest sama przyroda.***