

KLASYFIKACJA ZWIĄZKÓW NIEORGANICZNYCH

Opracowanie: dr hab. Barbara Stypuła, dr inż. Krystyna Moskwa

Związki nieorganiczne dzieli się najczęściej na:

- tlenki
- wodorki
- wodorotlenki
- kwasy
- sole
- związki niemetalii innych niż tlen, np. PCl_5 , CS_2 .

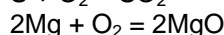
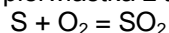
1. Tlenki.

Tlenki są to związki pierwiastków z tlenem, o wzorze ogólnym E_nO_m , gdzie E oznacza dowolny pierwiastek.

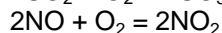
Otrzymywanie:

Do najważniejszych sposobów otrzymywania należą:

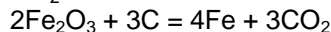
- bezpośrednia reakcja pierwiastka z tlenem, np.



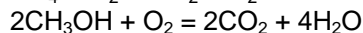
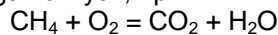
- utlenianie tlenków, np. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$



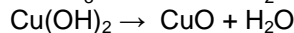
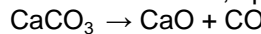
- redukcja tlenków, np. $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$



- spalanie związków organicznych, np.



- rozkład termiczny soli lub wodorotlenków, np.



Własności fizyczne:

Tlenki metali są zwykle ciałami stałymi, o dość dużej gęstości i o wysokich temperaturach topnienia ($500 - 300^\circ\text{C}$). W wodzie większość tlenków metali nie rozpuszcza się. Jedynie tlenki litowców i berylowców reagują chemicznie z wodą.

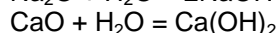
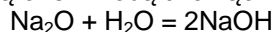
Tlenki niemetalii to najczęściej gazy: CO , CO_2 , SO_2 , SO_3 , NO , NO_2 , rzadko ciała stałe P_2O_5 (występujący w postaci bimerycznej P_4O_{10}). W większości tlenki niemetalii są dobrze rozpuszczalne w wodzie, z którą reagują dając kwasy tlenowe.

Własności chemiczne.

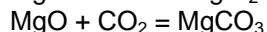
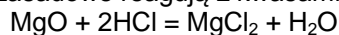
Analogicznie do zmian własności pierwiastków w układzie okresowym, zmieniają się również własności chemiczne tlenków. Elektryjność jest względną miarą zdolności przyciągania elektronów, a ściślej mówiąc pary elektronowej w wiązaniu atomowym przez atom pierwiastka. Ze wzrostem elektryjności wzrasta charakter niemetaliczny pierwiastka.

1.1. Tlenki zasadowe

Tlenki zasadowe są to tlenki metali, które łącząc się bezpośrednio lub pośrednio z wodą tworzą wodorotlenki. Tlenki metali grupy IA i IIA układu okresowego zwane są również bezwodnikami zasadowymi. Reagują one z wodą tworząc wodorotlenki o charakterze zasadowym, np:

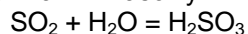


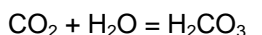
Tlenki zasadowe reagują z kwasami i tlenkami kwasowymi dając sole, np.



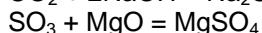
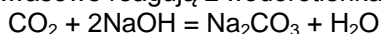
1.2. Tlenki kwasowe

Tlenki kwasowe są to tlenki niemetalii lub wyższe tlenki niektórych metali (np. CrO_3), zwane bezwodnikami kwasowymi. Reagują one z wodą tworząc kwasy tlenowe, np.



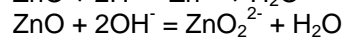
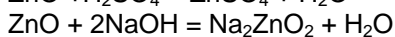
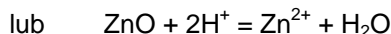
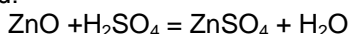


Tlenki kwasowe reagują z wodorotlenkami i tlenkami zasadowymi dając sole, np.



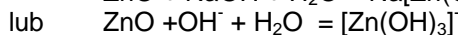
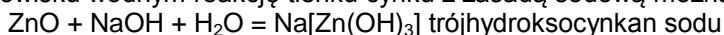
1.3. Tlenki amfoteryczne

Tlenki amfoteryczne są to tlenki reagujące zarówno z kwasami jak i z zasadami. Należą do nich tlenki pierwiastków grup głównych wykazanych na rys.II.2. oraz tlenki niektórych pierwiastków grup pobocznych takich jak tlenki cynku, manganu, chromu i innych o średniej wartości elektroujemności. Na przykład:

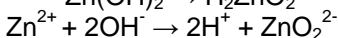
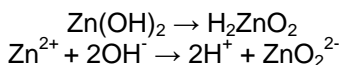
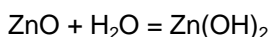


cynkan sodu

W środowisku wodnym reakcję tlenku cynku z zasadą sodową można również zapisać następująco:



Wodorotlenek amfoteryczny, powstający w środowisku wodnym z amfoterycznego tlenku, może w niewielkim stopniu odszczepiać jony H^+ lub jony OH^- , co można przedstawić schematycznie na przykładzie ZnO:



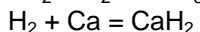
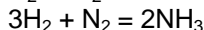
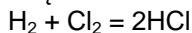
2. Wodorki.

Związki pierwiastków z wodorem o wzorze ogólnym H_nE nazywamy wodorkami,

gdzie n - wartościowość pierwiastka.

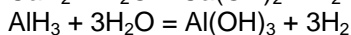
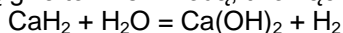
Otrzymywanie.

Większość wodorków można otrzymać przez bezpośrednią reakcję pierwiastków z wodorem, np.



Własności fizyczne i chemiczne.

Wodorki metali są ciałami stałymi, a wodorki niemetali występują przeważnie w postaci gazowej. Wodorki metali charakteryzuje wielka różnorodność własności chemicznych. Wodorki niektórych metali reagują gwałtownie z wodą, tworząc zasady i wydzielając wodór:

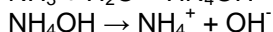
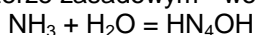


Wśród wodorków niemetali można wyróżnić trzy grupy w zależności od zachowania się względem wody:

2.1. Wodorki tlenowców i fluorowców rozpuszczają się w wodzie, tworząc kwasy beztlenowe, na przykład:



2.2. amoniak - jest on jedynym wodorkiem niemetalu, który reagując z wodą tworzy nietrwały związek o charakterze zasadowym - wodorotlenek amonu.



2.3. pozostałe wodorki niemetali nie reagują z wodą. Ich niewielka rozpuszczalność w wodzie polega na rozpuszczeniu fizycznym (mieszaniu).

3. Wodorotlenki.

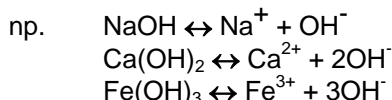
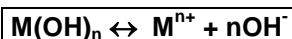
Wodorotlenki są to związki o ogólnym wzorze $\text{M}(\text{OH})_n$, gdzie:

M - metal

OH - grupa wodorotlenowa

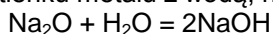
n - liczba grup wodorotlenowych równa wartościowości metalu

Wg. teorii Arrheniusa, wodorotlenki są to związki, które w roztworze wodnym ulegają dysocjacji elektrolitycznej z utworzeniem jonów wodorotlenkowych OH^-

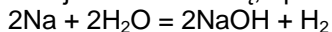


Otrzymywanie.

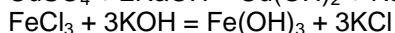
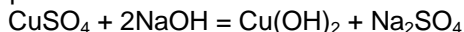
Wodorotlenki metali I i II grupy głównej układu okresowego otrzymuje się dwoma metodami: w reakcji tlenku metalu z wodą, np.



oraz w reakcji metalu z wodą, np.



Inne metale i ich tlenki w większości przypadków nie reagują z wodą, a ich wodorotlenki można otrzymać w reakcji roztworu wodnego soli danego metalu i wodorotlenku o silnych właściwościach zasadowych (NaOH, KOH), np.



Własności fizyczne i chemiczne.

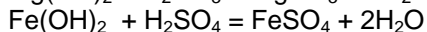
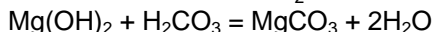
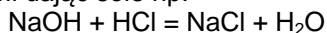
Wodorotlenki są na ogół ciałami stałymi. Niektóre wodorotlenki rozpuszczają się w wodzie, np. wodorotlenki metali I i II grupy głównej układu okresowego z wyjątkiem $Be(OH)_2$ i $Mg(OH)_2$, które są trudno rozpuszczalne. Wodorotlenki o silnych właściwościach zasadowych głównie NaOH i KOH nazywa się alkaliami, a ich wodne roztwory ługami (żrące!).

Wodorotlenki można podzielić na dwie grupy:

- wodorotlenki zasadowe
- wodorotlenki amfoteryczne

3.1. Wodorotlenki zasadowe

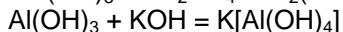
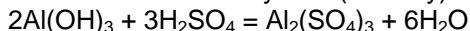
Wodorotlenki zasadowe są to głównie wodorotlenki metali I i II grupy układu okresowego (zwyjątkiem $Be(OH)_2$, który ma własności amfoteryczne) oraz większość wodorotlenków metali pozostałych grup na niższych stopniach utlenienia np. $Cr(OH)_2$, $Mn(OH)_2$, $Ni(OH)_2$, $Fe(OH)_2$. Wodorotlenki zasadowe reagują z kwasami dając sole np.



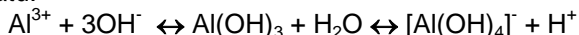
Szczególnym przypadkiem są wodorotlenki amonowy NH_4OH i fosfonowy PH_4OH , w których zamiast kationów metali występują kationy, amonowy NH_4^+ i fosfonowy PH_4^+ .

3.2. Wodorotlenki amfoteryczne

Wodorotlenki amfoteryczne (amfolyty) reagują zarówno z kwasami jak i mocnymi zasadami, np:



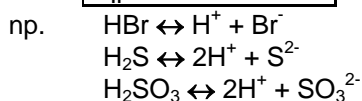
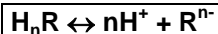
Równowagę kwasowo-zasadową wodorotlenku glinu można więc przedstawić za pomocą następującego schematu:



Wodorotlenki amfoteryczne w większości są trudno rozpuszczalne w wodzie.

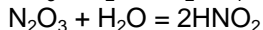
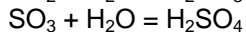
4. Kwasy.

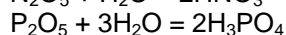
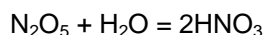
Kwasy są to związki o wzorze ogólnym H_nR , gdzie R - reszta kwasowa: prosta beztlenowa np.: Cl^- , S^{2-} , lub tlenowa np. SO_4^{2-} , NO_3^- . Według teorii Arrheniusa, kwasy są to substancje, które w roztworze wodnym dysocjując odszczepiają jon wodorowy. Sumarycznie reakcję dysocjacji elektrolitycznej kwasów można zapisać:



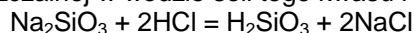
Otrzymywanie

Większość kwasów tlenowych można otrzymać w reakcji odpowiedniego tlenku niemetalu, zwanego bezwodnikiem kwasowym z wodą, np.:





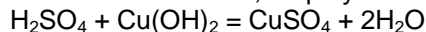
Jeżeli bezwodnik nie reaguje z wodą, np. SiO_2 , to odpowiedni kwas można otrzymać w reakcji rozpuszczalnej w wodzie soli tego kwasu i innego kwasu, np.:



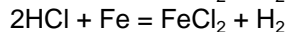
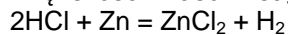
Kwasy beztlenowe otrzymuje się przez rozpuszczenie w wodzie odpowiedniego wodorku. Przykłady podano w pkt. 2.1.

Własności fizyczne i chemiczne.

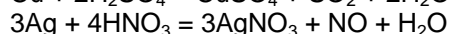
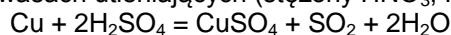
Kwasy są przeważnie cieczkami (żrące!). Podstawową cechą kwasów jest zdolność do reagowania z zasadami z utworzeniem soli, na przykład:



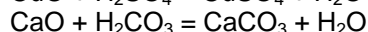
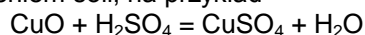
Większość kwasów reaguje z metalami o ujemnej wartości potencjału normalnego na przykład:



Reakcji tego typu, prowadzącej do wyparcia wodoru z kwasu, nie ulegają metale szlachetne (Au, Pt), półszlachetne (Ag, Cu) - ogólnie metale o dodatniej wartości potencjału normalnego. Metale te rozpuszczają się w kwasach utleniających (stężony HNO_3 , H_2SO_4) według innego schematu (reakcje redoks), na przykład:



Trzecią charakterystyczną reakcją kwasów jest reakcja z tlenkami metali, przebiegająca z utworzeniem soli, na przykład



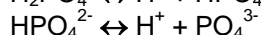
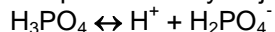
Jednak nie każdy tlenek metalu reaguje z każdym kwasem - niektóre są odporne (termodynamicznie trwale) na przykład Fe_3O_4 , Al_2O_3 , Cr_2O_3 - tzw. tlenki pasywne.

W zależności od liczby atomów wodoru zdolnych do oddziaływania, rozróżnia się kwasy :

- jednoprotonowe np. HNO_3 , HCl

- wieloprotonowe np. H_2SO_4 , H_3PO_4

Kwasy wieloprotonowe dysocjują wieloetapowo, np.

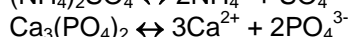
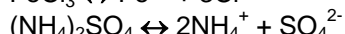
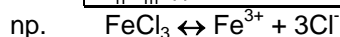
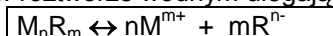


5. Sole

Sole są to związki o ogólnym wzorze M_nR_m , gdzie R - oznacza resztę kwasową, M - metal (kation metalu).

Sole mogą zawierać również kationy złożone np. amonowy NH_4^+ , fosfonowy PH_4^+ , antymonylowy SbO^+ . Rozróżniamy sole obojętne, kwaśne (wodorosole) i zasadowe (hydroksosole), które będą dokładniej opisane przy omawianiu własności soli.

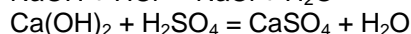
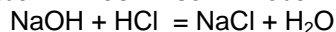
Sole w roztworze wodnym ulegają dysocjacji elektrolitycznej:



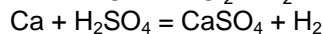
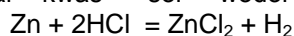
Otrzymywanie:

Sole można otrzymać wieloma sposobami wśród których najważniejsze są:

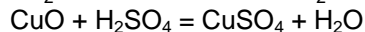
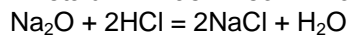
a) zasada + kwas = sól + woda



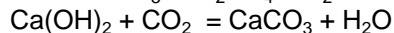
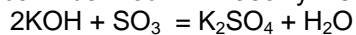
b) metal + kwas = sól + wodór



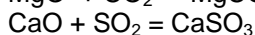
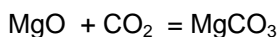
c) tlenek metalu + kwas = sól + woda



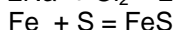
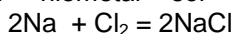
d) zasada + bezwodnik kwasowy = sól + woda



e) bezwodnik zasadowy + bezwodnik kwasowy = sól



f) metal + niemetal = sól



Własności fizyczne i chemiczne.

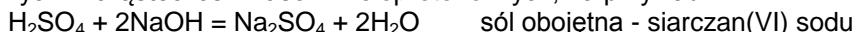
Sole są zwykle ciałami stałymi, krystalicznymi, najczęściej białe, chociaż znane są sole o różnych zabarwieniach ; $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ - niebieski, PbI_2 - żółty, SnS - czarny. Rozpuszczalność w wodzie jest bardzo zróżnicowana.

Sole w roztworach wodnych dysocjują. Reakcje chemiczne soli są reakcjami jonowymi. Liczne sole w roztworach wodnych ulegają hydrolizie, t.j. reakcji z wodą (odwrotnej do zobojętnienia).

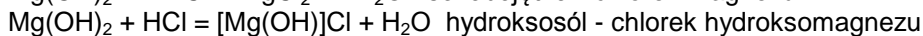
Podział soli:

1) Sole obojętne o wzorze M_nR_m , np. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ - siarczan(VI) glinu, powstają w reakcjach polegających na zastąpieniu wszystkich jonów wodorowych pochodzących z kwasu jonami metalu.

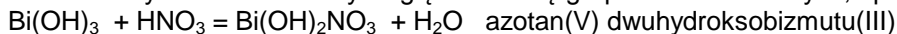
2) Wodorosole (sole kwaśne) o wzorze $\text{M}_n(\text{H}_k\text{R})_m$ są produktami podstawienia tylko części jonów wodorowych w cząsteczce kwasów wieloprotono-wych, na przykład:



3) Hydroksosole (sole zasadowe) o wzorze $[\text{M}(\text{OH})_k]\text{R}$ są produktami niecałkowitego podstawienia grup wodorotlenkowych w cząsteczce wodorotlenku posiadającego więcej niż jedną grupą wodorotlenkową OH^- , na przykład:



W nomenklaturze hydroksosoli należy uwzględnić liczbę grup wodorotlenkowych, np.



PYTANIA KONTROLNE

1. Jak dzielimy związki nieorganiczne?
2. Charakterystyka tlenków metali i niemetalu.
3. Charakterystyka wodorotlenków i kwasów.
4. Jaka jest definicja kwasów i zasad wg Arrheniusa i Bronsteda?
5. Jakie są sposoby otrzymywania soli?
6. Na czym polega amfoteryczność niektórych tlenków i wodorotlenków?
7. Jak reaguje z kwasem i z zasadą wodorotlenki półmetali?

Literatura:

1. Praca zbiorowa pod red. K. Moskwy: Ćwiczenia laboratoryjne z chemii z elementami teorii i obliczeń dla mechaników, Skrypt AGH nr 1478 str. 142 – 154, Kraków 2000
2. Praca zbiorowa pod red. J. Banasia i W. Solarskiego: Chemia dla inżynierów, AGH OEN, Kraków 2000, rozdz. VII.