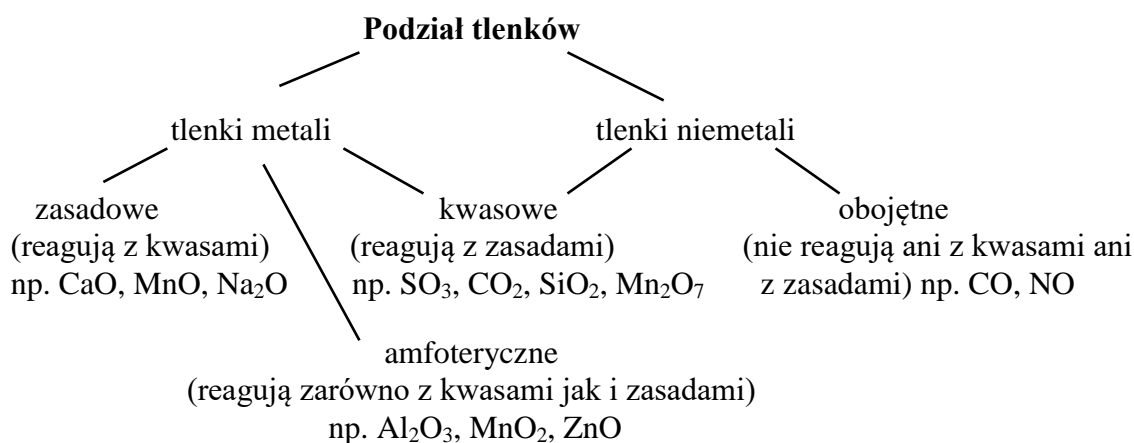


CHEMIA 1

SYSTEMATYKA ZWIĄZKÓW NIEORGANICZNYCH.

ZWIĄZKI KOMPLEKSOWE.

Tlenki



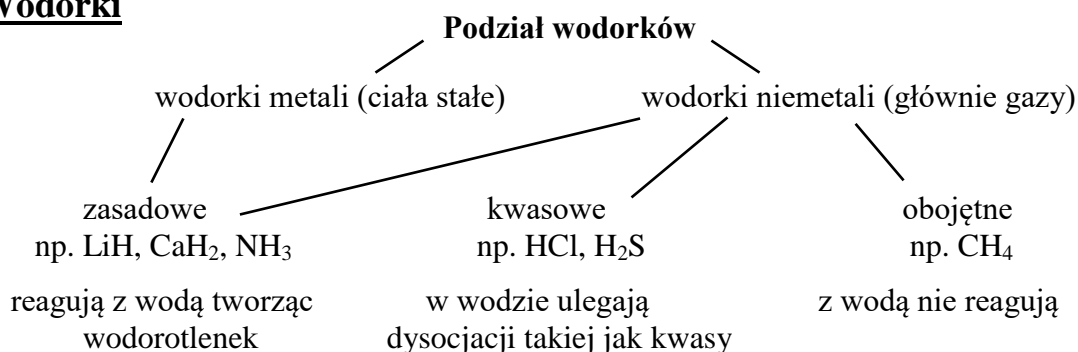
Reaktywność tlenków w stosunku do wody:

- niektóre tlenki zasadowe reagują z wodą (tlenki litowców i berylowców, oprócz Be), pozostałe nie (tlenki metali bloku d na niskich stopniach utlenienia).
- tlenki kwasowe na ogół reagują z wodą (większość tlenków niemetalu i tlenki metali bloku d na najwyższym stopniu utlenienia), ale nie wszystkie (np. SiO_2)
- tlenki obojętne nie reagują z wodą
- tlenki amfoteryczne na ogół nie reagują z wodą

Otrzymywanie tlenków:

- reakcja pierwiastka z tlenem (spalanie)
- utlenianie lub redukcja innych tlenków
- rozkład termiczny niektórych soli i wodorotlenków

Wodorki



Otrzymywanie: bezpośrednia synteza z pierwiastków

Wodorotlenki

Wodorotlenki mają charakter zasadowy (np. wodorotlenki litowców i berylowców oprócz berylu) lub amfoteryczny (np. Al(OH)_3 , Zn(OH)_2 , Cu(OH)_2 , Cr(OH)_3 , Be(OH)_2).

Otrzymywanie wodorotlenków:

- wodorotlenki litowców i berylowców (oprócz berylu) otrzymuje się w reakcji metalu lub tlenku metalu z wodą
- wodorotlenki trudnorozpuszczalne w wodzie otrzymuje się w reakcji strąceniowej dobrze rozpuszczalnej soli danego metalu z zasadą

Kwasy

Kwasy reagują z metalami (przebieg reakcji zależny jest od aktywności metalu i właściwości utleniających kwasu), tlenkami metali i wodorotlenkami.

Podział kwasów wg różnych kryteriów:

- tlenowe i beztlenowe
- jednoprotone i wieloprotone
- trwałe i nietrwałe
- mocne i słabe
- silnie utleniające i pozostałe

Moc tworzonych przez dany pierwiastek kwasów a jego położenie w układzie okresowym:

- w grupie:
 - moc kwasów beztlenowych rośnie: np. w grupie fluorowców najmocniejszy jest kwas jodowodorowy HI, najsłabszy kwas fluorowodorowy HF,
 - moc kwasów tlenowych (niemetal na swoim najwyższym stopniu utlenienia) maleje
- w okresie:
 - moc kwasów beztlenowych rośnie: np. kwas solny HCl jest mocniejszy od kwasu siarkowodorowego H_2S
 - moc kwasów tlenowych (niemetal na swoim najwyższym stopniu utlenienia) rośnie

Jeżeli dany pierwiastek tworzy kilka kwasów tlenowych, to ich moc rośnie wraz ze wzrostem stopnia utlenienia tego pierwiastka w cząsteczce kwasu – np. H_2SO_4 jest mocniejszy od H_2SO_3

Otrzymywanie kwasów:

- reakcja tlenku niemetalu z wodą
- rozpuszczenie odpowiedniego gazu w wodzie (kwasy beztlenowe – np. HCl, H_2S)
- reakcja wypierania słabego kwasu z wodnego roztworu jego soli przez mocniejszy kwas

Sole

Podział soli

- sole obojętne – np. CuSO_4 , K_2CO_3 , CaCl_2
- wodorosole – np. KHCO_3 – wodorowęglan potasu, $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – diwodorofosforan magnezu
- hydroksosole – np. $\text{Ca}(\text{OH})\text{NO}_3$ – azotan(V) wodorotlenek wapnia ,
 $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Br}$ – bromek diwodorotlenek żelaza(III)

Uwaga!: powyższy, wciąż szeroko stosowany zapis wzorów hydroksosoli jest już nieaktualny. Wg nowych zaleceń IUPAC aniony we wzorach hydroksosoli należy podawać w kolejności alfabetycznej ich pierwszych symboli chemicznych, czyli: $\text{CaNO}_3(\text{OH})$, $\text{FeBr}(\text{OH})_2$

Sole uwodnione (hydraty) mają wbudowane w sieć krystaliczną cząsteczki wody, czyli tzw. wodę krystalizacyjną. W wysokich temperaturach oddają wodę, przechodząc w sole bezwodne. Przykładem soli uwodnionej jest $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, czyli siarczan(VI) miedzi(II) – woda (1/5).

Ważniejsze metody otrzymywania soli:

- wodorotlenek + kwas \rightarrow sól + woda
- tlenek zasadowy lub amfoteryczny + kwas \rightarrow sól + woda
- zasada + tlenek kwasowy \rightarrow sól + woda
- tlenek zasadowy + tlenek kwasowy \rightarrow sól
- metal + niemetal \rightarrow sól
- metal aktywny + kwas \rightarrow sól + wodór
- dwie dobrze rozpuszczalne sole \rightarrow sól trudno rozpuszczalna + sól dobrze rozpuszczalna
- mocny kwas + sól słabego kwasu \rightarrow sól mocnego kwasu + słaby kwas
- mocna zasada + sól słabej zasady \rightarrow sól mocnej zasady + słaba zasada
(przy dwóch ostatnich metodach należy rozważyć trwałość i rozpuszczalność powstających produktów)

Związki amfoteryczne

Związki amfoteryczne w stosunku do mocnych kwasów zachowują się jak słabe zasady, a w stosunku do mocnych zasad jak słabe kwasy:

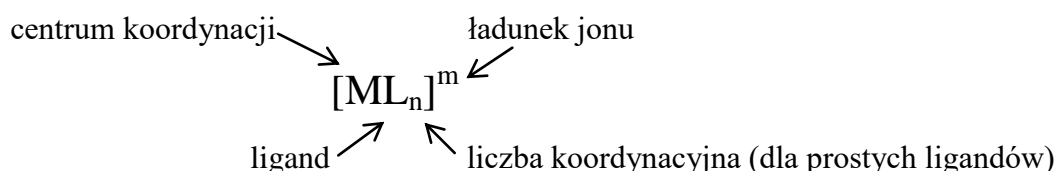
np. $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{HCl} \rightarrow \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$ chlorek glinu

$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ tetrahydroksoglinian sodu

lub: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3 \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$ heksahydroksoglinian sodu

Właściwości amfoteryczne wykazują zarówno niektóre związki nieorganiczne (np. tlenek i wodorotlenek glinu i cynku, wodorotlenki: miedzi(II), cyny(II), chromu(III)) jak i organiczne (np. aminokwasy).

Związki kompleksowe (koordynacyjne)



centrum koordynacji – atom lub jon; bardzo często metal z bloku d

ligand – cząsteczka lub jon ujemny, posiadający wolną parę elektronową, łączący się z jodem centralnym wiązaniem koordynacyjnym; ligandem może być np. H₂O (akwakompleksy), NH₃ (aminakompleksy), OH⁻ (hydroksokompleksy), Cl⁻ (chlorokompleksy), CN⁻ (cyjanokompleksy).

liczba koordynacyjna – liczba wiązań koordynacyjnych utworzonych pomiędzy atomem (jonem) centralnym a ligandami, charakterystyczna dla danego związku kompleksowego, może przybrać wartości 2,4,6, nieco rzadziej 3,5,7,8.

Nazewnictwo jonów i związków kompleksowych:

- [Cu(H₂O)₄]²⁺ - jon tetraakwamiedzi(II)
- [Fe(CN)₆]³⁻ - jon heksacyjanożelazianowy(III)
- K₃[Cr(OH)₆] - heksahydroksochromian(III) potasu
- [Ag(NH₃)₂]OH - wodorotlenek diaminasrebra(I)

Schematy najbardziej typowych reakcji chemicznych

(uwaga! – zdarzają się reakcje, które nie zachodzą wg podanych schematów)

♦ tlenek zasadowy + kwas = sól + woda

tlenek zasadowy + woda = zasada

tlenek kwasowy + zasada = sól + woda

tlenek kwasowy + woda = kwas tlenowy

tlenek kwasowy + tlenek zasadowy = sól kwasu tlenowego

tlenek amfoteryczny + kwas = sól + woda

tlenek amfoteryczny + zasada + woda = związek koordynacyjny

tlenek amfoteryczny + woda = reakcja nie zachodzi

♦ niemetal + tlen = tlenek niemetalu

metal + tlen = tlenek (lub ponadtlenek lub nadtlenek) metalu

metal + niemetal = sól kwasu beztlenowego

metal (aktywny) + woda = wodorotlenek (zasada) + wodór

metal (aktywny, o ujemnym potencjale) + kwas słabo utleniający = sól + wodór

metal (o dodatnim potencjale) + kwas silnie utleniający = sól + tlenek niemetalu + woda

kwasy silnie utleniające to np. kwas azotowy(V) (stężony i rozcieńczony), stężony kwas siarkowy(VI), kwasy słabo utleniające to np. kwas solny, rozcieńczony kwas siarkowy(VI)

♦ pierwiastek + wodór = wodorek

wodorek metalu aktywnego + woda = zasada + wodór

wodorek niemetalu o charakterze kwasowym rozpuszczając się w wodzie tworzy kwas

♦ kwas + wodorotlenek = sól (obojętna lub hydroksosól lub wodorosól) + woda
typ soli zależy od stosunku molowego substratów

wodorosól + wodorotlenek = sól obojętna + woda

hydroksosól + kwas = sól obojętna + woda

Koniec darmowego fragmentu 😊

W dalszej części konspektu znajdują się:

- zadania spełniające aktualne wymagania maturalne
- klucze rozwiązań
- zakres materiału na następne zajęcia



Zapraszamy na kurs!

Szczegółowe informacje na temat naszego kursu przygotowawczego znajdują się na stronie: www.medicus.edu.pl

Zapisy są przyjmowane przez formularz zgłoszeniowy: www.medicus.edu.pl/zapisy