

# 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.  $\text{PCl}_5$ ,  $\text{CS}_2$ .

## 1. Tlenki.

Tlenki są to związki pierwiastków z tlenem, o wzorze ogólnym  $\text{E}_n\text{O}_m$ , gdzie E oznacza dowolny pierwiastek.

### **Otrzymywanie:**

Do najważniejszych sposobów otrzymywania należą:

- bezpośrednia reakcja pierwiastka z tlenem, np.  
 $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$   
 $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$
- utlenianie tlenków, np.  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$   
 $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
- redukcja tlenków, np.  $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$   
 $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{C} = 4\text{Fe} + 3\text{CO}_2$
- spalanie związków organicznych, np.  
 $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$   
 $2\text{CH}_3\text{OH} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
- rozkład termiczny soli lub wodorotlenków, np.  
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$   
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

### **Własności fizyczne:**

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

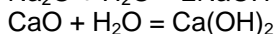
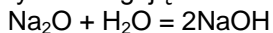
Tlenki niemetalii to najczęściej gazy:  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ , rzadko ciała stałe  $\text{P}_2\text{O}_5$  (występujący w postaci bimerycznej  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ). W większości tlenki niemetalii są dobrze rozpuszczalne w wodzie, z którą reagują dając kwasy tlenowe.

### **Własności chemiczne.**

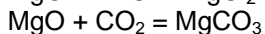
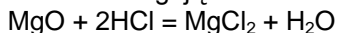
Analogicznie do zmian własności pierwiastków w układzie okresowym, zmieniają się również własności chemiczne tlenków. Elektryczność jest względną miarą zdolności przyciągania elektronów, a ściślej mówiąc pary elektronowej w wiązaniu atomowym przez atom pierwiastka. Ze wzrostem elektryczności wzrasta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

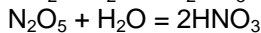
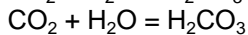


Tlenki zasadowe reagują z kwasami i tlenkami kwasowymi dając sole, np.

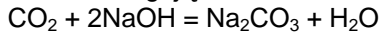


### 1.2. Tlenki kwasowe

Tlenki kwasowe są to tlenki niemetali lub wyższe tlenki niektórych metali (np.  $\text{CrO}_3$ ), zwane bezwodnikami kwasowymi. Reagują one z wodą tworząc kwasy tlenowe, np.



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



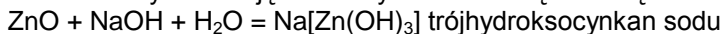
### 1.3. Tlenki amfoteryczne

Tlenki amfoteryczne są to tlenki reagujące zarówno z kwasami jak i z zasadami. Należą do nich tlenki pierwiastków grup głównych wykazanych na rys.11.2. oraz tlenki niektórych pierwiastków grup pobocznych takich jak tlenki cynku, manganu, chromu i innych o średniej wartości elektroujemności. Na przykład:



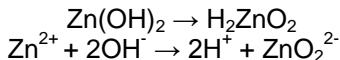
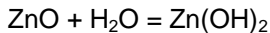
cynkan sodu

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



lub  $\text{ZnO} + \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} = [\text{Zn}(\text{OH})_3]^-$

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

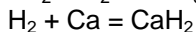
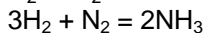
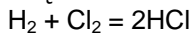


## 2. Wodorki.

Związki pierwiastków z wodorem o wzorze ogólnym  $\text{H}_n\text{E}$  nazywamy wodorkami, gdzie n - wartościowość pierwiastka.

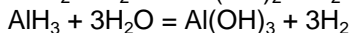
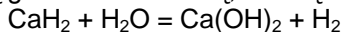
### Otrzymywanie.

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:

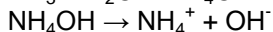
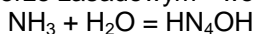
2.1. Wodorki tlenowców i fluorowców rozpuszczają się w wodzie, tworząc kwasy beztlenowe, na przykład:

$\text{HCl}$  - kwas solny (kwas chlorowodorowy)

$\text{HF}$  - kwas fluorowodorowy

$\text{H}_2\text{S}$  - kwas siarkowodorowy

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.

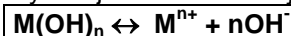
Wodorotlenki są to związki o ogólnym wzorze  $M(OH)_n$ , gdzie:

M - metal

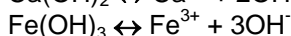
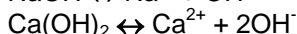
OH - grupa wodorotlenowa

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  $OH^-$



np.  $NaOH \leftrightarrow Na^+ + OH^-$

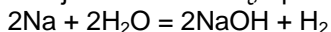


#### **Otrzymywanie.**

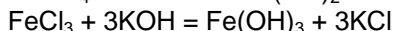
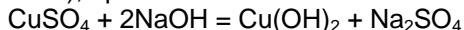
Wodorotlenki metali I i II grupy głównej układu okresowego otrzymuje się dwoma metodami: w reakcji tlenku metalu z wodą, np.



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.**

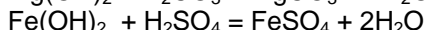
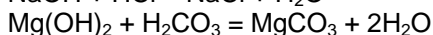
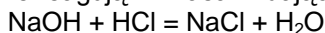
Wodorotlenki są na ogół ciałami stałymi. Niektóre wodorotlenki rozpuszczają się w wodzie, np. wodorotlenki metali I i II grupy głównej układu okresowego z wyjątkiem  $Be(OH)_2$  i  $Mg(OH)_2$ , które są trudno rozpuszczalne. Wodorotlenki o silnych właściwościach zasadowych głównie NaOH i KOH nazywa się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

Wodorotlenki można podzielić na dwie grupy:

- wodorotlenki zasadowe
- wodorotlenki amfoteryczne

#### **3.1. Wodorotlenki zasadowe**

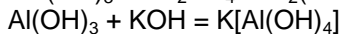
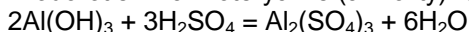
Wodorotlenki zasadowe są to głównie wodorotlenki metali I i II grupy układu okresowego (zwyjątkiem  $Be(OH)_2$ , który ma właściwości amfoteryczne) oraz większość wodorotlenków metali pozostałych grup na niższych stopniach utlenienia np.  $Cr(OH)_2$ ,  $Mn(OH)_2$ ,  $Ni(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_2$ . Wodorotlenki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



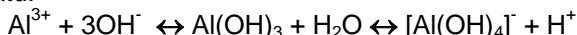
Szczególnym przypadkiem są wodorotlenki amonowy  $NH_4OH$  i fosfonowy  $PH_4OH$ , w których zamiast kationów metali występują kationy, amonowy  $NH_4^+$  i fosfonowy  $PH_4^+$ .

#### **3.2. Wodorotlenki amfoteryczne**

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



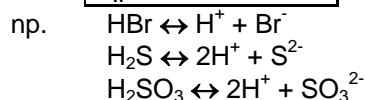
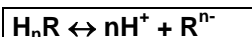
Równowagę kwasowo-zasadową wodorotlenku glinu można więc przedstawić za pomocą następującego schematu:



Wodorotlenki amfoteryczne w większości są trudno rozpuszczalne w wodzie.

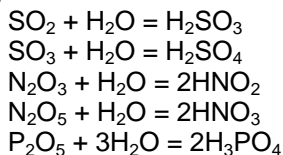
### 4. Kwasy.

Kwasy są to związki o wzorze ogólnym  $H_nR$ , gdzie R - reszta kwasowa: prosta beztlenowa np.: Cl<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup>, lub tlenowa np. SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>. Według teorii Arrheniusa, kwasy są to substancje, które w roztworze wodnym dysocjując odszczepiają jon wodorowy. Sumarycznie reakcję dysocjacji elektrolitycznej kwasów można zapisać:

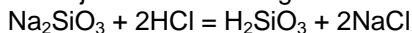


### Otrzymywanie

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.:

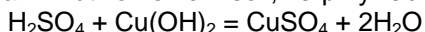


Kwasy beztlenowe otrzymuje się przez rozpuszczenie w wodzie odpowiedniego wodorku.

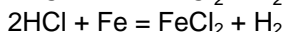
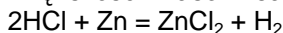
Przykłady podano w pkt. 2.1.

### Własności fizyczne i chemiczne.

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



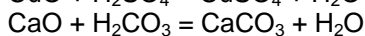
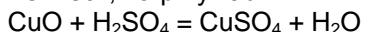
Większość kwasów reaguje z metalami o ujemnej wartości potencjału normalnego na przykład:



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



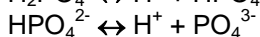
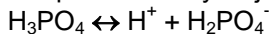
Jednak nie każdy tlenek metalu reaguje z każdym kwasem - niektóre są odporne (termodynamicznie trwałe) na przykład  $Fe_3O_4$ ,  $Al_2O_3$ ,  $Cr_2O_3$  - tzw. tlenki pasywne.

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

- jednoprotone np.  $HNO_3$ ,  $HCl$

- wieloprotone np.  $H_2SO_4$ ,  $H_3PO_4$

Kwasy wieloprotone dysocjują wieloetapowo, np.

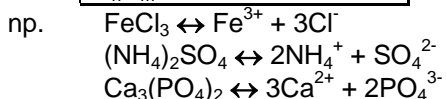
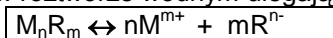


## 5. Sole

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  
 $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- b) metal + kwas = sól + wodór  
 $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$   
 $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{H}_2$
- c) tlenek metalu + kwas = sól + woda  
 $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- d) zasada + bezwodnik kwasowy = sól + woda  
 $2\text{KOH} + \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$   
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- e) bezwodnik zasadowy + bezwodnik kwasowy = sól  
 $\text{MgO} + \text{CO}_2 = \text{MgCO}_3$   
 $\text{CaO} + \text{SO}_2 = \text{CaSO}_3$
- f) metal + niemetal = sól  
 $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$   
 $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$

### Własności fizyczne i chemiczne.

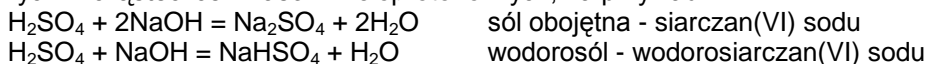
Sole są zwykle ciałami stałymi, krystalicznymi, najczęściej białe, chociaż znane są sole o różnych zabarwieniach;  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  - niebieski,  $\text{PbI}_2$  - żółty,  $\text{SnS}$  - czarny. Rozpuszczalność w wodzie jest bardzo zróżnicowana.

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 zubożenia).

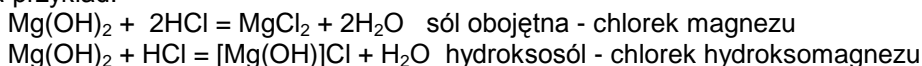
Podział soli:

1) Sole obojętne o wzorze  $\text{M}_n\text{R}_m$ , 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.

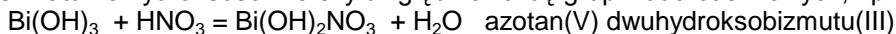
2) Wodorosole (sole kwaśne) o wzorze  $\text{M}_n(\text{H}_k\text{R})_m$  są produktami podstawienia tylko części jonów wodorowych w cząsteczce kwasów wieloprotonowych, na przykład:



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  $\text{OH}^-$ , 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?

# TYPY REAKCJI CHEMICZNYCH

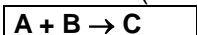
Reakcje chemiczne to procesy, w czasie których substancje ulegają przemianom, prowadzącym do powstawania nowych substancji o odmiennych własnościach fizycznych i chemicznych. Reakcje chemiczne zapisuje się w sposób skrócony równaniem reakcji, które posiadają matematyczny sens. Równania podają rodzaje i ilości substancji reagujących (substratów) oraz substancji powstających w wyniku reakcji (produktów).

Zasadniczo rozróżniamy następujące typy reakcji chemicznych:

1. reakcja syntezy
2. reakcja analizy
3. reakcje wymiany
4. reakcje redoks

## 1. Reakcje syntezy

Reakcje syntezy polegają na tworzeniu się nowej substancji (produktu) z dwóch lub większej liczby składników (substratów).



gdzie; - A, B → substraty  
- C produkt

przykłady:  $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$  chlorowodór  
 $2Mg + O_2 \rightarrow 2Mg$  tlenek magnezu  
 $CaO + CO_2 \rightarrow CaCO_3$  węgiel wapnia

Szczególnym przypadkiem reakcji syntezy są reakcje kondensacji i polimeryzacji.

## 2. Reakcje analizy

W reakcjach analizy (rozkładu) z substancji złożonej tworzą się dwie lub więcej nowych substancji



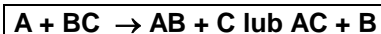
gdzie; - AB substancja złożona  
- A, B związki prostsze lub pierwiastki

np.:  $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$   
 $2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$   
 $2KMnO_4 \rightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$

## 3. Reakcje wymiany

Reakcje wymiany polegają na przekształceniu dwóch lub więcej substancji wyjściowych w nowe substancje o innym ugrupowaniu atomów lub jonów wchodzących w ich skład. W tej grupie można rozróżnić reakcje wymiany pojedynczej (prostej) oraz reakcje wymiany podwójnej.

### 3.1. Reakcje wymiany pojedynczej



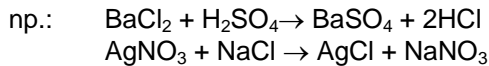
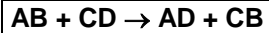
np.:  $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$   
 $Fe + CuSO_4 \rightarrow FeSO_4 + Cu$

W przypadku pierwszym cynk wypiera wodór z kwasu solnego i powstaje chlorek cynku. W drugim przypadku żelazo wypiera miedź z roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) w wyniku reakcji powstaje siarczan(VI) żelaza(II) oraz metaliczna miedź.

Reakcje te zachodzą zgodnie z regułą szeregu napięciowego. W szeregu napięciowym pierwiastki ułożone są w kolejności wzrastających potencjałów normalnych tak, że każdy pierwiastek redukuje w roztworze jony pierwiastków o wyższym potencjale, czyli wypiera go z roztworu soli. W szeregu napięciowym umieszczony jest również wodór, którego potencjał normalny przyjęto jako równy zero. Metale o ujemnych potencjałach wypierają wodór z kwasów, np. magnez, wapń, cynk, żelazo. Natomiast

metale o dodatnich potencjałach nie wypierają wodoru z kwasu, np. miedź, srebro, złoto. Metale te reagują z kwasami utleniającymi (np. stężony  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ) ale bez wypierania gazowego wodoru. Reakcje tego typu omówiono w punkcie 4 tego rozdziału.

### 3.2. Reakcje wymiany podwójnej



Reakcje wymiany podwójnej zachodzą bez zmiany stopnia utlenienia reagentów reakcje jonowe. Np. azotan(V) srebra reagując z chlorkiem sodu wydziela biały osad chlorku srebra i powstaje azotan(V) sodu.

### 4. Reakcje redoks

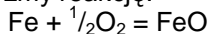
Reakcje redoks są to reakcje jednoczesnego utleniania i redukcji, w których pierwiastki występujące w tych przemianach zmieniają swoją wartościowość, a dokładniej mówiąc stopień utlenienia. Tym ostatnim terminem będziemy określali hipotetyczny ładunek, jaki posiadałby atom, gdyby cząsteczka, w skład której wchodzi, była zbudowana z samych jonów. Zastrzeżenie hipotetyczny jest bardzo ważne, bowiem nie wszystkie cząsteczki zbudowane są w sposób jonowy. Przy ustalaniu stopnia utlenienia stosuje się następujące reguły:

1. Stopień utlenienia pierwiastków w stanie wolnym równy jest zeru.
2. Stopień utlenienia wodoru w większości związków wynosi +I.  
Wyjątkiem są wodorki metali I i II grupy układu okresowego, w których wodór przyjmuje stopień utlenienia 1 (np.  $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$ )
3. Fluor we wszystkich związkach występuje na 1 stopniu utlenienia.
4. Stopień utlenienia tlenu, w większości związków wynosi -II. Wyjątkiem są nadtlenki, w których stopień utlenienia wynosi 1 np.  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{O}_2$ ,  $\text{BaO}_2$ ) oraz fluorek tlenu  $\text{OF}_2$ , w którym tlen jest na +II stopniu utlenienia.
5. Sumaryczny ładunek wszystkich atomów w związku chemicznym równy jest zeru, a w przypadku jonów równy jest ładunkowi jonu.

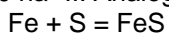
W oparciu o powyższe reguły łatwo można ustalić stopnie utlenienia węgla w związkach:  $\text{CO}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CH}_4$ ,  $\text{CCl}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{OH}$ . Wynoszą one odpowiednio: +II, +IV, -IV, +IV, +IV, +II

W reakcjach redoks następuje, jak już powiedziano, zmiana stopnia utlenienia pierwiastków.

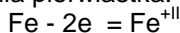
Rozpatrzmy reakcję:



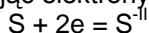
Jest to prosta reakcja utlenienia. W jej trakcie atom żelaza zmienił stopień utlenienia z 0 na +II, a atom tlenu z 0 na -II. Analogiczne zmiany obserwuje się podczas reakcji żelaza z siarką



Proces wzrostu stopnia utlenienia żelaza jaki obserwujemy w obydwóch przypadkach jest identyczny. Nadano mu nazwę utleniania. Utlenianiem, w ogólnym sensie, będziemy nazywali proces wzrostu stopnia utlenienia pierwiastka. Towarzyszy mu zawsze oddawanie elektronów:

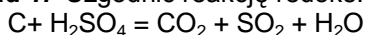


Równocześnie drugi pierwiastek łącząc się z żelazem obniżył swój stopień utlenienia. Uległ redukcji pobierając elektrony:

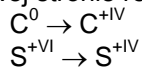


Substancja ulegająca redukcji nosi nazwę utleniacza, a reduktorem jest substancja, która się utlenia. Zapis procesów utleniania i redukcji pozwala na przeprowadzenie bilansu elektronowego i łatwe uzgodnienie reakcji redoks.

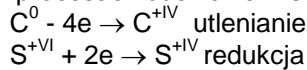
**Przykład 1.** Uzgodnić reakcję redoks:



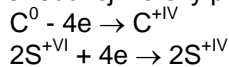
Aby uzgodnić tę reakcję należy stwierdzić, które pierwiastki biorą udział w procesie utleniania i redukcji oraz jakim zmianom ulegają. Węgiel występujący po lewej stronie reakcji jest w stanie wolnym, więc przyjmujemy jego stopień utlenienia za 0. Po prawej stronie reakcji występuje w postaci dwutlenku węgla, w którym utlenienia wynosi +IV. Siarka w kwasie siarkowym występuje na +VI stopniu utlenienia, a po prawej stronie reakcji na +IV. Powyższe zmiany stopni utlenienia pierwiastków można zapisać:



Konsekwencją powyższego zapisu są równania elektronowe pokazujące liczbę elektronów biorących udział w procesach utleniania i redukcji:



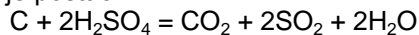
Aby uzgodnić zapis reakcji należy przeprowadzić bilans elektronowy polegający na zrównaniu ilości elektronów w obydwóch procesach. Osiąga się to ustalając najmniejszą wspólną wielokrotność dla liczby elektronów i mnożąc równanie przez odpowiednie współczynniki. Dla omawianego przykładu równanie redukcji należy pomnożyć przez 2.



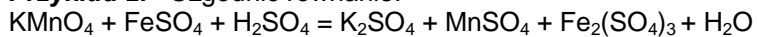
Powyższy zapis wprowadzamy do uzgadnianego równania



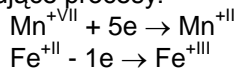
Resztę współczynników uzgadniamy bilansując liczbę pozostałych atomów. Ostatecznie równanie przyjmuje postać:



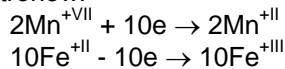
**Przykład 2.** Uzgodnić równanie:



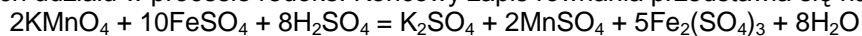
Po sprawdzeniu stopni utlenienia pierwiastków występujących w reakcji ustalamy, że zachodzą następujące procesy:



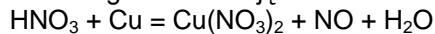
Przeprowadzenie bilansu elektronów wymaga pomnożenia drugiego procesu przez 5. Prowadzi to do trudności związanych z ułamkowymi współczynniami stechiometrycznymi w określeniu liczby moli niektórych związków np.  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . Można tego uniknąć zwielfokrotniając mnożniki, to znaczy w tym przypadku mnożąc równanie pierwsze przez 2, a drugie przez 10. Ustala to bilans elektronowy na poziomie 10 elektronów.



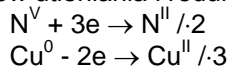
Ustalone współczynniki wprowadzamy do równania i dobieramy pozostałe współczynniki związków nie biorących udziału w procesie redoks. Końcowy zapis równania przedstawia się następująco:



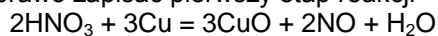
**Przykład 3.** Uzgodnić reakcję redoks:



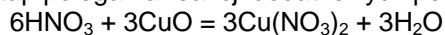
Przy uzgadnianiu tej reakcji warto zwrócić uwagę na podwójną rolę kwasu azotowego(V), występującego jako utleniacz miedzi oraz jako reagent tworzący sól z jonami miedzi. Po uzgodnieniu procesów utleniania i redukcji



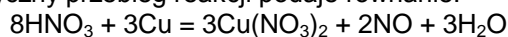
mamy prawo zapisać pierwszy etap reakcji



Drugi etap polega na reakcji dodatkowych porcji kwasu azotowego z wytworzonym tlenkiem miedzi(II)

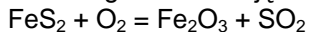


Sumaryczny przebieg reakcji podaje równanie:

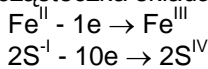




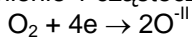
**Przykład 4.** Uzgodnić reakcję redoks:



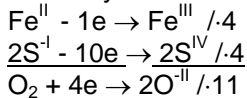
W tej reakcji trzy pierwiastki zmieniają stopnie utlenienia. Piryt  $\text{FeS}_2$  jest dwusiarczkiem żelaza, w którym żelazo jest na +II stopniu utlenienia, a siarka na -I. W trakcie reakcji utlenia się cały związek, to znaczy zarówno żelazo jak i siarka. Dlatego musimy rozpatrywać utlenianie tych dwóch pierwiastków w takim stosunku stechiometrycznym, w jakim występują w związku macierzystym. A więc, utleniać się będzie cząsteczka składająca się z jednego atomu żelaza i dwóch atomów siarki



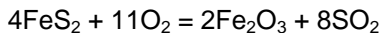
Na utlenienie 1 cząsteczki  $\text{FeS}_2$  potrzeba 11 elektronów, które dostarczy tlen:



Przeprowadzamy bilans elektronowy i znajdujemy współczynniki równania:



co daje



## 5. Inne kryteria podziału reakcji chemicznych

### 5.1. Reakcje egzo- i endotermiczne

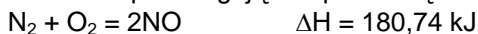
Pod względem energetycznym reakcje chemiczne dzielimy na egzotermiczne i endotermiczne:

- **egzotermiczne:** przebiegające z wydzielaniem ciepła z reagującego układu, np.:



Reakcje egzotermiczne (spalanie węgla i paliw przemysłowych) są głównym źródłem napędu maszyn w technice;

- **endotermiczne:** przebiegające z pochłonięciem ciepła do reagującego układu, np.



### 5.2. Podział wg doprowadzonej energii

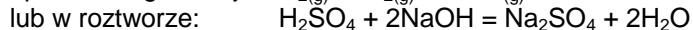
W zależności od rodzaju doprowadzonej energii reakcje chemiczne można podzielić następująco:

- **reakcje termiczne**, zachodzące pod wpływem doprowadzonego ciepła
- **reakcje elektrochemiczne**, zachodzące pod wpływem energii elektrycznej, np.: reakcje utleniania na anodzie i reakcje redukcji na katodzie
- **reakcje fotochemiczne**, zapoczątkowane lub przyspieszane wskutek działania pola elektromagnetycznego, np. procesy fotograficzne
- **reakcje fonochemiczne** (sonochemiczne) zachodzące pod wpływem ultradźwięków, np. reakcje polimeryzacji lub depolimeryzacji
- **reakcje radiacyjnochemiczne**, zachodzące w substancji pod wpływem działania promieniowania jonizującego.

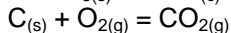
### 5.3. Reakcje homo- i heterogeniczne

W zależności od ilości faz, w których występują reagenty reakcje chemiczne dzielimy na:

- **homogeniczne** czyli jednofazowe, zachodzące w jednej tylko fazie,

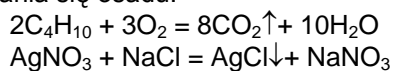


- **heterogeniczne**, czyli wielofazowe zachodzące na granicy kilku faz, np. ciała stałego i cieczy lub ciała stałego i gazu:



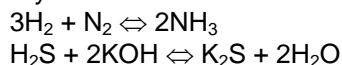
#### 5.4. Reakcje odwracalne i nieodwracalne

Reakcje chemiczne, które dobiegają do końca, tzn. aż do całkowitego zużycia się któregoś z substratów, nazywamy reakcjami **nieodwracalnymi** lub jednokierunkowymi, np. reakcje spalania lub wydzielania się osadu:



Reakcjami nieodwracalnymi są przeważnie reakcje heterogeniczne.

Reakcje **odwracalne** natomiast mogą przebiegać zarówno w jednym, jak i w przeciwnym kierunku według tego samego równania. Reakcja odwracalna w żadnym kierunku nie przebiega do końca, powstające produkty reagują ze sobą i zmieniają się z powrotem w substraty. Między substratami i produktami ustala się stan równowagi dynamicznej. Zależność między stężeniami reagujących substancji w stanie równowagi jest określona przez prawo działania mas Guldberga i Wagego. Przykłady reakcji odwracalnych:



#### PYTANIA KONTROLNE

1. Jakie są zasadnicze typy reakcji?
2. Podać kilka przykładów reakcji syntezy, analizy, wymiany pojedynczej i podwójnej.
3. Jakie reakcje nazywamy egzotermicznymi, a jakie endotermicznymi?
4. Jak zmienia się wartościowość pierwiastka w wyniku jego utleniania (redukcji)?
5. Jakie reakcje nazywamy reakcjami redoks. Czym charakteryzuje się utleniacz i reduktor.
6. Podać przykłady reakcji homogenicznych i heterogenicznych.

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.

### CZĘŚĆ DOŚWIADCZALNA

#### Ćw. 1. Otrzymywanie i własności SO<sub>2</sub>

Sprzęt: - kolba płaskodenna 0,5 dm<sup>3</sup> z i korkiem,  
- łyżka do spalania,  
- palnik gazowy

Odczynniki: - siarka (kwiat siarczany)  
- błękit bromotymolowy (BBT)  
- wiórki magnezowe

Opis doświadczenia

Do kolby nalewamy wody z kranu do zaznaczonego poziomu oraz dwie krople wskaźnika BBT. Na łyżce do spalania umieszczamy niewielką ilość siarki i ogrzewamy nad palnikiem. Siarka topi się w temp. 260°C i zapala. Po zapaleniu się siarki opuszczamy łyżkę do kolby ponad powierzchnię wody i obserwujemy wydzielanie się białego dymu. Po wypaleniu się siarki wyciągamy łyżkę, naczynie zamykamy korkiem i zawartość wytrząsamy. Obserwujemy zmianę zabarwienia wskaźnika. Błękit bromotymolowy zmienia zabarwienie w zależności od pH roztworu, w którym się znajduje. W środowisku obojętnym lub

lekko zasadowym ma zabarwienie niebieskie, w środowisku słabo kwaśnym ma zabarwienie żółte. Po rozpuszczeniu  $\text{SO}_2$  w wodzie tworzy się kwas siarkowy(IV). Następnie wsypujemy do kolby wiórki magnezowe i obserwujemy po chwili wydzielanie drobnych bąbelków wodoru.

### Ćw. 2. - Otrzymywanie i własności $\text{CO}_2$

Sprzęt: - 2 kolbki erlenmayer'a z korkiem  
- rurka zgięta (u-rurka)wkorku

Odczynniki: - krystaliczny  $\text{CaCO}_3$ ,  
- 1M HCl  
- błękit bromotymolowy (BBT)

#### Opis ćwiczenia

Do dwóch kolbek nalewamy wodę destylowaną i do każdej z nich dodajemy kilka kropeł wskaźnika BBT. Do jednej wrzucamy kilka kawałków  $\text{CaCO}_3$ , dodajemy  $10 \text{ cm}^3$  HCl i zatykamy korkiem z rurką odprowadzającą (u-rurką). Drugi koniec rurki zanurzamy w kolbce zawierającej wodę destylowaną i wskaźnik. Obserwujemy wydzielanie się  $\text{CO}_2$  oraz zmianę zabarwienia wskaźnika w drugiej kolbce.

### Ćw. 3. Otrzymywanie i własności MgO

Sprzęt: - statyw z probówkami  
- blaszki żelazne  
- palnik gazowy

Odczynniki: - wiórki magnezowe  
- woda destylowana  
- fenoloftaleina  
- 2M  $\text{H}_2\text{SO}_4$   
- 2M NaOH

#### Opis ćwiczenia

Na płytce żelaznej umieszczamy szczyptę wiórek magnezowych (ok.0,5 g) i ogrzewamy pod wyciągiem (reakcja silnie egzotermiczna! – obserwację prowadzi w okularach ochronnych). Powstający podczas reakcji tlenek magnezu wsypujemy do probówki zawierającej ok.  $5 \text{ cm}^3$  wody destylowanej oraz dwie krople fenoloftaleiny. Obserwujemy zmianę zabarwienia wskaźnika. Fenoloftaleina zmienia zabarwienie w zależności od pH roztworu, w którym się znajduje. W środowisku kwaśnym lub obojętnym jest bezbarwna, w środowisku zasadowym ma zabarwienie malinowe. Roztwór z nad osadu zlewamy do dwóch probówek . Do jednej dodajemy  $1-2 \text{ cm}^3$  2M roztworu  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , a do drugiej 2M NaOH i obserwujemy zabarwienie..

### Ćw.4. Otrzymywanie wodorotlenków w reakcji strącania osadów

Sprzęt: - próbówki w statywie

Odczynniki: - 2M roztwór NaOH  
- roztwory soli  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{NiSO}_4$

#### Opis ćwiczenia

Do czterech próbek nalewamy po ok.  $2 \text{ cm}^3$  roztworów soli. Następnie do każdej z nich nalewamy taką samą objętość NaOH. Obserwujemy zachodzące reakcje oraz zabarwienie powstałych wodorotlenków.

### Ćw. 5. Badanie własności amfoterycznych $\text{Sn}(\text{OH})_2$

Sprzęt: - probówki w statywie

Odczynniki: - roztwór chlorku cyny(II) -  $\text{SnCl}_2$

- 2M NaOH

- 2M HCl

Opis ćwiczenia

Do probówki dodajemy ok.  $0,5 \text{ cm}^3$  roztworu chlorku cyny(II) i ostrożnie kroplami dodajemy 2M NaOH, aż do wytrącenia się białego osadu. Osad dzielimy na dwie części. Do jednej dodajemy ok.  $1 \text{ cm}^3$  2M HCl, a do drugiej ok.  $1 \text{ cm}^3$  2M NaOH. Obserwujemy rozpuszczanie się osadu.

### Ćw. 6. Reakcja rozkładu $\text{KMnO}_4$

Sprzęt: - suche probówki w statywie

Odczynniki: - krystaliczny  $\text{KMnO}_4$

- palnik gazowy

- łuczywo

- uchwyt na probówkę

Opis ćwiczenia

Do dwóch probówek wlewamy ok.  $2 \text{ cm}^3$  wody destylowanej. Do jednej wrzucamy kilka kryształków  $\text{KMnO}_4$  i obserwujemy malinowe zabarwienie roztworu. Do suchej probówki wsypujemy ok. 0,5 g krystalicznego  $\text{KMnO}_4$  (kilka kryształków). Podgrzewamy zawartość probówki nad palnikiem. Tłącym się łuczyciwem wprowadzonym do probówki sprawdzamy wydzielanie się tlenu. Po wyprażeniu zawartości, wsypujemy zawartość do drugiej probówki z wodą destylowaną. obserwujemy na zielone zabarwienie roztworu spowodowane obecnością  $\text{K}_2\text{MnO}_4$ .

Krystaliczny  $\text{KMnO}_4$  rozkłada się pod wpływem temperatury wg równania:



### Ćw. 7. Reakcja syntezy $\text{ZnS}$

Sprzęt: - blaszka żelazna

Odczynniki: - cynk metaliczny sproszkowany

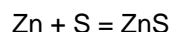
- palnik gazowy

- siarka (kwiat siarczany)

- szczypce

Opis ćwiczenia

Sproszkowaną mieszaninę cynku i siarki w stosunku wagowym  $\text{Zn} : \text{S} = 2 : 1$ . w ilości ok. 0,5 g umieszczamy na blaszce żelaznej i podgrzewamy nad palnikiem gazowym pod wyciągiem. Obserwujemy reakcję zachodzącą podczas ogrzewania przebiegającą wg równania:



### Ćw. 8. Reakcje wymiany podwójnej

Sprzęt: - probówki w statywie

Odczynniki: - 1M roztwory  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

- 1M roztwory  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , NaOH,  $\text{K}_2\text{CrO}_4$



20..../....	Nazwisko, imię:	Podpis prowadzącego
Wydz.		
Gr.	Temat: <b>KLASYFIKACJA ZWIĄZKÓW NIEORGANICZNYCH. TYPY REAKCJI CHEMICZNYCH</b>	

Nazwa etapu	Przebieg reakcji	Nazwa produktu	Obserwacje i wnioski
<b>Ćwiczenie 1 – Otrzymywanie i własności SO<sub>2</sub></b>			
1. Spalanie siarki	$S + O_2 = SO_2$	tlenek siarki(IV), dwutlenek siarki	Wydziela się gaz o ostrym zapachu
2.	$SO_2 + H_2O =$		
3.	$Mg + H_2SO_3 =$		
<b>Ćwiczenie 2 – Otrzymywanie i własności CO<sub>2</sub></b>			
1.	$CaCO_3 + HCl =$		
2.	$CO_2 + H_2O =$		
<b>Ćwiczenie 3 – Otrzymywanie i własności MgO</b>			
1.	$Mg + O_2 =$		
2.	$MgO + H_2O =$		
3.	$Mg(OH)_2 + H_2SO_4 =$		
4.	$Mg(OH)_2 + NaOH =$		
<b>Ćwiczenie 4 – Otrzymywanie wodorotlenków w reakcji strącania osadów</b>			
1.	$Ba(NO_3)_2 + NaOH =$		
2.	$CuSO_4 + NaOH =$		
3.	$FeCl_3 + NaOH =$		
4.	$NiSO_4 + NaOH =$		
5.	$Co(NO_3)_2 + NaOH =$		
<b>Ćwiczenie 5 - Badanie własności amfoterycznych Sn(OH)<sub>2</sub></b>			
1.	$SnCl_2 + NaOH =$		
2.	$Sn(OH)_2 + NaOH =$		
3.	$Sn(OH)_2 + HCl =$		

Nazwa typu reakcji	Przebieg reakcji	Zmiana stopnia utlenienia	obserwacje i wnioski
<b>Ćwiczenie 6 - Reakcja rozkładu KMnO<sub>4</sub></b>			
analiza, redoks, reakcja heterogeniczna	$2 \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$	$\text{Mn}^{+VII} \rightarrow \text{Mn}^{+VI}$ redukcja $\text{Mn}^{+VII} \rightarrow \text{Mn}^{+IV}$ redukcja $\text{O}^{-II} \rightarrow \text{O}^0$ utlenienie	wydziela się tlen, tłące łuczywo zapala się
<b>Ćwiczenie 7 - Reakcja syntezy ZnS</b>			
	$\text{Zn} + \text{S} =$		
<b>Ćwiczenie 8 - Reakcje wymiany podwójnej</b>			
1. wymiana podwójna, r. heterogeniczna	$\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{HCl}$	–	wytrąca się biały osad
2.	$\text{BaCl}_2 + \text{NaOH} =$		
3.	$\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 =$		
4.	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$		
5.	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} =$		
6.	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 =$		
<b>Ćwiczenie 9- Reakcje wymiany pojedynczej</b>			
1. wymiana pojed. , redoks, heterogenicz.	$\text{Fe} + \text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	$\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{+II}$ utl $\text{H}^+ \rightarrow \text{H}^0$ red	wydziela się gaz palny
2.	$\text{Zn} + \text{HCl} =$		
3.	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 =$		
4.	$\text{Zn} + \text{CuSO}_4 =$		
<b>Ćwiczenie 10 - Reakcje redoks</b>			
1. redoks, homogeniczna	$2\text{KMnO}_4 + 5\text{NaHSO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{NaHSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{Mn}^{+VII} \rightarrow \text{Mn}^{+II}$ red. $\text{S}^{+IV} \rightarrow \text{S}^{+VI}$ utl.	malinowy roztwór odbarwia się
2.	$\text{KMnO}_4 + \text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2$ $+ \text{NaHSO}_4 + \text{KOH}$ (uzgodnić reakcję)		
3.	$\text{KMnO}_4 + \text{NaHSO}_3 + \text{NaOH} = \text{K}_2\text{MnO}_4 +$ $\text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (uzgodnić reakcję)		