

Związki chemiczne, wiązania chemiczne, reakcje

Literatura:

L. Jones, P. Atkins – Chemia ogólna. Cząsteczki, materia, reakcje.

Lesław Huppenthal, Alicja Kościelecka, Zbigniew Wojtczak – Chemia ogólna i analityczna dla studentów biologii.

Lech Pajdowski – Chemia ogólna.

Adam Bielański – Podstawy chemii ogólnej i nieorganicznej.

Związki chemiczne

Związek chemiczny – trwałe połączenie co najmniej dwóch różnych **pierwiastków chemicznych** za pomocą dowolnego wiązania chemicznego.
Związki chemiczne powstają podczas reakcji chemicznych.

Podział główny: **związki organiczne, związki nieorganiczne**.

Rodzaje związków nieorganicznych:

- wodoroki – NaH,
- tlenki – MgO, CO₂
- kwasy – HCl, H₃PO₄
- wodorotlenki – KOH, Ba(OH)₂
- sole – FeCl₃, K₂Cr₂O₇
- węgliki – CaC₂
- azotki – Li₃N, C₃N₄

Prawo stałości składu: związki chemiczne mają stały skład ilościowy

Związki chemiczne

TLENKI – związki zbudowane z tlenu i innego pierwiastka.

- **tlenki metali** = (najczęściej) tlenki zasadowe
- **tlenki niemetalu** = (najczęściej) tlenki kwasowe
- **amfoteryczne** – wchodzą w reakcję z zasadami i kwasami.

Sposoby otrzymywania tlenków:

- reakcja tlenu z pierwiastkiem
- reakcja rozkładu termicznego soli oraz wodorotlenków
- reakcja utleniania tlenków niższych
- reakcja redukcji tlenków wyższych.

Związki chemiczne

KWASY – związki zbudowane z wodoru oraz reszty kwasowej.

- kwasy tlenowe (HNO_3);
- kwasy beztlenowe (HCl).

Sposoby otrzymywania kwasów:

- reakcja tlenku niemetalu i wody.
- reakcja mocnego kwasu z solą.

Moc kwasów maleje w grupie, a rośnie w okresie układu okresowego. Moc dla kwasów beztlenowych rośnie w grupie.

Możliwe reakcje:

- z metalami;
- tlenkami metalu;

Szereg aktywności wszystkich metali

Pierwiastki stojące w szeregu aktywności za wodorem nie są w stanie wyprzeć go z kwasu. Reakcja nie zachodzi, z wyjątkiem kwasu siarkowego (VI) oraz azotowego (V).

Związki chemiczne

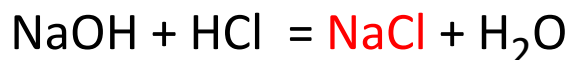
WODOROTLENKI – związki zbudowane z metalu oraz grupy wodorotlenowej (OH^-).

Otrzymywanie wodorotlenków:

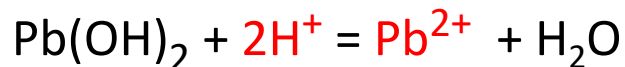
- reakcja metalu z grupy 1 lub 2 (oprócz berylu) z wodą
- reakcja tlenku metalu z grupy 1 lub 2 (oprócz berylu) z wodą

W zależności od charakteru chemicznego wodorotlenki możemy podzielić na:

- zasadowe, które wchodzą w reakcję z kwasami i tworzą sól



- amfoteryczne, które wchodzą w reakcję z kwasami oraz zasadami



Związki chemiczne

Sole – związki zbudowane z metalu oraz reszty kwasowej.

- obojętne (występują najczęściej)
- Wodorosole (NaH_2PO_4)
- hydroksosole (metal oraz reszta kwasowa i wodorotlenowa)

Sposoby otrzymywania soli:

- reakcja kwasu z zasadą;
- reakcja kwasu z tlenkiem metalu;
- reakcja kwasu z metalem;
- reakcja tlenku metalu z tlenek niemetalu
- reakcja zasady z tlenkiem niemetalu;
- reakcja metalu z niemetalem;
- reakcja soli1 z solą2
- reakcja soli1 z zasadą1;
- reakcja soli słabego kwasu z silnym kwasem;
- reakcja soli kwasu beztlenowego z silnym kwasem tlenowym.

Układ Okresowy Pierwiastków

| | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|--|---------------------------------------|---|---------------------------------------|--------------------------------------|--|--------------------------------------|--|--|---------------------------------------|--|---|--|---|--|---|---|
| 1 IA H Wodór 1.00794 | 2 IIA He Hel 4.002602 | | | | | | | | | | | 13 IIIA B Bor 10.811 | 14 IVA C Węgiel 12.0107 | 15 VA N Azot 14.00674 | 16 VIA O Tlen 15.9994 | 17 VIIA F Fluor 18.9984032 | 18 VIIIA Ne Neon 20.1797 |
| 3 Li Lit 6.941 | 4 IIIB Be Beryl 9.012182 | | | | | | | | | | | 5 B Bor 10.811 | 6 C Węgiel 12.0107 | 7 N Azot 14.00674 | 8 O Tlen 15.9994 | 9 F Fluor 18.9984032 | 10 Ne Neon 20.1797 |
| 11 Na Sód 22.989770 | 12 IIIB Mg Magnez 24.3050 | 3 IIIB | 4 IVB | 5 VB | 6 VIB | 7 VIIB | 8 VIII | 9 VIII | 10 VIII | 11 IB | 12 IIB | 13 Al Glin 26.981538 | 14 Si Krzem 28.0855 | 15 P Fosfor 30.973761 | 16 S Siarka 32.066 | 17 Cl Chlor 35.453 | 18 Ar Argon 39.948 |
| 19 K Potas 39.0983 | 20 Ca Wapń 40.078 | 21 Sc Skand 44.955910 | 22 Ti Tytan 47.867 | 23 V Wanad 50.9415 | 24 Cr Chrom 51.9961 | 25 Mn Mangan 54.938049 | 26 Fe Żelazo 55.8457 | 27 Co Kobalt 58.933200 | 28 Ni Nikiel 58.6934 | 29 Cu Miedź 63.546 | 30 Zn Cynk 65.409 | 31 Ga Gall 69.723 | 32 Ge German 72.64 | 33 As Arsen 74.92160 | 34 Se Selen 78.96 | 35 Br Brom 79.904 | 36 Kr Krypton 83.798 |
| 37 Rb Rubid 85.4678 | 38 Sr Stront 87.62 | 39 Y Itr 88.90585 | 40 Zr Cykon 91.224 | 41 Nb Niob 92.90638 | 42 Mo Molibden 95.94 | 43 Tc Technet (98) | 44 Ru Ruten 101.07 | 45 Rh Rod 102.90550 | 46 Pd Pallad 106.42 | 47 Ag Srebro 107.8682 | 48 Cd Kadm 112.411 | 49 In Ind 114.818 | 50 Sn Cyna 118.710 | 51 Sb Antymon 121.760 | 52 Te Tellur 127.60 | 53 I Jod 126.90447 | 54 Xe Ksenon 131.293 |
| 55 Cs Cez 132.90545 | 56 Ba Bar 137.327 | 57 to 71 | 72 Hf Hafn 178.49 | 73 Ta Tantal 180.9479 | 74 W Wolfram 183.84 | 75 Re Ren 186.207 | 76 Os Osme 190.23 | 77 Ir Iryd 192.217 | 78 Pt Platyna 195.078 | 79 Au Złoto 196.96655 | 80 Hg Rtęć 200.59 | 81 Tl Tal 204.3833 | 82 Pb Ołów 207.2 | 83 Bi Bizmut 208.98038 | 84 Po Polon (209) | 85 At Astat (210) | 86 Rn Radon (222) |
| 87 Fr Franc (223) | 88 Ra Rad (226) | 89 to 103 | 104 Rf Rutherford (261) | 105 Db Dubn (262) | 106 Sg Seaborg (266) | 107 Bh Bohr (264) | 108 Hs Has (269) | 109 Mt Meitner (268) | 110 Ds Darmstadt (271) | 111 Rg Roentgen (272) | 112 Uub Ununbium (285) | 113 Uut Ununtrium (284) | 114 Uuq Ununquadium (289) | 115 Uup Ununpentium (288) | 116 Uuh Ununhexium (292) | 117 Uus Ununseptium | 118 Uuo Ununoctium |

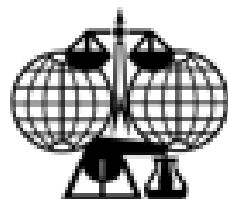
Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.

| | | | | | | | | | | | | | | |
|---------------------------------------|------------------------------------|---|-------------------------------------|-------------------------------------|------------------------------------|-------------------------------------|--------------------------------------|--------------------------------------|---------------------------------------|--------------------------------------|-----------------------------------|---------------------------------------|------------------------------------|-------------------------------------|
| 57 La Lantan 138.9055 | 58 Ce Cer 140.116 | 59 Pr Prazeodym 140.90765 | 60 Nd Neodym 144.24 | 61 Pm Promet (145) | 62 Sm Samar 150.36 | 63 Eu Europ 151.964 | 64 Gd Gadolin 157.25 | 65 Tb Terb 158.92534 | 66 Dy Dysproz 162.500 | 67 Ho Holm 164.93032 | 68 Er Erb 167.259 | 69 Tm Tul 168.93421 | 70 Yb Iterb 173.04 | 71 Lu Lutek 174.967 |
| 89 Ac Aktyn (227) | 90 Th Tor 232.0381 | 91 Pa Protaktyn 231.03688 | 92 U Uran 238.02891 | 93 Np Nepturn (237) | 94 Pu Pluton (244) | 95 Am Amezyk (243) | 96 Cm Kuri (247) | 97 Bk Berkel (247) | 98 Cf Kaliforn (251) | 99 Es Einstejn (252) | 100 Fm Ferm (257) | 101 Md Mendelew (258) | 102 No Nobel (259) | 103 Lr Lorens (262) |

Design Copyright © 1997 Michael Dayah (michael@dayah.com), <http://www.dayah.com/periodic/>

Nazewnictwo związków chemicznych



INTERNATIONAL UNION OF
PURE AND APPLIED CHEMISTRY

Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej

www.iupac.org

Wiązania chemiczne

Typy oddziaływań między atomami:

- **wiązania chemiczne** – oparte na wymianie elektronów walencyjnych
- oddziaływania o charakterze fizycznym – **siły van der Waalsa**

Typy wiązań:

- **wiązania kowalencyjne (atomowe)** - współlnienie elektronów walencyjnych sąsiadujących atomów
- **wiązania jonowe** – przeniesienie elektronów walencyjnych od jednego rodzaju atomów do drugiego
- **metaliczne** – współlnienie części elektronów walencyjnych bardzo wielu atomów

Istotną cechą w klasyfikacji wiązań jest różnica elektroujemności tworzących je atomów.
Gdy różnica elektroujemności wynosi:

- < 0,4 – **wiązania kowalencyjne,**
- 1,4 – 1,7 – **kowalencyjne spolaryzowane,**
- > 1,7 – **wiązania jonowe.**

Wiązania chemiczne

Typy oddziaływań między atomami:

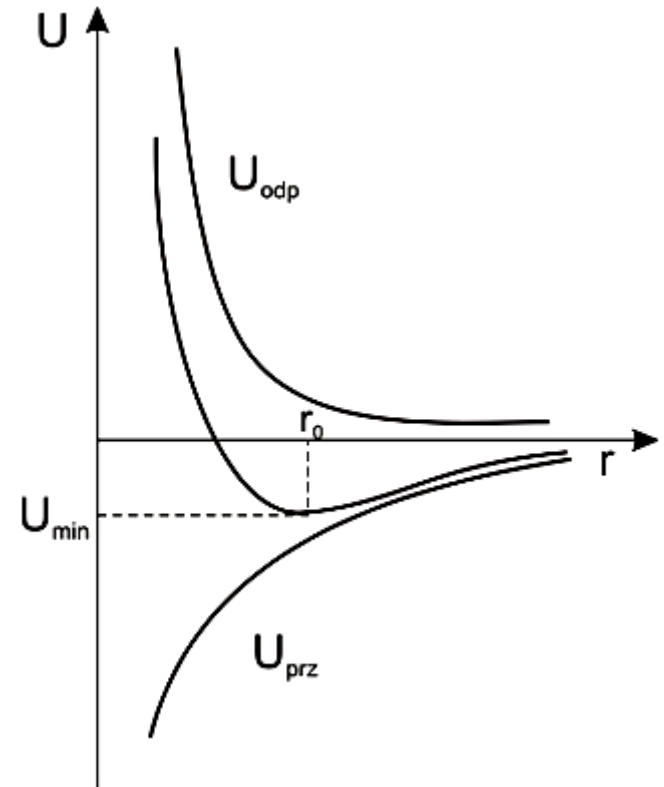
- wiązania chemiczne – oparte na wymianie elektronów walencyjnych
- oddziaływania o charakterze fizycznym – siły van der Waalsa

Elektronowa teoria wiązań Levis'a (1916):

każdy atom dąży do takiej zmiany zewnętrznej powłoki elektronowej, aby uzyskać najtrwalszą konfigurację, tzn. minimum energii. Trwałe konfiguracje to: s², s²p⁶, s²p⁶d¹⁰.

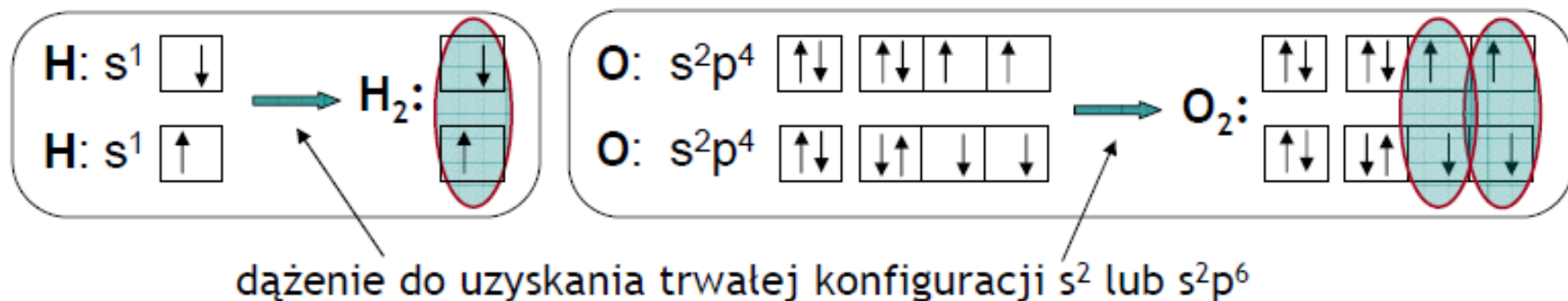
Inaczej:

przyczyną tworzenia się wiązań chemicznych jest dążenie układu do osiągnięcia minimum energii.

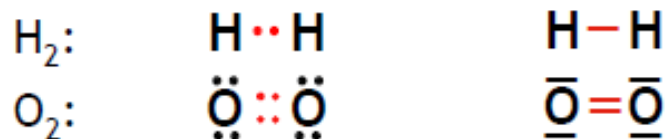


Wiązania chemiczne

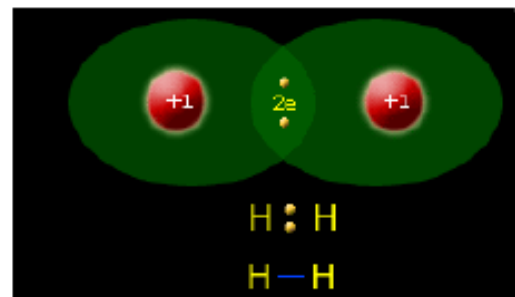
Wiązanie kowalencyjne – powstaje między atomami posiadającymi niesparowane elektrony walencyjne. Polega ono na utworzeniu wspólnej pary elektronowej, należącej jednocześnie do obu atomów.



Cząsteczki z wiązaniami kowalencyjnymi opisuje się za pomocą wzorów elektronowych lub kreskowych, tzw. **wzorów Levisa**:

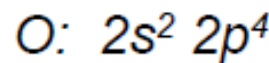
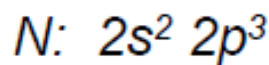
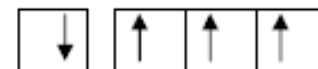
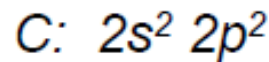
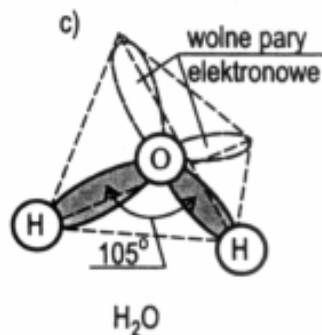
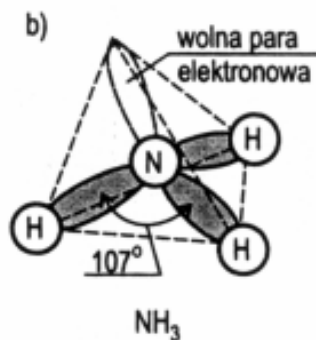
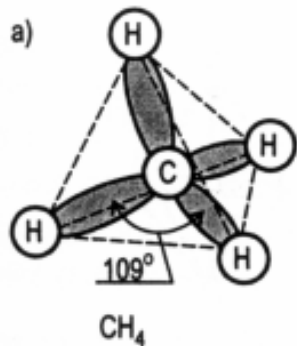
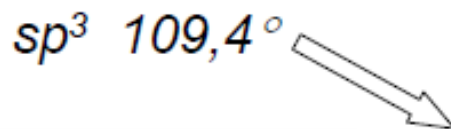
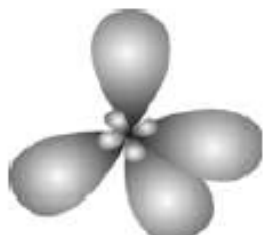
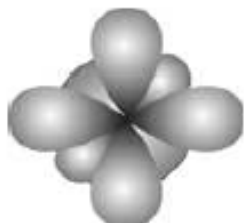
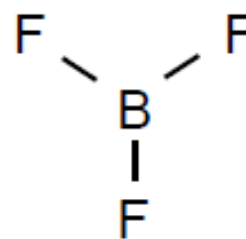
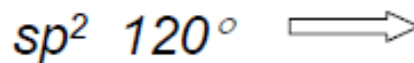
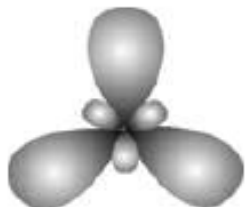
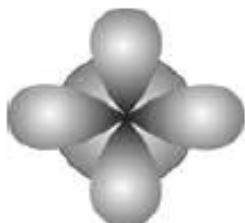


W przyrodzie gazy te występują w postaci cząsteczek dwuatomowych, co potwierdza teorię Levisa'a



Wiązania chemiczne (kowalencyjne)

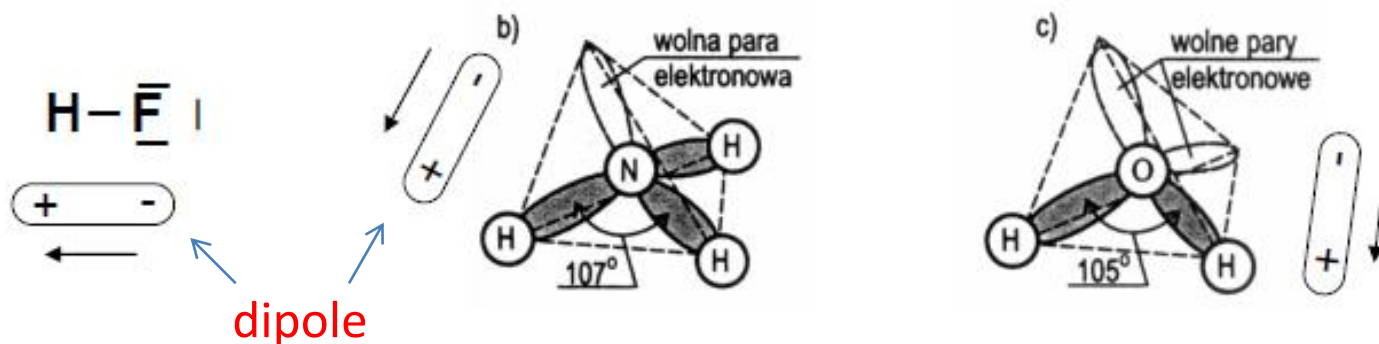
Orientacja przestrzenna orbitali
atomowych sHybrydyzowanych



Rodzaje wiązań kowalencyjnych

Wiązania kowalencyjne spolaryzowane – gdy wiązanie tworzą dwa różne atomy wspólna para elektronowa jest przyciągana przez atom pierwiastka bardziej **elektroujemnego**. Cząsteczka ulega polaryzacji.

Cząsteczki polarne: CO, HF, H₂O, NH₃ ($\mu \neq 0$)



Moment dipolowy (wektor skierowany od „-” do „+” dipola):

$$\mu = |q| \cdot d \quad \text{gdzie } q - \text{ładunek jednego bieguna, } d - \text{odległość biegunów}$$

Wiązania kowalencyjne

Podsumowanie

Wiązania kowalencyjne wykazują następujące właściwości:

- powstają między atomami o dużej elektroujemności (blok p)
- mają charakter kierunkowy
- mogą występować w dowolnym stanie skupienia:
 - gazy (H_2 , N_2 , O_2 , NH_3)
 - cieczce (H_2O , CH_3OH , H_3PO_4 , HNO_3)
 - ciała stałe (kryształy kowalencyjne: Si, SiO_2 , GaAs, SiC,
kryształy molekularne: lód, cukier, CO_2 zestalony)
- tworzą wiązania pojedyncze i wielokrotne
- energia wiązania i długość wiązania zależą od krotności wiązania

Wiązania jonowe

Wiązanie jonowe jest wynikiem maksymalnej polaryzacji **wiązania kowalencyjnego**. Polega ono na przeniesieniu elektronu od atomu mniej **elektroujemnego** do atomu bardziej **elektroujemnego**.

- występuje tylko w związkach chemicznych, nigdy między atomami tego samego pierwiastka
- tworzą je atomy o dużej różnicy **elektroujemności**
- skłonność atomów do tworzenia wiązania jonowego jest tym większa, im większa jest różnica **elektroujemności**
- atomy pierwiastków początkowych grup układu okresowego oddają elektrony, tworzą **kationy**
- atomy pierwiastków końcowych grup układu okresowego uzupełniają brakujące elektrony, tworzą **aniony**
- nie mają charakteru kierunkowego, mają zapełnione **zewnątrzne powłoki**, co daje symetrię sferyczną, analogiczną do gazu szlachetnego
- polega głównie na **oddziaływaniu elektrostatycznym**
- występuje wyłącznie w ciałach stałych o ciągłej strukturze krystalicznej

Wiązania metaliczne

Wiązania metaliczne występują między atomami metali tworzących sieć krystaliczną, a więc w ciele stałym. Dotyczą dużej liczby pierwiastków (85 ze 100).

- zjonizowane dodatnio atomy metali (kationy) tworzą gęsto upakowaną sieć krystaliczną
- uwolnione w wyniku jonizacji elektrony walencyjne są zdelokalizowane (nie są przypisane do określonych jonów) i poruszają się swobodnie w obrębie całej sieci krystalicznej, tworząc tzw. gaz elektronowy
- wiązania metaliczne są wynikiem równowagi dwóch sił: elektrostatycznego oddziaływania dodatnich jonów metalu z „chmurą elektronową” i sił odpychania między jednoimiennymi jonami w sieci.
- wiązania metaliczne nie są kierunkowe; dobre przewodnictwo ciepła i prądu

Siły van der Waalsa

Oddziaływania międzycząsteczkowe (siły van der Waalsa, wiązania drugiego rzędu) - słabe oddziaływania elektrostatyczne między atomami lub cząsteczkami, nie mają charakteru wiązania chemicznego

- mają wpływ na stan skupienia materii (topnienie, wrzenie, kondensacja, krystalizacja gazów CO_2 , N_2 , skraplanie gazów szlachetnych)
- są odpowiedzialne za adsorpcję fizyczną
- ujawniają się szczególnie w niskiej temperaturze, gdy słabną drgania termiczne cząsteczek i atomów
- są bardzo słabe, 4-40kJ/mol (ok. 10% energii typowego wiązania chemicznego)
- występują zawsze, odgrywają jednak rolę tylko wtedy, gdy inne wiązania nie są możliwe
- źródłem wiązania jest trwały lub indukowany moment dipolowy cząsteczek lub fluktuacje ładunku w atomach (cząsteczkach) obojętnych

Wiązania wodorowe

Wiązanie wodorowe powstaje między atomem wodoru związanym z atomem o dużej elektroujemności, a atomem posiadającym wolne pary elektronowe.

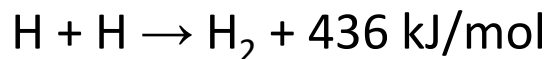
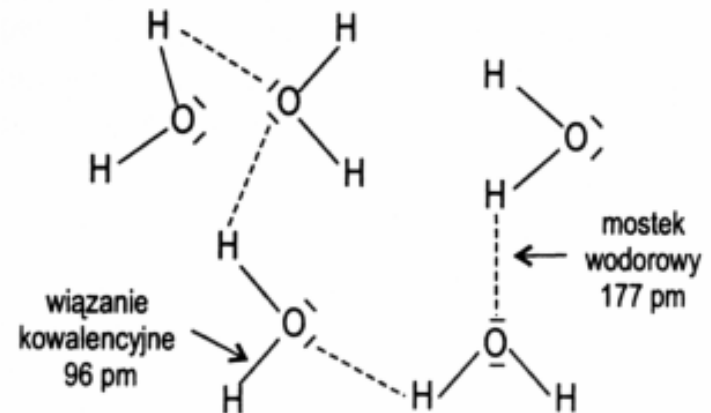
Np. w silnie spolaryzowanej cząsteczce wody atom wodoru jest prawie zupełnie pozbawiony elektronu. Jest on przyciągany przez atom tlenu sąsiedniej cząsteczki wody, który ma dwie wolne pary elektronowe.

Wiązanie to może być traktowane jako: -elektrostatyczne (dipol - dipol)

- kowalencyjne (donorowo- akceptorowe)

Wskutek tych wiązań w wodzie powstają grupy cząsteczek wody (**asocjaty**), złożone średnio z 6 cząsteczek wody, połączonych tzw. **mostkami wodorowymi**.

| Wiązanie wodorowe | Energia [kJ/mol] |
|-------------------|------------------|
| O - H...O | 12,5 - 33,4 |
| O - H...N | 16,7 - 29,3 |
| N - H ...O | 12,5 - 16,7 |
| N - H ...N | 5,4 - 20,9 |
| F - H ...F | 20,9 - 33,4 |



Reakcje chemiczne

Reakcje chemiczne

Reakcja chemiczna – proces, w wyniku którego pierwotna substancja zwana **substratem** przemienia się w inną, zwaną **produktem**. Aby cząsteczka substratu zamieniła się w cząsteczkę produktu konieczne jest rozerwanie przynajmniej jednego z obecnych w niej wiązań chemicznych pomiędzy atomami, bądź też utworzenie się przynajmniej jednego nowego wiązania.

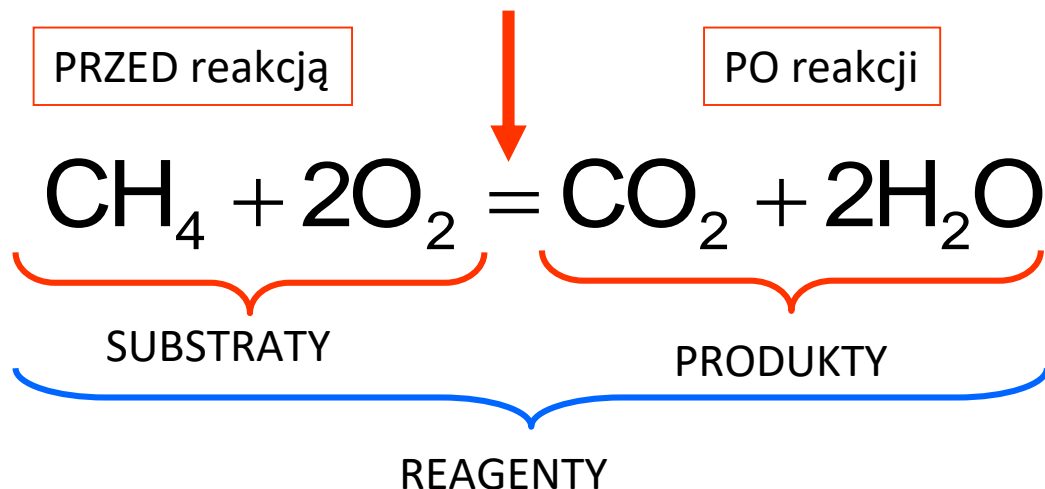
Rodzaje reakcji:

- przebiegające z wydzieleniem (**egzotermiczne**)
- przebiegające z pochłonięciem energii (**endotermiczne**)
- przebiegające bez zmiany stopnia utlenienia pierwiastków (reakcje **kwasy - zasady**)
- przebiegające ze zmianą stopnia utlenienia pierwiastków (reakcje **utleniacz - reduktor**)

| Typ reakcji | Schemat | Przykłady |
|----------------------------|-------------------------------|--|
| Reakcja syntezy | $X + Y \rightarrow XY$ | $CO_2 + H_2O \rightarrow H_2CO_3$ |
| | | $H_2CO_3 + BaCO_3 \rightarrow Ba(HCO_3)_2$ |
| Reakcja rozkładu (analizy) | $XY \rightarrow X + Y$ | $ZnCO_3 \rightarrow ZnO + CO_2$ |
| Reakcja wymiany | $X + YA \rightarrow XA + Y$ | $Zn^0 + Cu^{+2}SO_4 \rightarrow Zn^{+2}SO_4 + Cu^0$ |
| | | $C + ZnO \rightarrow CO + Zn$ |
| | | $O_2 + HgS \rightarrow SO_2 + Hg$ |
| Reakcja podwójnej wymiany | $XA + YB \rightarrow XB + YA$ | $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + HOH$ |
| | | $NaCl + AgNO_3 \rightarrow NaNO_3 + AgCl \downarrow$ |

Reakcje chemiczne

RÓWNANIE REAKCJI CHEMICZNEJ



INTERPRETACJA (odczytanie) równania reakcji

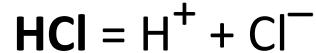
- na poziomie cząsteczkowym:
"Jedna cząsteczka metanu reaguje z dwiema cząsteczkami tlenu dając cząsteczkę ditlenku węgla i dwie cząsteczki wody"
- na poziomie makroskopowym:
"Jeżeli jeden mol metanu przereaguje z dwoma molami tlenu to powstanie jeden mol ditlenku węgla i dwa mole wody"

Reakcje chemiczne

Reakcje kwas - zasada

Teoria Arrheniusa (1887):

- **kwas** to związek oddający w roztworach wodnych **kationy H^+** ,

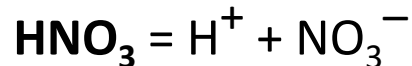


- **zasada** to związek oddający w roztworach wodnych **aniony OH^-** ,

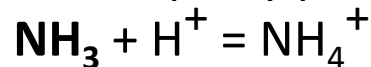


Teoria Brönsteda – Lowry'ego (1923):

- **kwasy** to donory protonów (H^+)

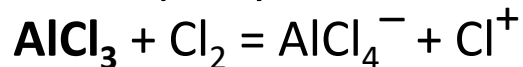


- **zasady** to akceptory protonów (H^+)

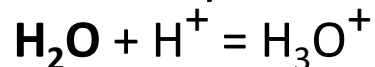


Teoria Lewisa (1923):

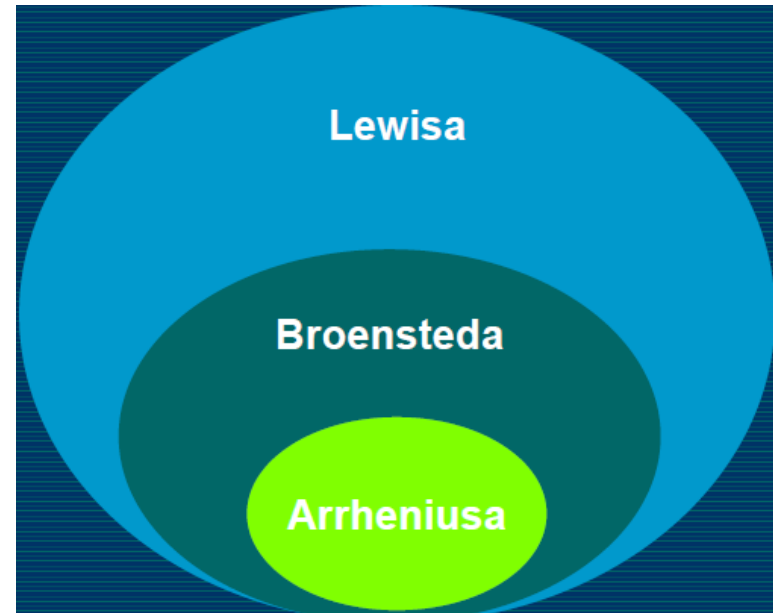
- **kwasy** to akceptory elektronów, np.:



- **zasady** to donory elektronów, np.:



Modele kwasów i zasad



Reakcje chemiczne

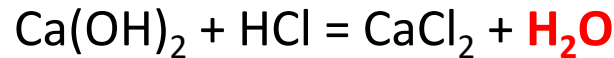
Reakcje kwas - zasada

Procesy chemiczne zachodzące w oparciu o teorie kwasów i zasad:

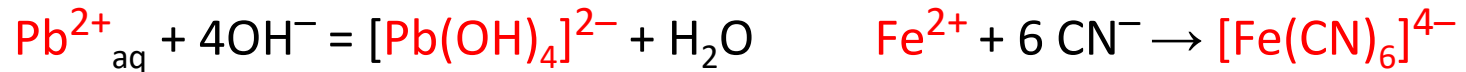
- dysocjacja elektrolityczna - rozpad cząsteczek na jony w wyniku oddziaływania z cząsteczkami wody



- reakcje zobojętniania



- amfoteryczność



- hydroliza soli



- wytrącanie trudno rozpuszczalnych w wodzie osadów



(anion Cl^- wypiera ze sfery koordynacyjnej kationu wodę i powstaje elektrycznie obojętna cząsteczka.)

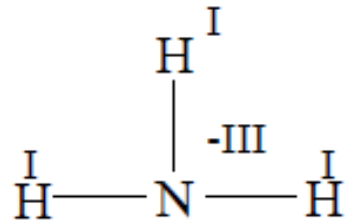
Reakcje chemiczne

Reakcje utleniania i redukcji

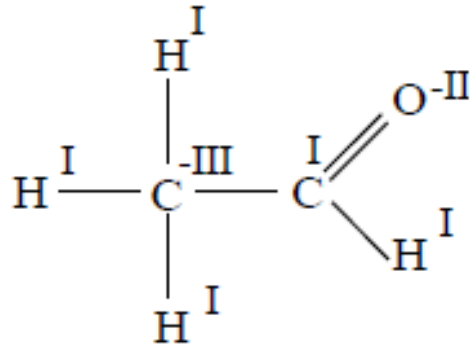
Zachodzą ze zmianą stopnia utlenienia pierwiastków.

Stopnie utlenienia pierwiastków:

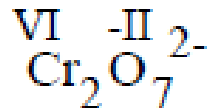
- w cząsteczce amoniaku:



- w cząsteczce aldehydu octowego:



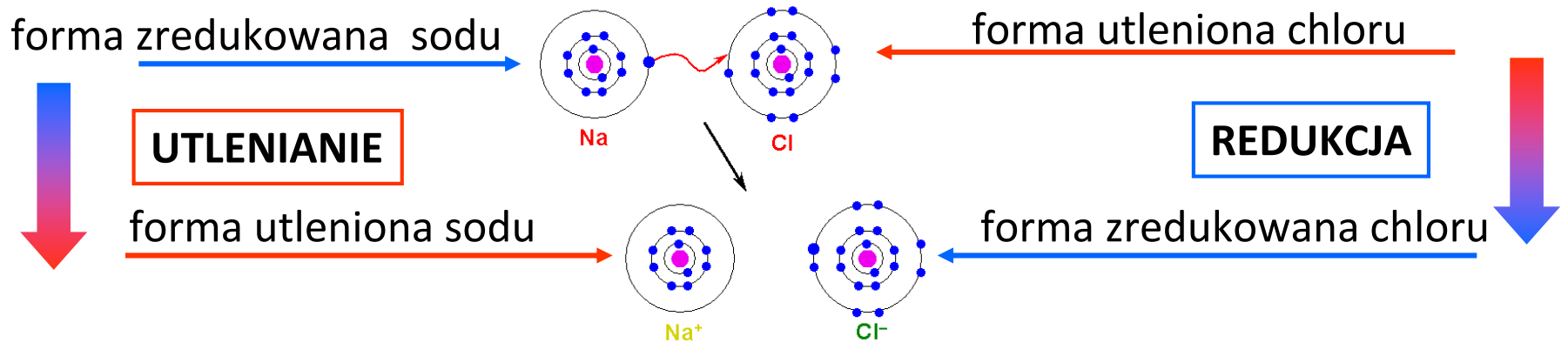
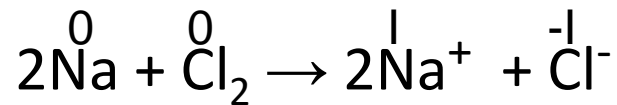
- w jonie dichromianowym:



Reakcje utleniania i redukcji

UTLENIANIE – wzrost stopnia utlenienia

REDUKCJA – obniżenie stopnia utlenienia



UTLENIACZ – przyjmuje elektrony

REDUKTOR – oddaje elektrony

Reakcje utleniania i redukcji

Reguły służące do wyznaczania stopnia utlenienia pierwiastka

1. Pierwiastki w stanie wolnym (O_2 , Ca)
2. Proste jony (Na^+ , Cu^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , S^{2-})
3. Suma stopni utlenienia w cząsteczce
4. Suma stopni utlenienia w jonie
5. Wodór w związkach

Wyjątek: wodorki (NaH , MgH_2)

6. Tlen w związkach

Wyjątki: nadtlenki (H_2O_2)
ponadtlenki (KO_2)
fluorek tlenu (OF_2)

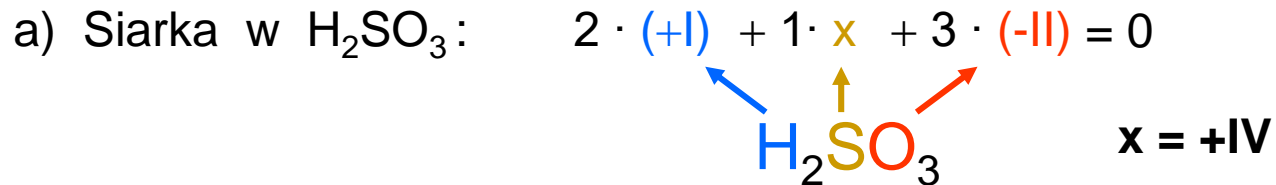
7. Formalny stopień utlenienia nie musi być liczbą całkowitą i może mieć wartości ułamkowe
8. W związkach organicznych połączenie węgiel-węgiel traktujemy jako 0 (bez względu na liczbę wiązań) !!!

| |
|----------------|
| 0 |
| ładunek jonu |
| 0 |
| ładunek jonu |
| +1 |
| -1 |
| -2 |
| -1 |
| $-\frac{1}{2}$ |
| +2 |

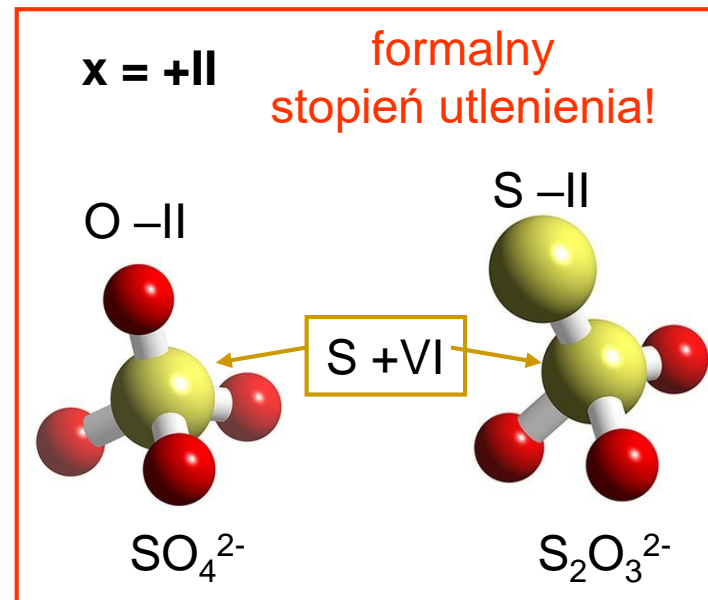
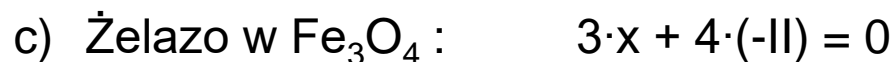
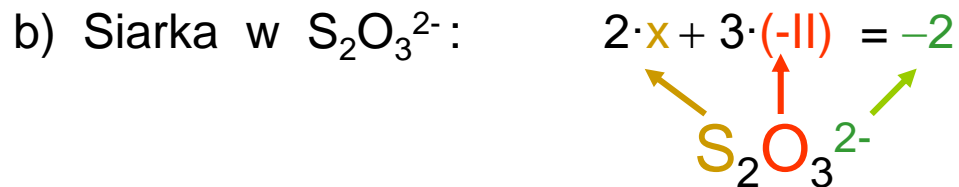
Reakcje utleniania i redukcji

Przykłady obliczania stopni utlenienia:

Suma stopni utlenienia w cząsteczce = 0



Suma stopni utlenienia w jonie = ładunek jonu



Reakcje utleniania i redukcji

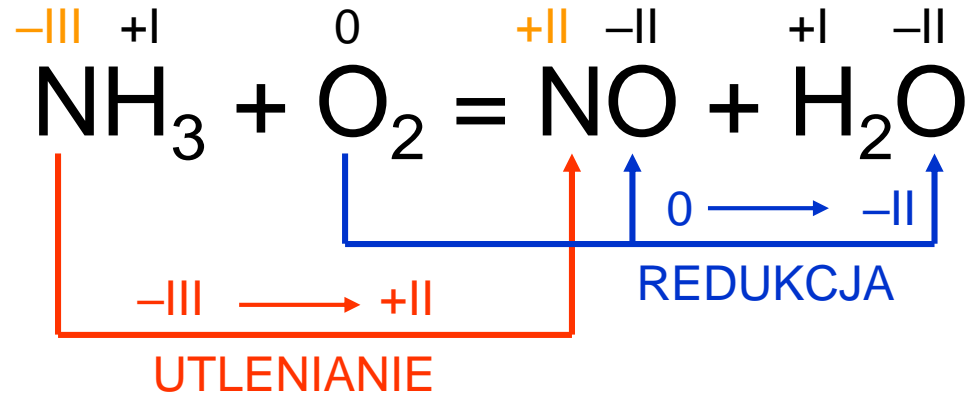
DOBIERANIA WSPÓŁCZYNNIKÓW REAKCJI

Na podstawie stopni utlenienia

a) stopnie utlenienia znane:

b) stopnie utlenienia wyliczone:

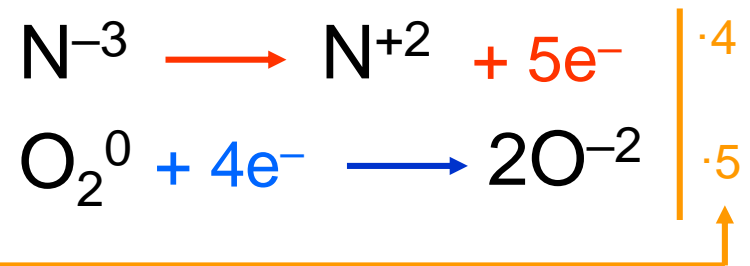
c) pierwiastki zmieniające stopień utlenienia:



d) liczba wymienianych elektronów:

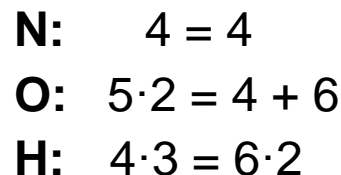
e) uzgodnienie liczby

elektronów oddanych z pobranymi:



f) równanie końcowe: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$

g) sprawdzenie licznosci pierwiastków po obydwu stronach równania:

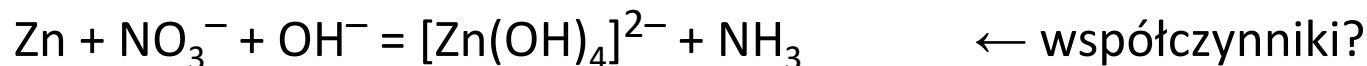


Reakcje utleniania i redukcji - rodzaje

1. Przebiegające w środowisku kwaśnym



2. Przebiegające w środowisku zasadowym



3. Przebiegające w środowisku obojętnym



4. Dysproporcjonowania

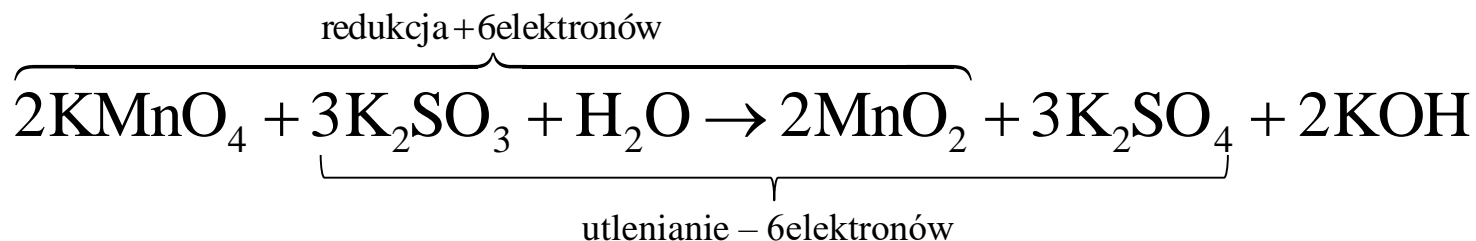


5. Utleniania substancji, w których reduktorem są atomy różnych pierwiastków lub atomy tego samego pierwiastka na różnych stopniach utlenienia

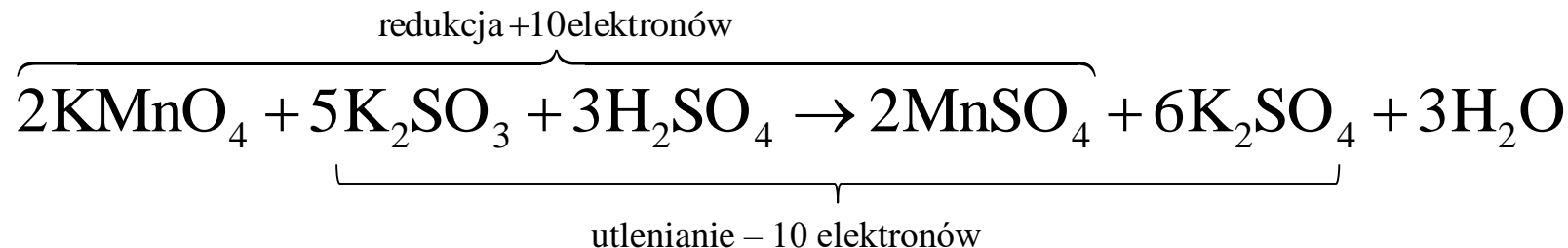


Reakcje utleniania i redukcji - rodzaje

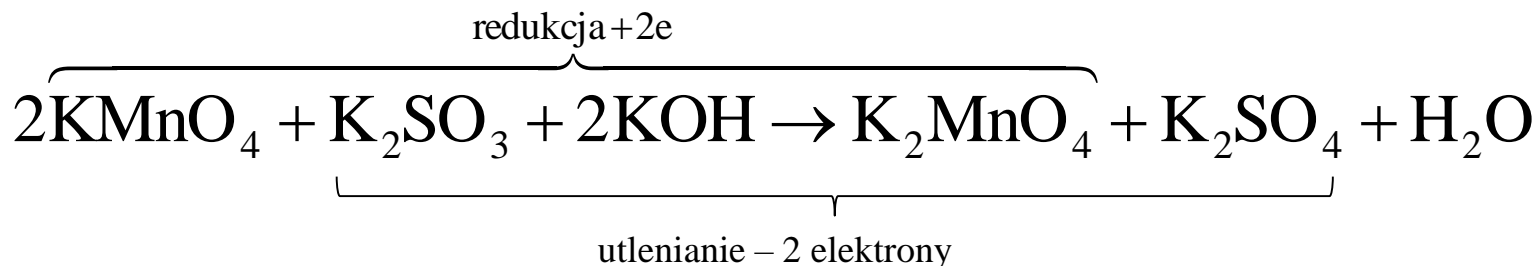
Reakcja w środowisku obojętnym

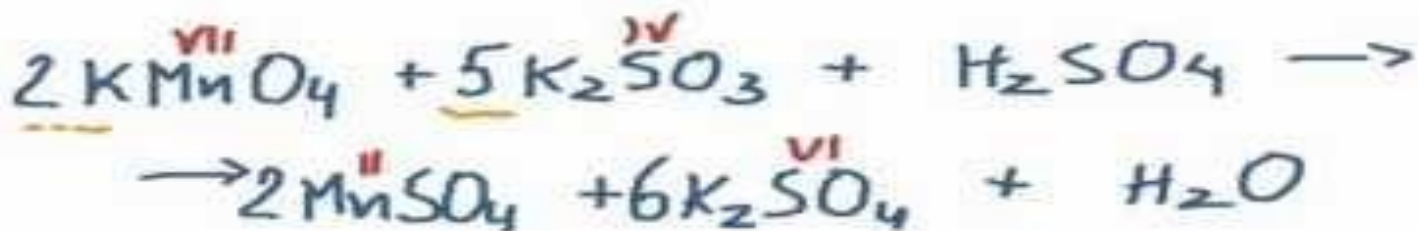
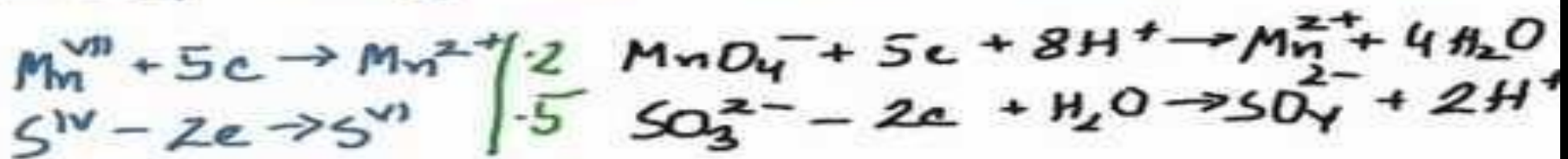


Reakcja w środowisku kwaśnym



Reakcja w środowisku zasadowym





Właściwości fizyczne i chemiczne wybranych kwasów zasad i soli

Reakcje jonowe w roztworach wodnych

objawy reakcji
 odczyn środowiska reakcji



reakcje jonowe
 rodzaj osadu

LEGENDA:

Tabela zawiera charakterystykę objawów, warunków i rezultatów reakcji zachodzących między jonami w roztworach wodnych o stężeniu 0.1 – 1.0 mol/dm³.

| kationy aniony | H ⁺ | Na ⁺ | K ⁺ | NH ₄ ⁺ | Mg ²⁺ | Ca ²⁺ | Ba ²⁺ | Cr ³⁺ | Mn ²⁺ | Fe ²⁺ | Fe ³⁺ | Cu ²⁺ | Ag ⁺ | Zn ²⁺ | Cd ²⁺ | Hg ²⁺ | Al ³⁺ | Sn ²⁺ | Pb ²⁺ | |
|----------------------------------|----------------|-----------------|----------------|------------------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|-----------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|------------------|---|
| F ⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| Cl ⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| Br ⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| I ⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| OH ⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| S ²⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| SO ₃ ²⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| SO ₄ ²⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| NO ₃ ⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| PO ₄ ³⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| CO ₃ ²⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| SiO ₃ ²⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| ClO ₄ ⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| CrO ₄ ²⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |
| CH ₃ COO ⁻ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ | ○ |

Objawy reakcji (barwa odpowiada w przybliżeniu barwie osadu bądź roztworu reagentów w stanie równowagi jonowej):

- ↓ strąca się bezbarwny osad
- ↓ strąca się biały osad
- ↓ strąca się żółty osad, rozpuszczalny w nadmiarze anionów
- ↓ strąca się biały osad, a jednocześnie wywiązuje się bezwony gaz
- wywiązuje się bezwony gaz
- wywiązuje się gaz o charakterystycznym zapachu
- roztwór bezbarwny, osad nie strąca się, brak widocznych objawów reakcji. (Uwaga: Reakcje zobojętniania rozpoznaje się wskaźnikiem kwasowo-zasadowym.)
- roztwór barwy żółtej, osad nie strąca się, brak widocznych objawów reakcji. (Uwaga: Zmiana barwy roztworu po dodaniu określonego anionu może świadczyć o zachodzącej reakcji.)

Odczyn środowiska reakcji:

- ▲ odczyn kwaśny
- ▲ odczyn obojętny
- ▲ odczyn słabo zasadowy (amoniakalny)
- ▲ odczyn silnie zasadowy (alkaliczny)
- ▲ zmienny w czasie dodawania anionu

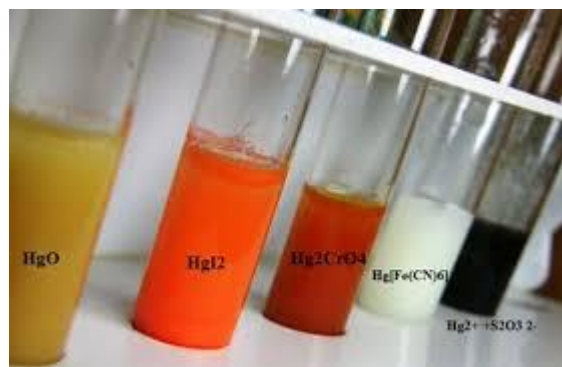
Reakcje jonowe w roztworze wodnym:

- powstawanie trudno rozpuszczalnej substancji
- powstawanie słabego elektrolitu
- zobojętnianie
- hydrolyza
- utlenianie-redukcja
- tworzenie związków zespolonych
- agregacja anionowa
- stan równowagi jonowej

Rodzaj strąconego osadu:

- sól prosta
- hydroksosól
- tlenek
- wodorotlenek
- kwas

http://www.vmc.org.pl/images/chemia/tabele/reakcje_jonowe_w_roztworach_wodnych.jpg



Chrom i jego związki