

UKŁAD OKRESOWY PIERWIĄSTKÓW

1

Układ okresowy pierwiastków

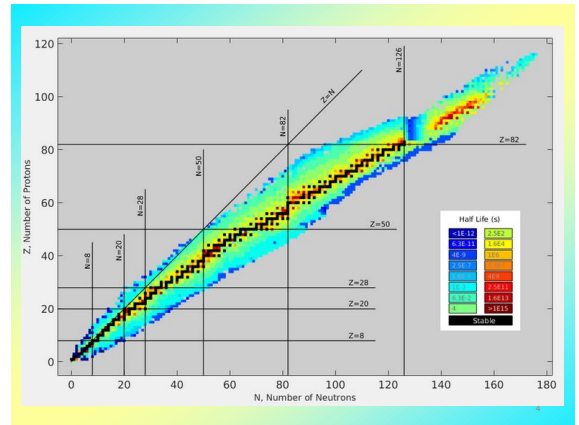
Dmitrij Iwanowicz Mendelejew
(1834-1907)

2

Grupy 1 – 18 (główne 1 i 2 oraz 13 – 18; poboczne 3 – 12)
 1-litowce; 2-berylowce; 3-skandowce; 4-tytanowce; 5-wanadowce; 6-chromowce; 7-manganowce;
 8-żelazowce; 9-kobaltowce; 10-niklowce; 11-miedziowce; 13-borowce; 14-węglowce;
 15-azotowce; 15-tlenowce; 17-fluorowce(halogeny); 18-helowce(gazy szlachetne)

<http://www.ptable.com/>

3



4

Podstawowa budowa atomu

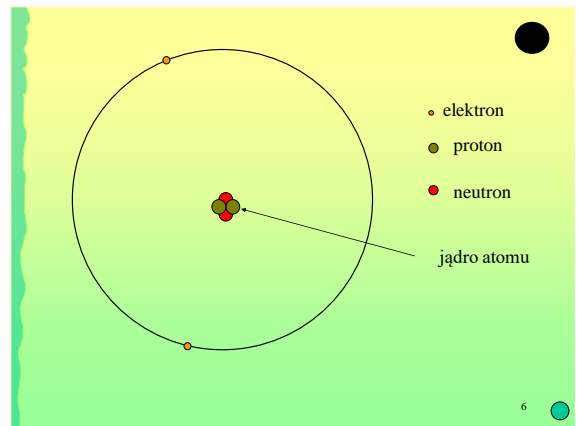
Cząstka elementarna	symbol	Masa [u]	ładunek [e]	Liczba cząstek w atomie
Proton	P	1,007 ≈ 1	+1	Z
Neutron	n	1,009 ≈ 1	0	A-Z
elektron	e	1/1840	-1	Z

Z – liczba atomowa; A – liczba masowa

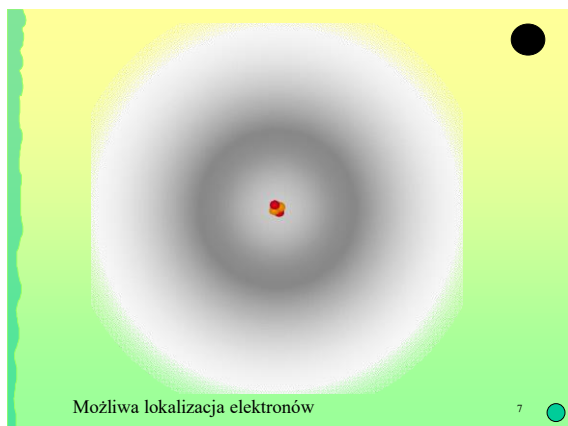
$$\frac{A}{Z} X$$

$$\frac{40}{20} Ca$$

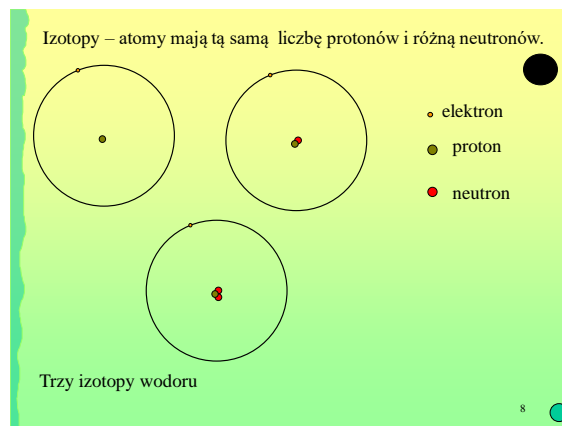
5



6



7



8

PODSTAWOWE POJĘCIA CHEMICZNE

Pierwiastek chemiczny jest to zbiór atomów o jednakowej liczbie protonów

Masa atomowa pierwiastka jest średnią ważoną z mas izotopowych naturalnej mieszaniny izotopów (wyrażona w jednostkach masy atomowej)

Jednostka masy atomowej (u) jest równa 1/12 masy atomu nuklidu węgla $1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$

9

PODSTAWOWE POJĘCIA CHEMICZNE

Masa cząsteczkowa jest to masa cząsteczki związku wyrażona w atomowych jednostkach masy. Obliczamy ją, sumując masy atomowe wszystkich atomów wchodzących w skład cząsteczki

Mol (jednostka liczności substancji) jest to liczba elementów (atomów, jonów, cząstek, elektronów itp.) równa liczbie atomów zawartych w 12 g izotopu węgla $^{12}_6\text{C}$. Liczba elementów zawartych w jednym molu jest nazwana liczbą Avogadra i wynosi $6,0221367 \times 10^{23}$

Cząstka	Masa, g
proton	$1,6726 \cdot 10^{-24}$
neutron	$1,6749 \cdot 10^{-24}$
elektron	$0,91096 \cdot 10^{-27}$

Jednostka masy atomowej (u) jest równa 1/12 masy atomu nuklidu węgla $1 \text{ u} = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$

10

Liczba atomowa: 16

Symbol chemiczny: S

Stopień utlenienia: -2; 2; 4; 6

Struktura elektronowa: Ne $3s^2 3p^4$

Względna masa atomowa: 32,066

Temperatura topnienia: 112,8

Temperatura wrzenia: 444,67

Elektroujemność: 2,4

11


W 1804 roku uczoney angielski John Dalton sformułował **hipotezę o atomistycznej budowie materii** - hipotezę, która wyjaśniała znane wówczas prawa chemiczne. Dalszy rozwój badań nad budową materii doprowadził do zmodyfikowania niektórych sformułowań hipotezy Daltona, jednak sens chemiczny jego koncepcji pozostał aktualny do dziś.

Postulat I. Każdy pierwiastek chemiczny jest zbiorem małych, kulistych cząstek zwanych atomami. Wszystkie atomy danego pierwiastka mają identyczne właściwości chemiczne

Postulat II. Atomy różnych pierwiastków różnią się od siebie cechami chemicznymi i fizycznymi. Istnieje tyle rodzajów atomów o określonych właściwościach chemicznych, ile jest pierwiastków

Postulat III. Atom danego pierwiastka nie może ulec przekształceniu w atom innego pierwiastka podczas reakcji chemicznej

12




Postulat IV. Łączenie się pierwiastków w związki chemiczne polega na łączeniu się atomów różnych pierwiastków w zespoły zwane cząsteczkami chemicznymi

Postulat V. Związek chemiczny jest zbiorem cząsteczek. Wszystkie cząsteczki danego związku chemicznego zawierają tę samą liczbę tych samych rodzajów atomów i mają identyczne właściwości chemiczne

Postulat VI. Rozłożenie związku chemicznego na pierwiastki polega na rozpadzie cząsteczek na atomy. Proces ten może przebiegać w kilku etapach.

Postulat VII. Atomy tego samego pierwiastka mogą połączyć się w cząsteczki.

13



TEORIA STRUKTURALNA


Postulat I. Atomy tworzące cząsteczkę są połączone wiązaniami chemicznymi

Postulat II. Liczba wiązań chemicznych, które tworzy atom, jest cechą charakterystyczną pierwiastka i jego podstawową właściwością chemiczną.

Postulat III. Pierwiastki mogą zmieniać wartośćowość (liczbę wiązań) w zależności od pierwiastka, z którym tworzą związek chemiczny lub w zależności od warunków przeprowadzenia reakcji.

Postulat IV. Mogą istnieć związki o identycznych wzorach sumarycznych, lecz różnych wzorach strukturalnych.

14



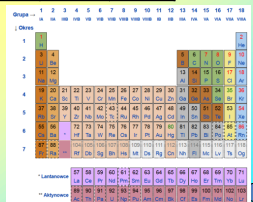
% skład ludzkiego ciała

H	O	C	Na	Ca	P	Cl
63%	25,5%	9,5%	1,4%	0,31%	0,22%	0,08%


% skład skorupy ziemskiej

O	Si	Al	Fe	Ca	Na	K
47%	28%	7,9%	4,5%	3,5%	2,5%	2,5%

118 znanych pierwiastków
92 w postaci naturalnej
Symbol – 1 lub 2 litery – nazwy łacińskiej



15




1 2 9 9 4 9 7 1 5
ORGANIC AND INORGANICAL SUBSTANCES TO DATE
Marzec 2021 Powyżej 178 milionów
Marzec 2022 Powyżej 193 milionów
Marzec 2023 Powyżej 204 milionów
12.05.2017
<https://www.cas.org/about/cas-content>

Przykładowy, podstawowy podział związków chemicznych

```

graph TD
    A[Związki chemiczne] --> B[nieorganiczne]
    A --> C[organiczne]
    B --> B1[tlenki]
    B --> B2[wodorotlenki]
    B --> B3[kwasy]
    B --> B4[sole]
    B --> B5[inne]
    C --> C1[nasycone]
    C --> C2[nienasycone]
    C1 --> C1a[alkohole]
    C1 --> C1b[estry]
    C1 --> C1c[kwasy karboksylowe]
    C1 --> C1d[inne]
    C2 --> C2a[węglowodory]
    C2 --> C2b[pochodne węglowodorów]
    C2 --> C2c[inne]
  
```

16



Najczęściej występujące w wodzie aniony:

CO_3^{2-} , HCO_3^- , Cl^- , SO_4^{2-} , NO_2^- , NO_3^- , PO_4^{3-}

Najczęściej występujące w wodzie kationy:

Ca^{+2} , Mg^{+2} , Na^+ , K^+ , Fe^{+2} , Fe^{+3} , Mn^{+2} , NH_4^+

17

wzory chemiczne

to skrótowy zapis składu atomowego cząsteczek

wzory sumaryczne proste, w których podaje się prostą listę atomów wchodzących w skład danego związku wraz z ich krotnościami (np. H_2SO_4)

wzory sumaryczne rozbudowane, uwzględniające elementy faktycznej struktury związku, które mogą mniej lub bardziej dokładnie "rozpisywać" strukturę związku
np: $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (etanol)

wzory strukturalne - które przyjmują formę rysunku, gdzie zwykle pokazuje się jak i jakimi wiązaniami są połączone wszystkie atomy w cząsteczce

18

jakie pierwiastki i ile połączonych atomów

symbole chemiczne wodoru i tlenu

H₂O wzór chemiczny wody

indeksy stechiometryczne

indeks = 1

19

jakie pierwiastki i ile połączonych atomów

symbole chemiczne fosforu i tlenu

P₂O₅ wzór chemiczny

indeksy stechiometryczne

20

wiązanie jonowe $\Delta E > 1,7$

polega na przejściu **elektronów walencyjnych** z atomu jednego pierwiastka do atomu drugiego pierwiastka powstają kationy i aniony przyciągające się wzajemnie **siłami elektrostatycznymi**

wiązanie jonowe (elektrowalencyjne) tworzy się wskutek elektrostatycznego przyciągania się układów o różnoimiennych ładunkach elektrycznych; powstaje między 2 atomami, z których jeden — atom A — łatwo oddaje, a drugi — atom B — łatwo przyłącza elektrony (odznacza się dużą elektrojemnością); elektron z powłoki walencyjnej atomu A przechodzi wówczas na powłokę walencyjną atomu B, w wyniku czego powstaje kation A⁺ i anion B⁻; przyciąganie się tych jonów powoduje powstanie wiązania jonowego.

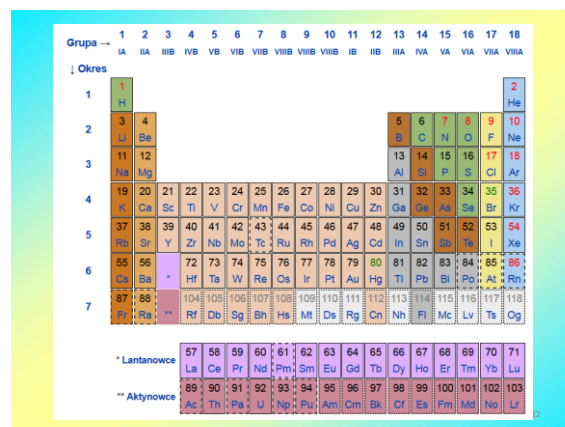
konfiguracja gazu szlachetnego

Na → Na⁺ + elektron 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹ 1s² 2s² 2p⁶ Ne

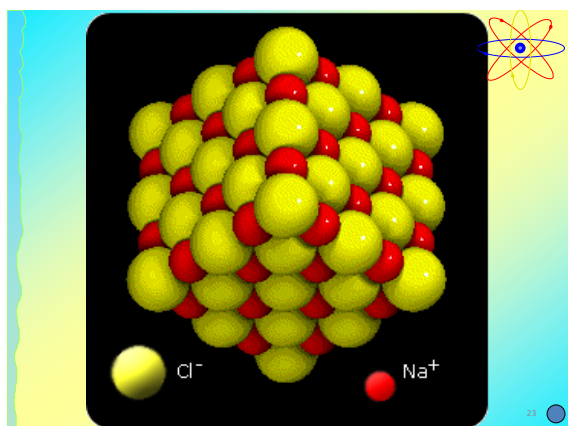
Cl + elektron → Cl⁻ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ Ar

Na⁺ Cl⁻ Na E = 0,9 Cl E = 3,0 $\Delta E = 3,0 - 0,9 = 2,1$

21



22



23

wiązanie kowalencyjne (atomowe)

polega na łączeniu się atomów za pomocą wspólnych par elektronowych

cząsteczki H₂, Cl₂, O₂, N₂ $\Delta E = 0$ (0,4)

mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce wodoru

He

24

$\cdot\ddot{\text{Cl}} + \cdot\ddot{\text{Cl}} \rightarrow \cdot\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}} \cdot \quad |\ddot{\text{Cl}}-\ddot{\text{Cl}}|$

mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce chloru

Ar

$\cdot\ddot{\text{N}} + \cdot\ddot{\text{N}} \rightarrow \cdot\ddot{\text{N}}:\ddot{\text{N}}:\ddot{\text{N}} \cdot \quad |\ddot{\text{N}}\equiv\ddot{\text{N}}|$

mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce azotu

Ne

25

mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce tlenu

wiązania w cząsteczkach H₂, Cl₂, O₂

H₂ H-H **Cl₂ Cl-Cl** **O₂ O=O**

26

wiązanie kowalencyjne spolaryzowane (polarne)
0 (0,4) < ΔE > 1,7

$\text{H}^+ \text{Cl}^-$

H E = 2,1
Cl E = 3,0

ΔE
 $3,0 - 2,1 = 0,9$

H : Cl
H → Cl

27

H → Cl

28

Tabela 1. Elektroujemność wybranych pierwiastków i procentowy udział wiązania jonowego w związkach z tlenem

Jon	Elektro-ujemność	% charakteru jonowego	Jon	Elektro-ujemność	% charakteru jonowego	Jon	Elektro-ujemność	% charakteru jonowego
Cs ⁻	0,7	89	Zn ³⁺	1,7	63	P ⁵⁺	2,1	35
K ⁺	0,8	87	Sn ²⁺	1,8	73	Au ²⁺	2,4	62
Na ⁺	0,9	83	Pb ²⁺	1,8	72	Se ²⁻	2,4	-
Ba ²⁺	0,9	84	Fe ²⁺	1,8	69	C ⁴⁺	2,5	23
Li ⁺	1,0	82	Si ⁴⁺	1,8	48	S ²⁻	2,25	-
Ca ²⁺	1,0	79	Fe ³⁺	1,9	54	J ⁻	2,25	-
Mg ²⁺	1,2	71	Ag ⁺	1,9	71	N ⁵⁺	3,0	9
Be ²⁺	1,5	63	Cu ⁺	1,9	7	Cl ⁻	3,0	-
Al ³⁺	1,5	60	B ³⁺	2,0	43	O ²⁻	3,5	-
Mn ²⁺	1,5	72	Cu ²⁺	2,0	57	F ⁻	4,0	-

Wiązanie można uważać za jonowe, jeśli ma w stopniu przekraczającym 50% charakter jonowy

J.E. Andrews, P. Brimblecombe, T.D. Jickells, P.S. Liss. Wprowadzenie do chemii środowiska.

29

WARTOŚCIOWOŚĆ PIERWIASTKÓW - liczba wiązań chemicznych, jakie może utworzyć dany atom lub jon z innymi atomami lub jonami.

Wartościowość jest liczbą mianowaną, przyjmującą wartości całkowite od I do VIII.

Oznacza się ją cyfrą rzymską, jako indeks górny przy symbolu pierwiastka np.: H₂O^{II}, Al^{III}₂O^{III}₃.

Wartościowość zależy głównie od konfiguracji elektronowej atomów pierwiastka, a w szczególności ilości elektronów walencyjnych - ilość elektronów walencyjnych określa maksymalną wartościowość pierwiastka w związkach chemicznych.

Część pierwiastków przyjmuje tylko jedną wartościowość, ale znaczna część pierwiastków posiada je różne, w zależności od związku jaki tworzy.

30

STOPIEŃ UTLENIEŃIA

Obliczenie stopnia utlenienia opiera się na teoretycznym rozpatrywaniu ładunku elektrycznego, jaki pojawiłby się na atomie, gdyby były one połączone wiązaniem jonowym



31

31

W związkach wieloskładnikowych stopień utlenienia oblicza się na podstawie następujących reguł:

- 1) Suma stopni utlenienia w cząsteczce musi być równa zero
- 2) Fluor ma we wszystkich związkach stopień utlenienia -1
- 3) Stopień utlenienia tlenu wynosi -2 z wyjątkiem fluorku tlenu OF_2 , w którym tlen ma stopień utlenienia $+2$ oraz nadtlenków, np. H_2O_2 , w którym tlen ma stopień utlenienia -1
- 4) Wodór w większości związków ma stopień utlenienia $+1$, jedynie w wodorokach metali -1
- 5) Stopień utlenienia litowców wynosi $+1$, a berylowców $+2$
- 6) Stopień utlenienia pierwiastków w stanie wolnym wynosi zawsze zero niezależnie od liczby wiązań, jakie tworzą między sobą atomy.



32

32

Tlenki są to związki dowolnego pierwiastka z tlenem. Ich skład można przedstawić wzorem ogólnym:

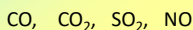


w którym:

E – symbol ogólny dowolnego pierwiastka,

O – symbol tlenu,

n, m – indeksy stechiometryczne

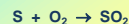


33

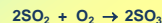
33

Otrzymywanie **tlenków**. Do najważniejszych sposobów otrzymywania tlenków należą:

- 1) Bezpośrednia reakcja pierwiastka z tlenem, np.:



- 2) Utlenianie tlenków, np.:



- 3) Redukcja tlenków, np.:



- 4) Rozkład termiczny (wywołany ogrzewaniem) soli lub wodorotlenków, np.:



34

34

Właściwości chemiczne tlenków są bardzo zróżnicowane. Na podstawie ich zachowania się w stosunku do kwasów, zasad i wody można tlenki podzielić na cztery grupy:

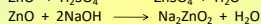
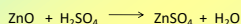
1. **Tlenki zasadowe**, czyli tlenki reagujące z kwasami, a nie z zasadami



2. **Tlenki kwasowe**, czyli tlenki reagujące z zasadami, a nie reagujące z kwasami



3. **Tlenki amfoteryczne**, czyli tlenki reagujące zarówno z zasadami jak i z kwasami



4. **Tlenki obojętne**, czyli nie reagujące ani z kwasami, ani z zasadami, np. tlenek węgla CO i tlenek azotu NO



35

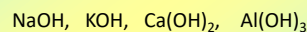
35

Wodorotlenki są to związki zawierające jon metalu i grupę hydroksylową (OH^-) o wzorze ogólnym:




w którym:

M – jon metalu lub jon amonowy NH_4^+



36

36



Otrzymywanie **wodorotlenków**. Wodorotlenki litowców i berylowców otrzymuje się dwiema metodami:


- 1) W reakcji tlenku z wodą, np.:

$$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$$
- 2) W reakcji metalu z wodą, np.:

$$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$$

Inne metale i ich tlenki w większości przypadków nie reagują z wodą, a odpowiednie wodorotlenki można otrzymać z rozpuszczalnej soli danego metalu i wodorotlenku o silnych właściwościach zasadowych

37



Podstawową cechą wodorotlenków jest zdolność do reagowania z kwasami. Produktem reakcji jest sól. Wodorotlenki można podzielić na dwie grupy:


1. **Wodorotlenki zasadowe**, czyli wodorotlenki reagujące z kwasami, a nie reagujące z zasadami, np.:

$$\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
2. **Wodorotlenki amfoteryczne**, czyli wodorotlenki reagujące z kwasami i z zasadami np.:

$$\text{Zn(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$

$$\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$

38



KWASY NIEORGANICZNE

- BEZTLENOWE kwas chlorowodorowy HCl
- TLENOWE kwas azotowy(V) HNO₃

Kwasy są to związki zawierające jon wodorowy i resztę kwasową. Jon wodorowy (w kwasach) w reakcjach chemicznych może być wymieniony na jon metalu. Reszta kwasowa jest grupą atomów (np. NO₃⁻, PO₄³⁻) lub pojedynczym jodem (np. Cl⁻, S²⁻).

Podstawową cechą kwasów jest zdolność do reagowania z zasadami. Reakcja przebiega według schematu:

zasada + kwas → sól + woda

Np.

$$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$

39

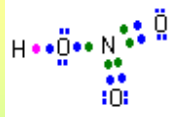
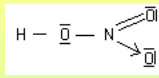
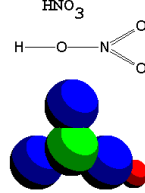
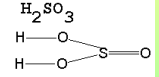
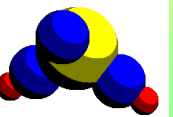
ważniejsze kwasy w chemii nieorganicznej

H₂SO₃ kwas siarkowy(IV) (kwas siarkawy) – **siarczan(IV)**
 H₂SO₄ kwas siarkowy(VI) (kwas siarkowy) – **siarczan(VI)**
 H₂CO₃ kwas węglowy – **węglan**
 H₃PO₃ kwas fosforowy(III) (kwas fosforawy) – **fosforan(III)**
 H₃PO₄ kwas fosforowy(V) (kwas ortofosforowy) – **fosforan(V)**
 H₄P₂O₇ kwas difosforowy(V) (kwas pirofosforowy) – **difosforan(V)**
 HNO₂ kwas azotowy(III) (kwas azotawy) – **azotan(III)**
 HNO₃ kwas azotowy(V) (kwas azotowy) – **azotan(V)**
 HClO kwas chlorowy(I) (kwas podchlorawy) – **chloran(I)**
 HClO₂ kwas chlorowy(III) (kwas chlorawy) – **chloran(III)**
 HClO₃ kwas chlorowy(V) (kwas chlorowy) – **chloran(V)**
 HClO₄ kwas chlorowy(VII) (kwas nadchlorowy) – **chloran(VII)**

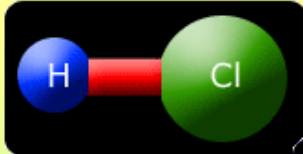
40

modele podstawowych kwasów

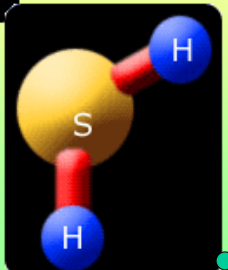
wzór elektrony HNO₃

41

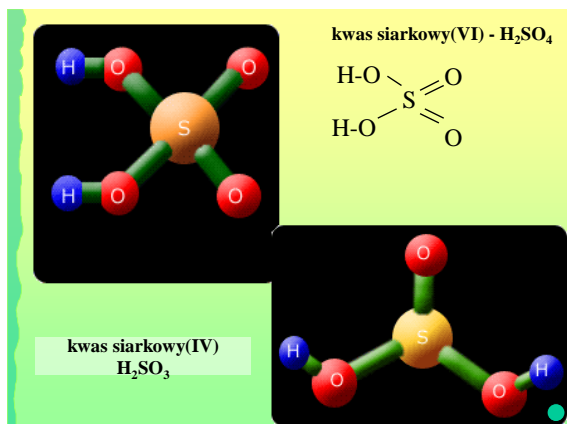


kwas chlorowodorowy - HCl – kwas solny

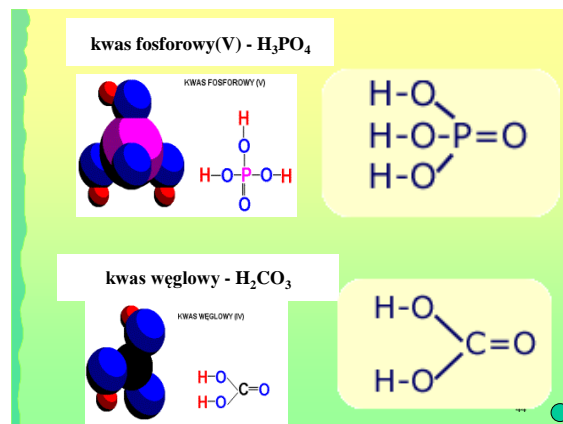


kwas siarkowodorowy - H₂S
niebezpieczny dla zdrowia

42



43



44

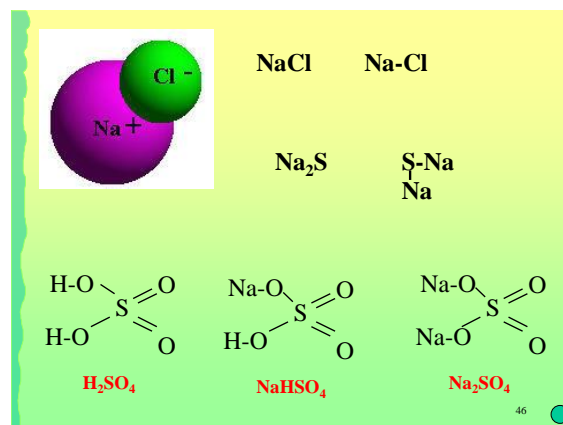
Sole składają się z jonu metalu i jonu reszty kwasowej. Ogólny wzór soli można zapisać w postaci M_nR_m

gdzie:
 M – jon metalu (a także jon amonowy – NH_4^+),
 R – reszta kwasowa
 m, n – indeksy stechiometryczne, przy czym m równa się wartościowości metalu,
 n – wartościowości reszty kwasowej

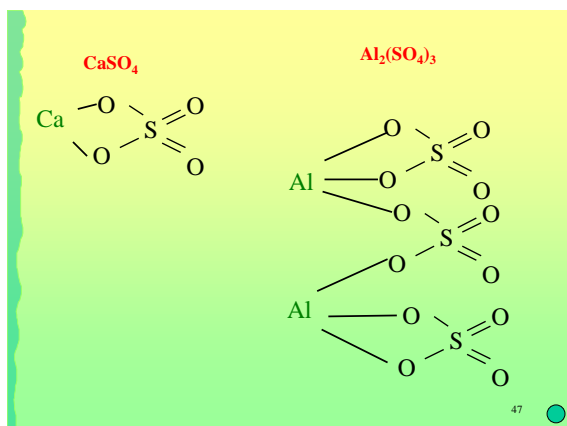
Sole można podzielić na trzy grupy:

1. Sole obojętne o wzorze ogólnym M_nR_m
2. Wodorosole o wzorze ogólnym $M_n(HR)_m$
3. Hydroksosole o wzorze ogólnym $[M(OH)]_nR_m$

45



46



47

Otrzymywanie. Sole można otrzymywać wieloma sposobami, wśród których najważniejszych jest sześć:

- 1) zasada + kwas → sól + woda
- 2) metal + kwas → sól + wodór
- 3) tlenek metalu + kwas → sól + woda
- 4) zasada + bezwodnik kwasowy → sól + woda
- 5) bezwodnik zasadowy + bezwodnik kwasowy → sól
- 6) metal + niemetal → sól

48

Laboratorium zajęcia L2 (identyfikacja pojedynczych kationów w roztworze) i L3 (analiza wybranych anionów)

Symbole, nazwy i wartościowości pierwiastków: H, Li, Na, K, Be, Mg, Ca, Ba, Cr, Mo, Fe, Co, Ni Pt, Cu, Ag, Au, Zn, Sn, Hg, B, Al, C, Si, Pb, N, P, O, S, F, Cl, Br, I, He

Wzory oraz nazwy kwasów (wartościowości anionów) i soli od nich pochodzących: H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_3 , HNO_2 , H_3PO_3 , HCl , H_2S , HBr , HF

L2:

Nazwy i wzory soli (pięć wzorów na podstawie podanych nazw i pięć nazw na podstawie podanych wzorów)

Sposoby otrzymywania soli

L3:

Znajomość instrukcji

Opisy wiązań chemicznych wewnątrzcząsteczkowych (jonowe, kowalencyjne, spolaryzowane)

Eventualne uzgodnienie szczegółów dotyczących zajęć L2 i L3 z osobą prowadzącą:
magdalena.janus@zut.edu.pl

48

49

	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Cr ³⁺	Mn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Au ³⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Bi ³⁺
OH ⁻	+	+	+	-	T	+	-	-	-	-	-	-	-	+	+	-	-	-	-	-	-	-
F ⁻	+	+	+	-	-	-	T	T	-	-	-	-	-	+	+	-	-	-	-	-	-	-
Cl ⁻	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
Br ⁻	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
I ⁻	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
S ²⁻	+	+	+	+	+	+	-	-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
SO ₃ ²⁻	+	+	+	+	+	+	-	-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
SO ₄ ²⁻	+	+	+	+	+	+	-	-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
NO ₂ ⁻	+	+	+	+	+	+	-	-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
NO ₃ ⁻	+	+	+	+	+	+	-	-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
PO ₄ ³⁻	+	+	+	+	+	+	-	-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
CO ₃ ²⁻	+	+	+	+	+	+	-	-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
SiO ₃ ²⁻	+	+	+	+	+	+	-	-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
MnO ₄ ²⁻	+	+	+	+	+	+	-	-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
CrO ₄ ²⁻	+	+	+	+	+	+	-	-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
CH ₃ COO ⁻	+	+	+	+	+	+	-	-	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+

Legenda:

- + – substancja dobrze rozpuszczalna (rozpuszczalność powyżej 1 g w 100 g wody)
- T – substancja o niewielkiej rozpuszczalności, strąca się przy odpowiednim stężeniu roztworu (rozpuszczalność 0,1–1 g w 100 g wody)
- + – substancja praktycznie nierozpuszczalna, strąca się z rozcieńczonych roztworów (rozpuszczalność poniżej 0,1 g w 100 g wody)
- & – zachodzi skomplikowane reakcje lub substancja nie została otrzymana

50

Solubility Table Common Ionic Compounds

	Group 1			Group 2			Transition Metals						
	NH ₄ ⁺	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Ba ²⁺	Al ³⁺	Fe ³⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Zn ²⁺	Pb ²⁺
F ⁻	sol	sol	sol	sol	insol	insol	sl sol	sol	sl sol	sol	sol	sol	insol
Cl ⁻	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	insol	sol	sol
Br ⁻	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	insol	sol	sol
I ⁻	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	insol	sol	insol
OH ⁻	sol	sol	sol	sol	insol	sl sol	sol	insol	insol	insol	insol	sol	insol
S ²⁻	sol	sol	sol	sol	sol	sl sol	sol	insol	insol	insol	insol	sol	insol
SO ₃ ²⁻	sol	sol	sol	sol	sol	sl sol	insol	sol	sol	sol	sl sol	sol	insol
CO ₃ ²⁻	sol	sol	sol	sol	insol	insol	insol	sol	sol	sol	insol	sol	insol
NO ₂ ⁻	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol
PO ₄ ³⁻	sol	sol	sol	sol	insol	insol	insol	insol	insol	insol	insol	insol	insol
CrO ₄ ²⁻	sol	sol	sol	sol	sol	sol	insol	insol	insol	insol	insol	insol	insol
CH ₃ CO ₂ ⁻	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol

sol – soluble
sl sol – slightly soluble
insol – insoluble
(blank) – compound does not exist

FLINN
SCIENTIFIC, INC.
1130 East 19th Avenue, Bloomington, IL 61714-1299, USA
© 2009 Flinn Scientific, Inc.

51

51

Podstawy obliczeń chemicznych (stechiometrycznych)



52

52

Prawo zachowania masy (materii)

We wszystkich reakcjach chemicznych suma mas produktów równa się sumie mas substratów.

W reakcjach chemicznych zachodzących z wydzielaniem nawet dużych ilości energii (np. detonacje) przemiana masy w energię jest znikoma.

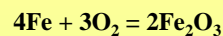
W reakcjach jądrowych słuszne jest prawo zachowania materii wynikające z równoważności masy i energii

$$E=mc^2$$



53

53

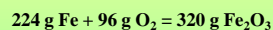


Masy atomowe

Fe – 56

O – 16

Masa cząsteczkowa: $Fe_2O_3 = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160$



54

54

Prawo stosunków stałych

Każdy związek chemiczny ma stały i charakterystyczny skład ilościowy.

Skład jakościowy i ilościowy danego związku chemicznego określa jednoznacznie jego wzór chemiczny.



55



Masy atomowe

Mg – 24

S – 32

O – 16

Masa cząsteczkowa $\text{MgSO}_4 - 24 + 32 + 4 \cdot 16 = 120$

Masa molowa $\text{MgSO}_4 - 120 \text{ g/mol}$

1 mol MgSO_4 zawiera 24g Mg, 32g S i 64g O

czyli

20% Mg, 26,7% S i 53,3% O



56

Obliczenia stechiometryczne

Obliczenia oparte na wzajemnym stosunku ilościowym składników w poszczególnych związkach chemicznych oraz obliczenia wykorzystujące stosunki wagowe między substancjami reagującymi i produktami reakcji, np.:

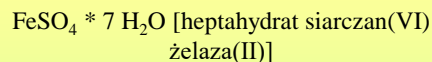


- określenie wzoru chemicznego substancji na podstawie wyników analizy ilościowej
- obliczanie składu procentowego związku na podstawie wzoru chemicznego
- obliczanie ilości reagujących substancji na podstawie równań chemicznych

57

57

Obliczanie składu procentowego związku na podstawie wzoru chemicznego



1 mol tego związku zawiera:

56 g Fe, 32 g S, 14g H i 176 g O (Σ 278 g)

lub

56 g Fe, 32 g S, 64 g O i 126g H_2O (Σ 278 g)

100g $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ zawiera

20,14g Fe, 11,51g S, 5,04g H i 63,31g O

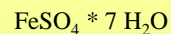
lub

20,14g Fe, 11,51g S, 23,02g O i 45,33g $\text{H}_2\text{O}^{\text{S}}$



58

Skład procentowy (procenty wagowe)



jest następujący:

Fe – 20,14 %

S – 11,51%

O – 63,31 %

H – 5,04 %

lub

Fe – 20,14 %

S – 11,51%

O – 23,02 %

H_2O – 45,33 %



59

59

Określenie wzoru chemicznego substancji na podstawie wyników analizy ilościowej

Analiza ilościowa uwodnionej soli (skład w procentach wagowych):

Mg – 11,88 %

Cl – 34,65 %

H – 5,94 %

O – 47,53 %

Masy atomowe

Mg – 24; Cl – 35; H – 1; O – 16



60

60

Podane wartości składu procentowego oznaczają zawartości poszczególnych składników w 100 gramach związku.

Uwzględniając masy atomowe poszczególnych pierwiastków można określić w jakich proporcjach atomowych występują one w analizowanym związku:

$$\text{Mg} - 11,88/24 = 0,495$$

$$\text{Cl} - 34,65/35 = 0,99$$

$$\text{H} - 5,94/1 = 5,94$$

$$\text{O} - 47,53/16 = 2,97$$



61

61

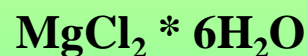
Sprowadzając uzyskane proporcje do liczb całkowitych otrzymujemy:

$$\text{Mg} - 0,495/0,495 = 1$$

$$\text{Cl} - 0,99/0,495 = 2$$

$$\text{H} - 5,94/0,495 = 12$$

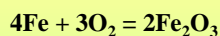
$$\text{O} - 2,97/0,495 = 6$$



62

62

Obliczanie ilości reagujących substancji na podstawie równań chemicznych



Masy atomowe

Fe – 56

O – 16

Masa cząsteczkowa: $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 2*56 + 3*16=160$

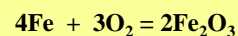
Z zapisu reakcji wynika zależność, że 224 g Fe reaguje z 96 g O dając w efekcie 320 g Fe_2O_3

Na podstawie tej informacji można, mając podaną ilość jednego z reagentów, obliczyć ilość pozostałych reagentów (substratów i produktów) biorących udział w reakcji



63

63



$$\frac{224}{x} = \frac{96}{y} = \frac{320}{z}$$

x – ilość żelaza

y – ilość tlenu

z – ilość tlenku żelaza(III)



$$y = 6[\text{g}]$$

$$\frac{224}{x} = \frac{96}{6}$$

$$x = 14[\text{g}]$$

$$\frac{96}{6} = \frac{320}{z}$$

$$z = 20[\text{g}]$$

64

64

Wytwarzany jako odpad, w technologii produkcji bieli tytanowej, siarczan(VI) żelaza(II) wykorzystywany jest, między innymi, do chemicznego usuwania fosforu ze ścieków. Produkcja 1 tony bieli tytanowej z ilmenitu dostarcza ilości siarczanu(VI) żelaza(II) wystarczającej do usunięcia ok. 750 kg fosforanów.

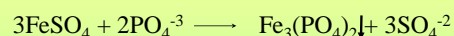


65

65

Biel tytanowa – TiO_2
Siarczan(VI) żelaza(II) – FeSO_4
Ilmenit – FeTiO_3

Chemiczne usuwanie fosforu:



Masy atomowe:

Ti – 48; Fe – 56; O – 16; P – 31; S – 32

66

66


$$\begin{array}{rcc} \text{FeTiO}_3 & - & \text{FeSO}_4 & - & \text{TiO}_2 \\ 152 \text{ t} & & 152 \text{ t} & & 80 \text{ t} \\ & & x & & 1 \text{ t} \end{array}$$

$x = 152/80 = 1,9 \text{ t}$

$$3\text{FeSO}_4 + 2\text{PO}_4^{3-} \longrightarrow \text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{SO}_4^{2-}$$

$$\begin{array}{rcc} 456 & & 180 \\ 1,9 \text{ t} & & y \end{array}$$

$y = 1,9 * 180 / 456 = 0,75 \text{ t} = 750 \text{ kg}$




67

Stężenie

Ilość substancji zawartej w określonej ilości rozpuszczalnika lub roztworu określa stężenie roztworu.

W zależności od tego, w jaki sposób wyrażane są ilości substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika (masa lub objętość) stężenie definiuje się w różny sposób:

- stężenie wagowo-wagowe
- stężenie wagowo-objętościowe
- stężenie objętościowo-objętościowe



68


Najczęściej stosowane jednostki stężen

stężenie procentowe wagowe:

liczba jednostek wagowych substancji w 100 jednostkach wagowych roztworu, przy roztworach o gęstości 1 g/cm^3 odpowiada ono ilości jednostek wagowych substancji w 100 jednostkach objętościowych roztworu

parts per milion (ppm)

określa liczbę wagowych substancji w jednym milionie jednostek wagowych roztworu, jest ono równoważne liczbie miligramów substancji w jednym kilogramie roztworu, przy roztworach o gęstości 1 g/cm^3 odpowiada ono mg/dm^3




69

$1 \text{ mg/dm}^3 = 1 \text{ ppm}$
 $1 \mu\text{g/dm}^3 = 1 \text{ ppb}$
 $1 \text{ ng/dm}^3 = 1 \text{ ppt}$
 $1 \text{ pg/dm}^3 = 1 \text{ ppq}$

(równości powyższe zachowane są dla roztworów wodnych o gęstości 1 kg/dm^3)


$1 \text{ ppm} = 1\,000 \text{ ppb} = 1\,000\,000 \text{ ppt} = 1\,000\,000\,000 \text{ ppq}$

Name	Short scale (US, English Canada, modern British, Australia, and Eastern Europe)	Long scale (French Canada, older British, Western & Central Europe)
Million	10^6	10^6
Billion	Not used	10^9
Trillion	Not used	10^{12}
Quadrillion	10^{15}	10^{14}



70


- ❖ 1 ppm - 4 krople oznaczanej substancji w 200 litrowej beczce
- ❖ 1 ppb - 1 kropla oznaczanej substancji w cysternie samochodowej
- ❖ 1 ppt - 1 kropla oznaczanej substancji w 1 000 cysternach samochodowych
- ❖ 1 ppq - 1 kropla oznaczanej substancji w słupie wody o podstawie boiska piłkarskiego i wysokości 10 km



71

Stężenie molowe:

Ilość moli substancji zawartej w 1 dm^3 roztworu, oznaczane często „M”



73

Gramorównoważnik

Ilość gramów substancji równoważna przyjętemu „wzorcowi”.

W przypadku reakcji typu kwas-zasada, gramorównoważnik stanowi liczbę gramów substancji oddającą lub przyłączającą 1 mol jonów wodoru (lub jonów wodorotlenowych)

W reakcjach redukcji-utleniania (redoks) gramorównoważnik obejmuje liczbę gramów substancji odpowiadającą $1/n$ mola tej substancji, gdzie „n” jest liczbą elektronów oddawanych lub przyłączanych przez tę substancję



74

74

Stężenie normalne:

Ilość gramorównoważników substancji zawartej w 1 dm^3 roztworu, oznaczane „N” lub czasami „n”

77

77

Jakie jest stężenie molowe i procentowe 0,1 N (val/dm^3) roztworu H_2SO_4 ?



Jaka jest wartość tego stężenia wyrażona w ppm?

78

78