

Podstawowe pojęcia chemiczne

- atom
- cząsteczka
- liczba Avogadro
- masa atomowa i cząsteczkowa
- mol i masa molowa
- gramorównoważnik
- stężenie



1

%. skład ludzkiego ciała

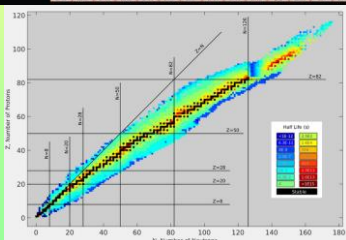
H	O	C	Na	Ca	P	Cl
63%	25,5%	9,5%	1,4%	0,31%	0,22%	0,08%

%. skład skorupy ziemskiej

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

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

2



3

3

pierwiastek chemiczny - w opisie makroskopowym substancja, która nie ulega rozkładowi podczas reakcji chemicznych; w opisie mikroskopowym zbiór atomów o takich samych właściwościach.

pierwiastek chemiczny, substancja prosta stanowiąca zbiór atomów o tej samej liczbie atomowej. Atomy danego pierwiastka chemicznego mogą się różnić liczbą neutronów, a zatem i masą jądra.

cząsteczka - najmniejsza porcja związku chemicznego

atom - najmniejsza porcja pierwiastka chemicznego, każdy pierwiastek to zbiór określonych atomów

atomowa jednostka masy - (symbol u) jednostka masy używana do wyrażania mas drobin, na przykład atomów, cząsteczek

4

4

Atom

Najmniejsza ilość substancji prostej, czyli pierwiastka chemicznego, jaka może uczestniczyć w reakcjach chemicznych.

Liczbę dodatnich ładunków elementarnych (protonów) oraz ładunków ujemnych (elektronów) określa liczba atomowa (LA), zbiór atomów o jednakowej LA stanowi określony pierwiastek chemiczny.

Atomy danego pierwiastka mogą się różnić między sobą liczbą neutronów, a tym samym masą. Liczba, która określa sumę protonów i neutronów (nukleonów) w jądrze atomu nazywa się liczbą masową.



5

cząstki elementarne występujące w atomach

Cząstka	Symbol	Masa[u] j.a.m	Ładunek $1,6 \cdot 10^{-19} \text{C}$	Liczba
Proton	p	1,0073u $1,673 \cdot 10^{-24} \text{g}$	+1	Z
Neutron	n	1,0087u $1,675 \cdot 10^{-24} \text{g}$	0	N $N=A-Z$
Elektron	e	0,00055 $9,110 \cdot 10^{-28} \text{g}$	-1	Z

Z = liczba atomowa = ilość protonów lub elektronów w atomie
zapis : ${}_8\text{O}$, ${}_6\text{C}$,

A = liczba masowa

N = liczba neutronów

$$A=N+Z$$

6

6

• elektron
 • proton
 • neutron
 jądro atomu

Jaki to pierwiastek?

7

Możliwa lokalizacja elektronów

8

Izotopy – atomy mają tę samą liczbę protonów i różną neutronów.

• elektron
 • proton
 • neutron

Jaki to pierwiastek? Ile ma izotopów? Jak nazywają się jego izotopy?

9

¹²₆C Carbon

przykład informacji o pierwiastku

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

azot: $\frac{14}{7}N$
 wapń: $\frac{40}{20}Ca$
 węgiel: $\frac{12}{6}C$

⁵⁶₂₆Fe można wyrazić jako Fe-56

10

UKŁAD OKRESOWY PIERWIĄSTKÓW
 uporządkowany zbiór wszystkich znanych pierwiastków

prawo okresowości
 właściwości chemiczne i fizyczne pierwiastków ułożonych według
 wzrastających mas atomowych zmieniają się w sposób okresowy

Dmítrij Mendelejew

tablica Mendelejewa 1871

układ krótki
 grupy główne + poboczne

11

UKŁAD OKRESOWY PIERWIĄSTKÓW CHEMICZNYCH

tablica Alfreda Wernera 1905 roku - długa forma układu okresowego

12

Diagrama układu okresowego pierwiastków z podziałem na grupy i podgrupy. Kolory tła komórek odpowiadają różnym klasom pierwiastków: metale, niemetale, gazy szlachetne, ciała stałe, ciecze, gazy. Wskazano również właściwości fizyczne i chemiczne, takie jak stan skupienia, temperatura topnienia i wrzenia, oraz elektroujemność.

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

13

Układ okresowy pierwiastków z podziałem na grupy (IA-VIIIA) i podgrupy (IIB-VIIB, VIIIB, IB, IIB). Wskazano numery atomowe i symbole pierwiastków. W dolnej części znajduje się model atomu z orbitami i elektronami.

14

Układ Okresowy Pierwiastków 1.0 STANDARD

Au Złoto

Stan skupienia: Ciała Stałe
 Liczba atomowa: 79
 Masa atomowa [u]: 196,96654
 Charakter tenkiu: amfoteryczny
 Elektroujemność: 2,4
 Gęstość: 19,28

UOP 1.0 STANDARD

Liczba izotopów: 34
 Rok odkrycia: starożytność
 Promień atomu: 144
 Temperatura topnienia: 1064 C
 Temperatura wrzenia: 2800 C

Grzegorz Łaba 1998 Wtorek 98-12-08 13:41:44

Układ Okresowy Pierwiastków 1.0 STANDARD

15

Układ Okresowy Pierwiastków

Podstawowe Budowa atomu Wł. makroskopowe Wł. chemiczne Wł. fazowe Wł. cieplne Wł. elek

Symbol: **Rn** Liczba atomowa: **86**
 Nazwa polska: **Radon** Masa atomowa [u]: **220,018**
 Nazwa angielska: **Radon** Stan skupienia: **gazowy**
 Nazwa łacińska: **Radon** Rok odkrycia: **1910**

19:14:34
 15 listopada 1998, Niedziela

16

Liczba atomowa: 16

Symbol chemiczny: S

Stopnie utlenienia: -2; 2; 4; 6

Struktura elektronowa: Ne 3s²3p⁴

Względna masa atomowa: 32,066

Temperatura topnienia: 112,8

Temperatura wrzenia: 444,67

Elektroujemność: 2,4

17

Cząsteczka

Każdy elektrycznie obojętny zespół atomów powiązanych ze sobą tak mocno, że może istnieć samodzielnie.

Cząsteczka stanowi najmniejszą ilość związku chemicznego, jaka może uczestniczyć w reakcjach chemicznych.

W postaci cząsteczek występują związki chemiczne, a także i niektóre pierwiastki chemiczne, np. azot, chlor czy tlen. (N₂; Cl₂; O₂)

18

Liczba Avogadro

Wielkość ta podaje liczbę cząsteczek lub atomów zawartych w jednym molu substancji.

$$N = 6,022045 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$



19

Masa atomowa i cząsteczkowa

Jest to masa jednego atomu lub cząsteczki.

Rozróżniamy masę atomową (cząsteczkową) bezwzględną, wyrażoną w jednostkach wagowych (np. gramach) oraz masę atomową (cząsteczkową) względną wyrażającą stosunek bezwzględnej masy atomu (cząsteczki) do masy określonego wzorca.

Przyjętym wzorcem jest 1/12 masy atomu izotopu węgla ^{12}C (jednostka masy atomowej - oznaczana j.m.a lub u - $1,6605 \cdot 10^{-24}\text{g}$), a względną masę atomową wyrażamy liczbą bezwymiarową.



20

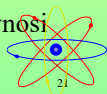
Mol

Jednostka miary liczości materii, która zawiera liczbę cząstek (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów lub innych) równą liczbie atomów zawartych w masie 0,012 kg czystego nuklidu ^{12}C .

W przypadku gazów mol każdego gazu, pod jednakowym ciśnieniem i w jednakowej temperaturze, zajmuje taką samą objętość.

W warunkach normalnych ($t=273,15\text{ K}$;
 $p= 1,01325 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2$) objętość ta wynosi

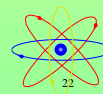
$$22,415 \text{ dm}^3$$



21

Masa molowa

Masa jednego mola danych cząstek materii wyrażona w $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ równa liczbowo względnej masie atomowej lub cząsteczkowej.



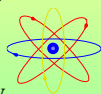
22

Gramorównoważnik

Ilość gramów substancji równoważna przyjętemu wzorcowi.

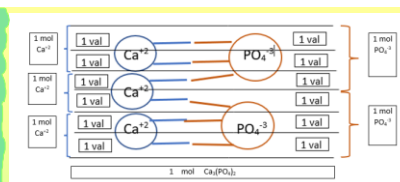
W przypadku reakcji typu kwas-zasada, gramorównoważnik stanowi liczbę gramów substancji oddającą lub przyłączającą 1 mol jonów wodoru (lub jonów wodorotlenowych)

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



23

23



24

24

ZASADY NAZEWNICTWA ZWIĄZKÓW NIEORGANICZNYCH

nazwy pierwiastków
nazwy tlenków
nazwy wodorotlenków, kwasów i soli
wzory sumaryczne i strukturalne

substancje nieorganiczne ogólnie dzielimy na następujące grupy:

pierwiastki,
tlenki, wodoroki,
wodorotlenki,
kwasy
sole

25

pierwiastki

pierwiastki o charakterze czysto **metalicznym**
w grupach 1-13 układu okresowego

tworzenie jonów dodatnich – Me^{x+}

pierwiastki o charakterze **niemetalicznym**
należą do nich gazy szlachetne, fluorowce, tlenowce, część
azotowców i tlenowców

tworzenie jonów ujemnych – X^{x-}

wyróżnia się również pierwiastki **półmetaliczne**
w środkowej części układu okresowego np. bor,
krzem, german, arsen,

26

tlenki

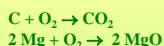
CuO tlenek miedzi(II)
SO₃ tlenek siarki(VI) lub trójtlenek siarki

połączenia różnych pierwiastków z tlenem

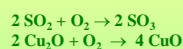


metody otrzymywania

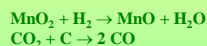
bezpośrednia reakcja z tlenem



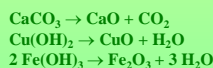
utlenianie tlenków



redukcja tlenków



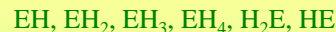
termiczny rozkład soli lub wodorotlenków



27

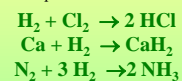
wodoroki

dwuskładnikowe związki pierwiastków z wodorem



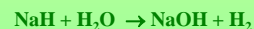
otrzymywanie wodoroków

w bezpośredniej reakcji pierwiastka z wodorem np.



podział wodoroków

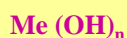
wodoroki metali



wodoroki niemetalu CH_4, NH_3 (amoniak)

28

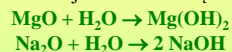
wodorotlenki



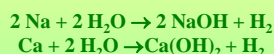
otrzymywanie

wodorotlenki litowców i berylowców otrzymuje się 2 metodami:

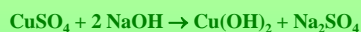
1. reakcja tlenku z wodą



2. reakcja metalu z wodą



inne wodorotlenki otrzymuje się z soli danego metalu i
wodorotlenku o silnych właściwościach zasadowych

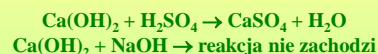


wodorotlenek miedzi(II)

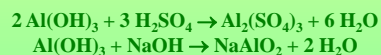
29

właściwości chemiczne wodorotlenków

wodorotlenki **zasadowe** reagują z kwasami,
a nie reagują z zasadami



wodorotlenki **amfoteryczne** reagują z kwasami i z
zasadami



30

25

26

27

28

29

30

kwasy nieorganiczne



KWASY
NIEORGANICZNE

BEZTLENOWE
kwas chlorowodorowy HCl

TLENOWE
kwas azotowy(V) HNO_3

31

31

Ważniejsze kwasy w chemii nieorganicznej

H_2SO_3 kwas siarkowy(IV) (kwas siarkawy) – siarczan(IV)

H_2SO_4 kwas siarkowy(VI) (kwas siarkowy) – siarczan(VI)

H_2CO_3 kwas węglowy -węglan

H_3PO_3 kwas fosforowy(III) (kwas fosforawy) – fosforan(III)

H_3PO_4 kwas fosforowy(V) (kwas ortofosforowy) - fosforan(V)

$H_4P_2O_7$ kwas difosforowy(V) (kwas pirofosforowy) -difosforan(V)

HNO_2 kwas azotowy(III) (kwas azotawy) – azotan(III)

HNO_3 kwas azotowy(V) (kwas azotowy) –azotan(V)

$HClO$ kwas chlorowy(I) (kwas podchlorawy) – chloran(I)

$HClO_2$ kwas chlorowy(III) (kwas chlorawy) – chloran(III)

$HClO_3$ kwas chlorowy(V) (kwas chlorowy) – chloran(V)

$HClO_4$ kwas chlorowy(VII) (kwas nadchlorowy) – chloran(VII)

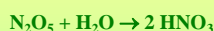
32

HCl kwas chlorowodorowy (solny) - chlorek

H_2S kwas siarkowodorowy (siarkowodór) - siarczek

otrzymywanie kwasów

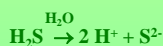
reakcja bezwodnika z wodą



kwasy, których bezwodniki nie reagują z wodą otrzymuje się w reakcji jego rozpuszczalnej soli z mocnym kwasem



kwasy beztlenowe, które nie posiadają bezwodników otrzymuje się przez rozpuszczenie w wodzie odpowiedniego wodorku



33

33

wzory chemiczne sumaryczne i strukturalne

symbole jonów oznacza się poprzez symbol pierwiastka lub grupy z dodanym w górnym indeksie znaku (+) (kation) i (-) (anion)

znak (+) i (-) jednostkowy ładunek elektryczny.

np: Na^+ - kation sodu

gdy jon posiada wielokrotność tego ładunku dodaje się jeszcze liczbę oznaczającą tę wielokrotność np:

Ca^{2+} - kation wapnia

gdy ładunek jest zdelokalizowany w obrębie całej grupy,

np: SO_4^{2-} - anion siarczanowy(VI)

rodniki oznacza się, poprzez dodanie małej kropki z prawej strony symbolu pierwiastka lub grupy

np: O^{\cdot} - rodnik tlenowy

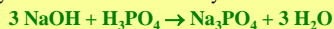
34

34

charakterystyka soli

sole obojętne

zastąpienie wszystkich wodorów kwasowych atomami metalu

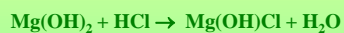


wodorosole

niecałkowite zastąpienie wodorów kwasowych w cząsteczkach kwasów wieloprotonowych

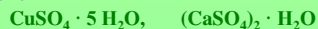


hydroksosole



kwasy jednoprotone i zasady jednowodorotlenowe nie tworzą wodorosoli ani hydrosoli.

sole uwodnione



35

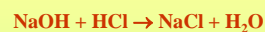
35

sole

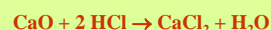


metody otrzymywania soli

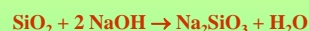
zasada + kwas \rightarrow sól + woda



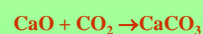
tlenek zasadowy + kwas \rightarrow sól + woda



tlenek kwasowy + zasada \rightarrow sól + woda



tlenek zasadowy + tlenek kwasowy \rightarrow sól

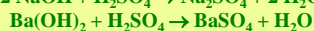
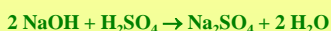


36

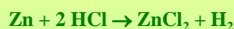
36

właściwości chemiczne kwasów

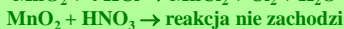
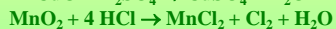
kwasy reagują z zasadami (reakcja zobojętnienia)



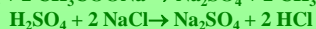
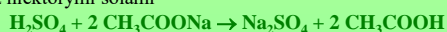
kwasy reagują z wieloma metalami



reagują z tlenkami zasadowymi i amfoterycznymi



reagują z niektórymi solami



37

37

wzory chemiczne

to skróty zapisu 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)

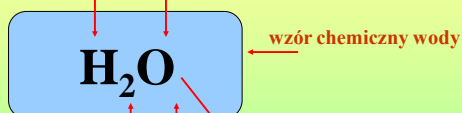
wzory strukturalne - które przyjmują formę rysunku, gdzie zwykle pokazuje się jak i jakimi wiązaniami są połączone wszystkie atomy w cząsteczce

38

38

jakie pierwiastki i ile połączonych atomów

symbole chemiczne wodoru i tlenu



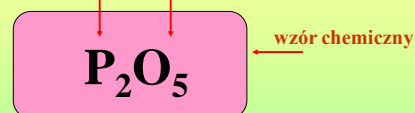
indeksy stechiometryczne

39

39

jakie pierwiastki i ile połączonych atomów

symbole chemiczne fosforu i tlenu

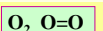
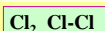


indeksy stechiometryczne

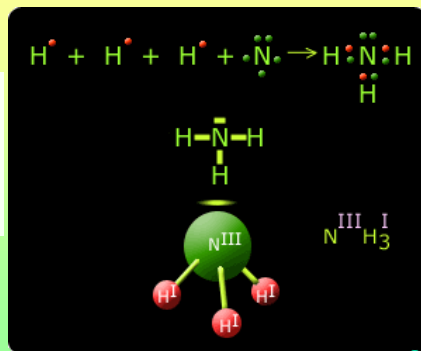
40

40

pary elektronowe - kreski - klasyczne wzory strukturalne cząsteczek

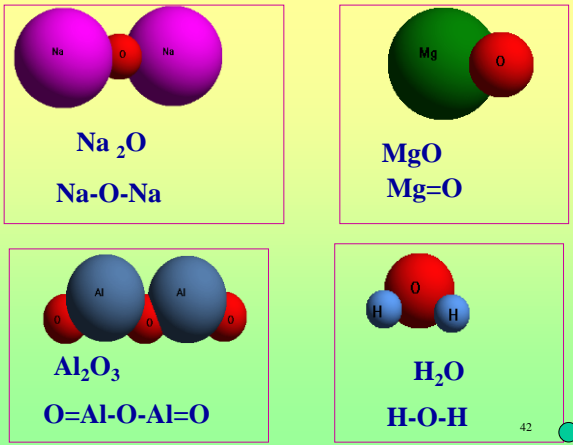


wzór strukturalny podaje sposób powiązania atomów w cząsteczce związku chemicznego



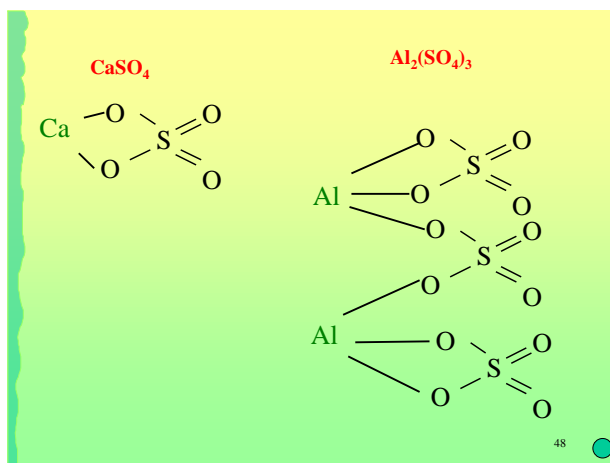
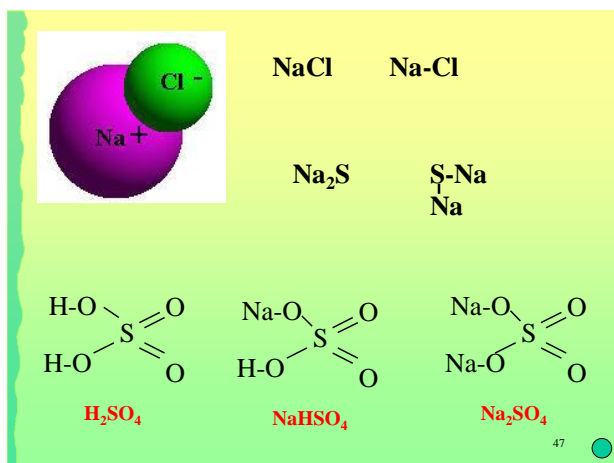
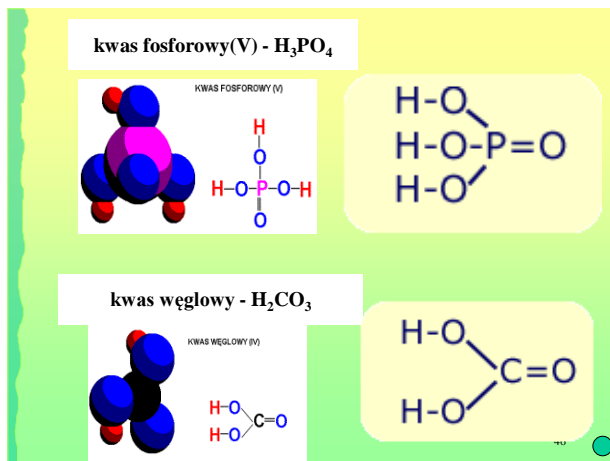
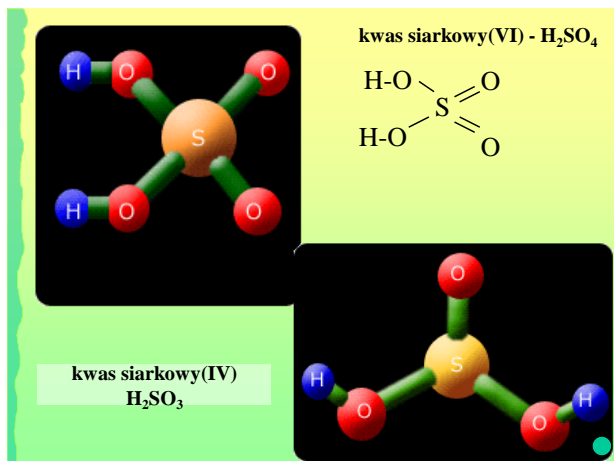
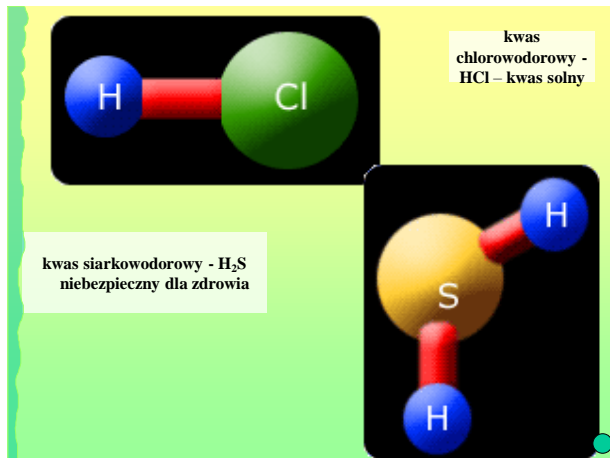
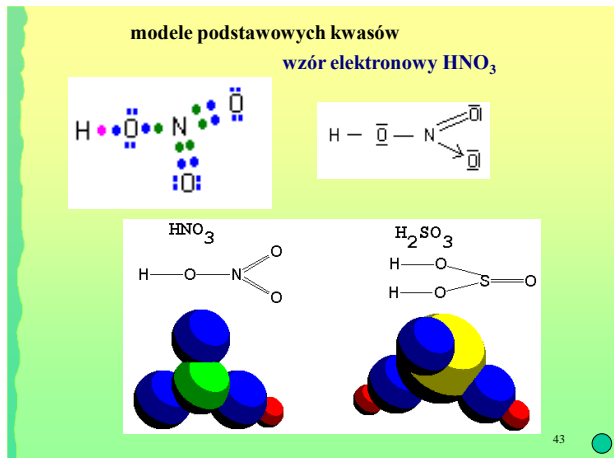
41

41



42

42



Najczęściej występujące w wodzie aniony:

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

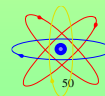
Najczęściej występujące w wodzie kationy:

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

49

49

Podstawy obliczeń chemicznych (stechiometrycznych)



50

50

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.

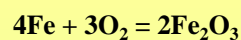
W reakcjach jądrowych słuszne jest prawo zachowania materii wynikające z równoważności masy i energii

$$E=mc^2$$



51

51



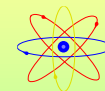
Masy atomowe

Fe – 56

O – 16

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

$$224 \text{ g Fe} + 96 \text{ g O}_2 = 320 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$



52

52

Prawo stosunków stałych

Każdy związek chemiczny ma stały i charakterystyczny skład ilościowy.

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



53

53



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



54

54

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

55

55

Obliczanie składu procentowego związku na podstawie wzoru chemicznego

$\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$ [7 hydrat siarczan(VI) żelaza(II)]

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 H_2O



56

56

Skład procentowy (procenty wagowe)

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

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 %

57

57

Określenie wzoru chemicznego substancji na podstawie wyników analizy ilościowej

Analiza ilościowa uwodnionej soli (skład w procentach wagowych):

Mg – 11,88 %

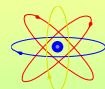
Cl – 34,65 %

H – 5,94 %

O – 47,53 %

Masy atomowe

Mg – 24; Cl – 35; H – 1; O – 16



58

58

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:

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

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

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

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



59

59

Sprowadzając uzyskane proporcje do liczb całkowitych otrzymujemy:

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

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

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

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

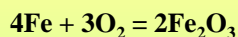


60

60

$\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Obliczanie ilości reagujących substancji na podstawie równań chemicznych



Masy atomowe

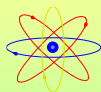
Fe – 56

O – 16

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

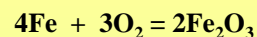
Z zapisu reakcji wynika zależność, że 224 g Fe reaguje z 96 g O dając w efekcie 320 g Fe_2O_3

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



61

61



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

x – ilość żelaza

y – ilość tlenu

z – ilość tlenu żelaza(III)

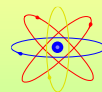
$$y = 6[\text{g}]$$

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

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

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

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



62

62

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.

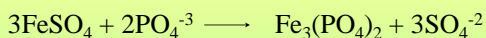


63

63

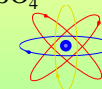
Biel tytanowa – TiO_2
Siarczan(VI) żelaza(II) – FeSO_4
Ilmenit – FeTiO_3

Chemiczne usuwanie fosforu:



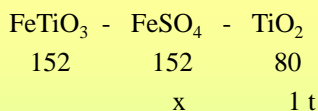
Masy atomowe:

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

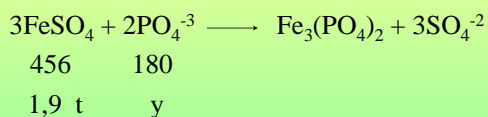


64

64



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



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



65

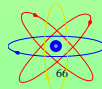
65

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



66

66

Najczęściej stosowane jednostki stężeń

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

67

$$1 \text{ mg/dm}^3 = 1 \text{ ppm}$$

$$1 \text{ } \mu\text{g/dm}^3 = 1 \text{ ppb}$$

$$1 \text{ ng/dm}^3 = 1 \text{ ppt}$$

$$1 \text{ pg/dm}^3 = 1 \text{ ppq}$$

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

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



68

- ❖ 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

69

Stężenie molowe:

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



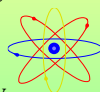
70

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



71

Stężenie normalne:

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

72

**Jakie jest stężenie molowe 0,1 N
roztworu kwasu siarkowego(VI) ?**



**Jaka jest wartość tego stężenia
wyrażona w % i ppm?**

