

## Podstawowe pojęcia chemiczne

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



1

### %. skład ludzkiego ciała

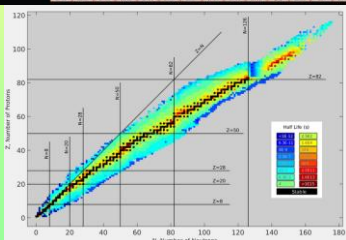
H	O	C	Na	Ca	P	Cl
63%	25,5%	9,5%	1,4%	0,31%	0,22%	0,08%

### %. 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 $1,6 \cdot 10^{-19}C$	Liczba
Proton	p	1,0073u $1,673 \cdot 10^{-24}g$	+1	Z
Neutron	n	1,0087u $1,675 \cdot 10^{-24}g$	0	N $N=A-Z$
Elektron	e	0,00055 $9,110 \cdot 10^{-28}g$	-1	Z

**Z** = liczba atomowa = ilość protonów lub elektronów w atomie  
zapis :  ${}_8O$ ,  ${}_6C$ ,

**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

<sup>12</sup><sub>6</sub>C Carbon

przykład informacji o pierwiastku

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

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

<sup>56</sup><sub>26</sub>Fe 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

*Dmitrij Mendelejew*

tablica Mendelejewa 1871

układ krótki  
 grupy główne + poboczne

11

**UKŁAD OKRESOWY PIERWIĄSTKÓW CHEMICZNYCH**

tablica Alfreda Wernera 1905 roku - długa forma układu okresowego

12



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



20

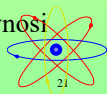
## Mol

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  $^{12}\text{C}$ .

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

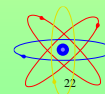
$$22,415 \text{ dm}^3$$



21

## Masa molowa

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



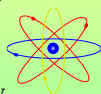
22

## Gramorównoważnik

Ilość gramów substancji równoważna przyjętemu wzorcowi.

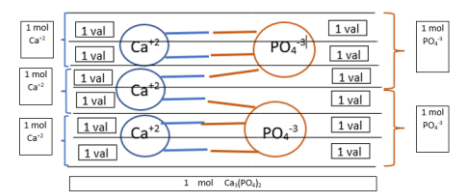
W przypadku reakcji typu kwas-zasada, gramorównoważnik stanowi liczbę gramów substancji oddającą lub przyłączającą 1 mol jonów wodoru (lub jonów wodorotlenowych)

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

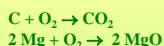
CuO tlenek miedzi(II)  
SO<sub>3</sub> tlenek siarki(VI) lub trójtlenek siarki

połączenia różnych pierwiastków z tlenem

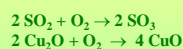


### metody otrzymywania

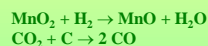
bezpośrednia reakcja z tlenem



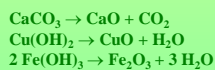
utlenianie tlenków



redukcja tlenków



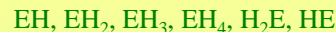
termiczny rozkład soli lub wodorotlenków



27

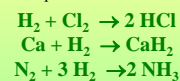
## wodoroki

dwuskładnikowe związki pierwiastków z wodorem



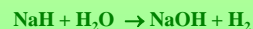
### otrzymywanie wodoroków

w bezpośredniej reakcji pierwiastka z wodorem np.



### podział wodoroków

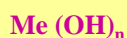
wodoroki metali



wodoroki niemetalu  $CH_4, NH_3$  (amoniak)

28

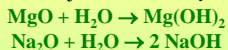
## wodorotlenki



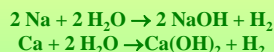
### otrzymywanie

wodorotlenki litowców i berylowców otrzymuje się 2 metodami:

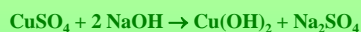
1. reakcja tlenku z wodą



2. reakcja metalu z wodą



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

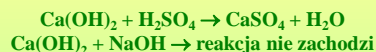


wodorotlenek miedzi(II)

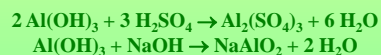
29

## 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)

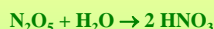
32

$HCl$  kwas chlorowodorowy (solny) - chlorek

$H_2S$  kwas siarkowodorowy (siarkowodór) - siarczek

### otrzymywanie kwasów

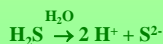
reakcja bezwodnika z wodą



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 wodoru



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

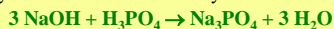
34

34

## charakterystyka soli

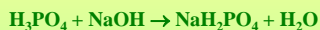
### sole obojętne

zastąpienie wszystkich wodorów kwasowych atomami metalu

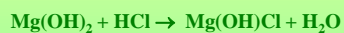


### wodorosole

niecałkowite zastąpienie wodorów kwasowych w cząsteczkach kwasów wieloprotonowych



### hydroksosole



kwasy jednoprotone i zasady jednowodorotlenowe nie tworzą wodorosoli ani hydrosoli.

### sole uwodnione



35

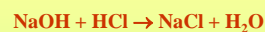
35

## sole

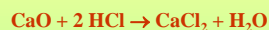


### metody otrzymywania soli

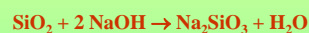
zasada + kwas  $\rightarrow$  sól + woda



tlenek zasadowy + kwas  $\rightarrow$  sól + woda



tlenek kwasowy + zasada  $\rightarrow$  sól + woda



tlenek zasadowy + tlenek kwasowy  $\rightarrow$  sól



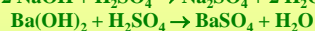
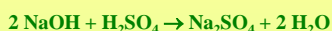
36

36

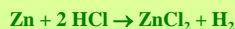


### właściwości chemiczne kwasów

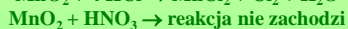
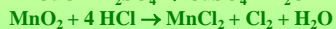
kwasy reagują z zasadami (reakcja zobojętnienia)



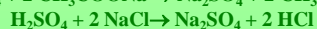
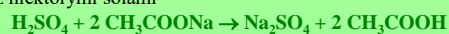
kwasy reagują z wieloma metalami



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.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

**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)

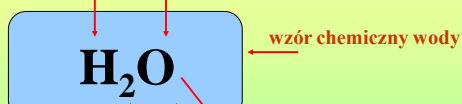
**wzory strukturalne** - które przyjmują formę rysunku, gdzie zwykle pokazuje się jak i jakimi wiązaniami są połączone wszystkie atomy w cząsteczce

38

38

### jakie pierwiastki i ile połączonych atomów

symbole chemiczne wodoru i tlenu



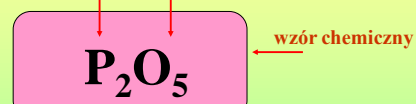
indeksy stechiometryczne

39

39

### jakie pierwiastki i ile połączonych atomów

symbole chemiczne fosforu i tlenu

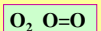
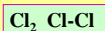


indeksy stechiometryczne

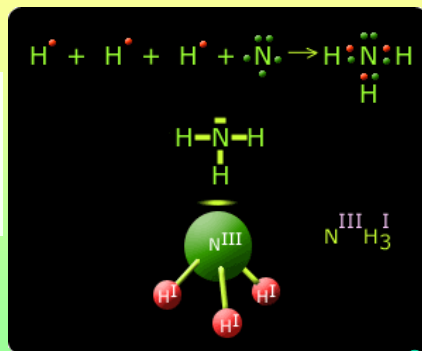
40

40

pary elektronowe - kreski - klasyczne wzory strukturalne cząsteczek

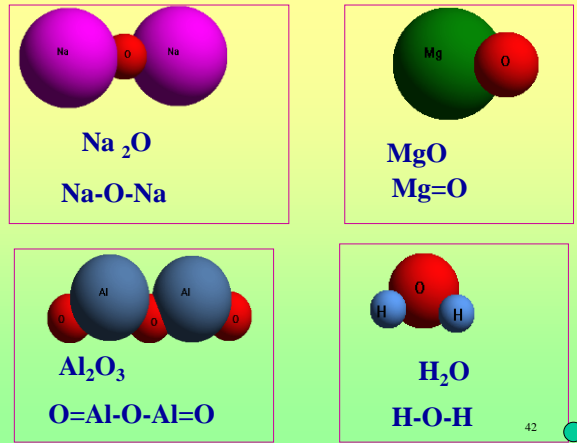


wzór strukturalny podaje sposób powiązania atomów w cząsteczce związku chemicznego



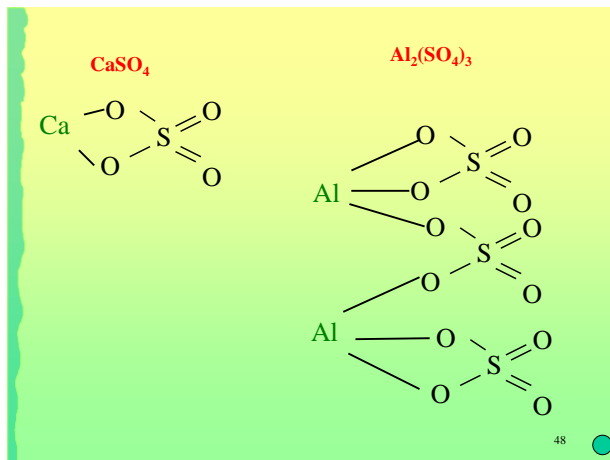
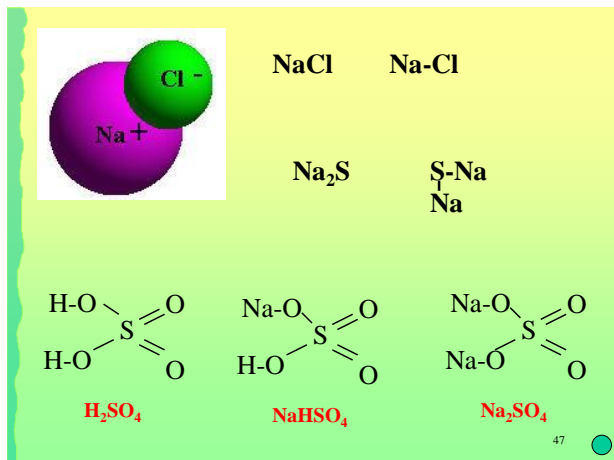
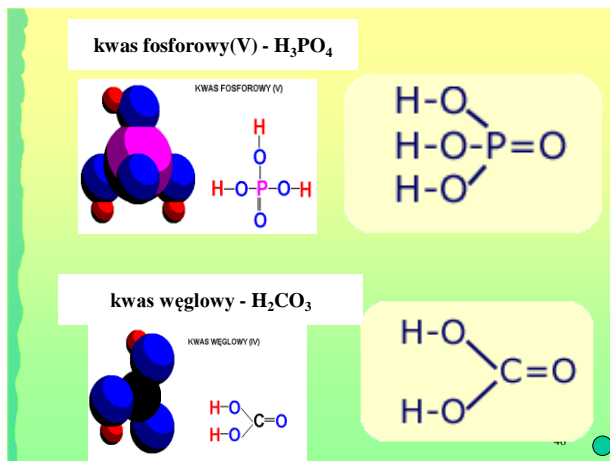
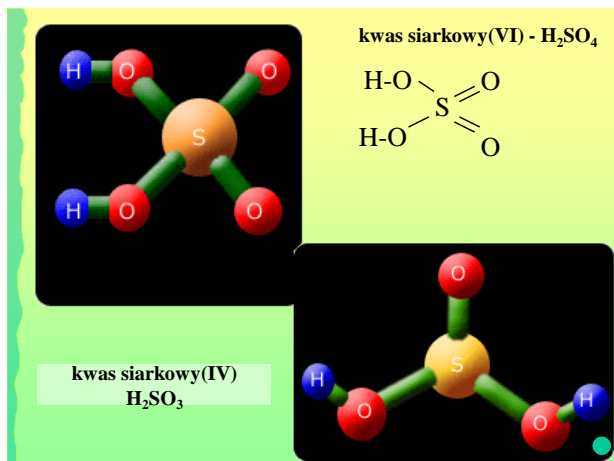
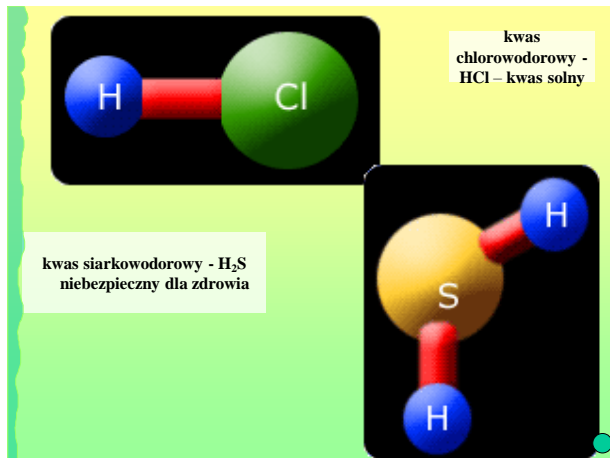
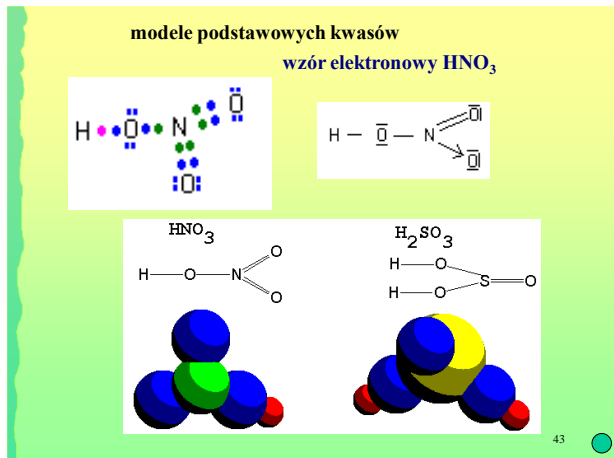
41

41



42

42





Najczęściej występujące w wodzie aniony:



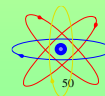
Najczęściej występujące w wodzie kationy:



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.

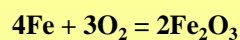
W reakcjach jądrowych słuszne jest prawo zachowania materii wynikające z równoważności masy i energii

$$E=mc^2$$



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  $\text{MgSO}_4$  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 ( $\Sigma$  278 g)

lub

56 g Fe, 32 g S, 64 g O i 126g  $\text{H}_2\text{O}$  ( $\Sigma$  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  $\text{H}_2\text{O}$



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 %

$\text{H}_2\text{O}$  – 45,33 %

57

57

## Określenie wzoru chemicznego substancji na podstawie wyników analizy ilościowej

Analiza ilościowa uwodnionej soli (skład w procentach wagowych):

Mg – 11,88 %

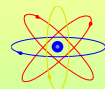
Cl – 34,65 %

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:

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

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

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

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

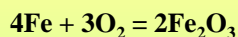


60

60

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

### Obliczanie ilości reagujących substancji na podstawie równań chemicznych



Masy atomowe

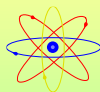
Fe – 56

O – 16

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

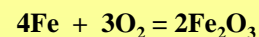
Z zapisu reakcji wynika zależność, że 224 g Fe reaguje z 96 g O dając w efekcie 320 g  $\text{Fe}_2\text{O}_3$

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 tlenku żelaza(III)

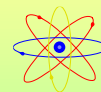
$$y = 6[\text{g}]$$

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

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

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

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



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.

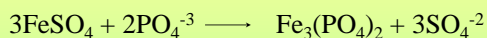


63

63

Biel tytanowa –  $\text{TiO}_2$   
Siarczan(VI) żelaza(II) –  $\text{FeSO}_4$   
Ilmenit –  $\text{FeTiO}_3$

Chemiczne usuwanie fosforu:



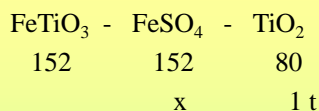
Masy atomowe:

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

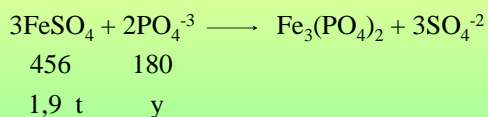


64

64



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



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



65

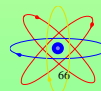
65

### 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  $1 \text{ g/cm}^3$  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  $1 \text{ g/cm}^3$  odpowiada ono  $\text{mg/dm}^3$

67

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

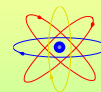
$$1 \text{ }\mu\text{g/dm}^3 = 1 \text{ ppb}$$

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

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

(równości powyższe zachowane są dla roztworów wodnych o gęstości  $1 \text{ kg/dm}^3$ )

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



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  $1 \text{ dm}^3$  roztworu, oznaczane często „m” lub „M”



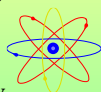
70

## 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  $1 \text{ dm}^3$  roztworu, oznaczane często „n” lub „N”

72

Jakie jest stężenie molowe 0,1 N ( $\text{val}/\text{dm}^3$ )  
roztworu kwasu siarkowego(VI) ?



Jaka jest wartość tego stężenia wyrażona w  
 $\text{mol}/\text{dm}^3$  (M); % i ppm?

