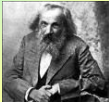


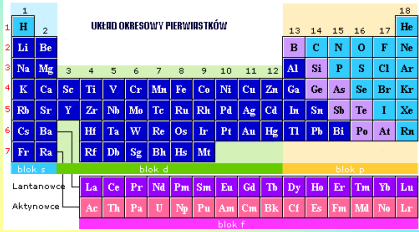


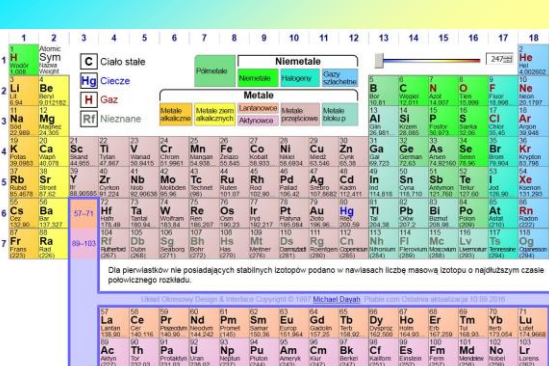
Układ okresowy pierwiastków



Dmitrij Iwanowicz Mendelejew (1834-1907)






14.22



http://www.ptable.com/

Podstawowa budowa atomu

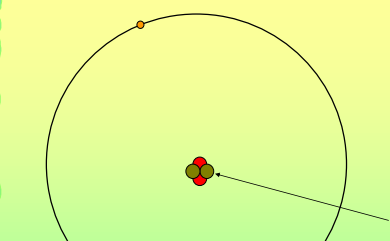


Cząstka elementarna	symbol	Masa [u]	ładunek [e]	Liczba cząstek w atomie
Proton	P	1,007 ≈ 1	+1	Z
Neutron	n	1,009 ≈ 1	0	A-Z
elektron	e	1/1840	-1	Z

Z – liczba atomowa; A – liczba masowa


$$\frac{A}{Z} X \quad \frac{40}{20} Ca$$

14.22



- elektron
- proton
- neutron
- jądro atomu

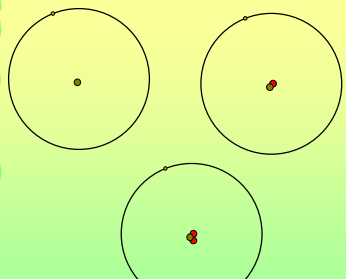
6



Możliwa lokalizacja elektronów

7

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



- elektron
- proton
- neutron

3 izotopy wodoru

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 $1\ u = 1,661 \times 10^{-27}\ \text{kg}$

14.22

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 $6,0221367 \times 10^{23}$

14.22

10

Diagram showing the element Sulfur (S) with the following properties:

- Liczba atomowa: 16
- Symbol chemiczny: S
- Stopnie utlenienia: -2; 2; 4; 6
- Struktura elektronowa: $\text{Ne } 3s^2 3p^4$
- Względna masa atomowa: 32,066
- Temperatura topnienia: 112,8
- Temperatura wrzenia: 444,67
- Elektroujemność: 2,4

14.22

11

W 1804 roku uczyony 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

TEORIA STRUKTURALNA



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

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 wartościowość (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


1 2 9,9 4 9,7 1 5
ORGANIC AND INORGANIC SUBSTANCES TO DATE
12.05.2017
https://www.cas.org/

Powyżej 146 000 000
Luty 2019

Podział związków chemicznych

Związki chemiczne

- nieorganiczne
 - tlenki
 - wodorotlenki
 - kwasy
 - sole
 - inne
- organiczne
 - nasycone
 - nienasycone
 - alkohole
 - estry
 - kwasy karboksylowe
 - inne
 - węglowodory
 - pochodne węglowodorów
 - inne




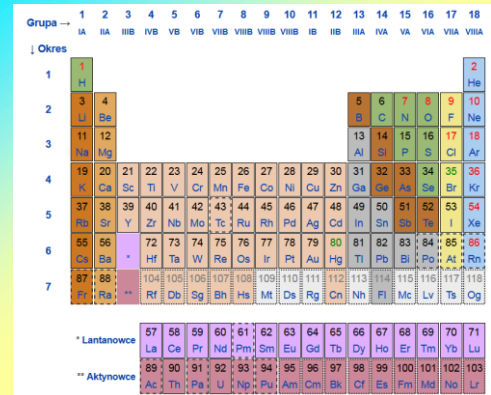
% skład ludzkiego ciała

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

Grupa → 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18
IA IIA IIIB IVB VB VIB VIIB VIIIB VIIIIB IB IIB IIIA IVA VA VIA VIIA VIIIA

Okres
1 2 3 4 5 6 7

* Lantanowce
** Aktynowce

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^+



WARTOŚCIOWOŚĆ PIERWIĄTKÓW


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

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

Oznacza się ją cyfrą rzymską, jako indeks górny przy symbolu pierwiastka np.: $\text{H}_2\text{O}^{\text{II}}$, $\text{Al}^{\text{III}}\text{O}_3$.

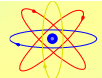
Wartościowość zależy głównie od konfiguracji elektronicznej atomów pierwiastka, a w szczególności ilości elektronów walencyjnych - ilość elektronów walencyjnych określa maksymalną wartościowość pierwiastka w związkach chemicznych.

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



STOPIEŃ UTLENIEŃIA

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



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 wodorach 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.

21

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)

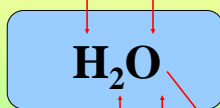
wzory sumaryczne rozbudowane, uwzględniające elementy faktycznej struktury związku, które mogą mniej lub bardziej dokładnie "rozpisywać" strukturę związku
np: $CH_3CH_2OH = C_2H_5OH$ (etanol)

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

22

jakie pierwiastki i ile połączonych atomów

symbole chemiczne wodoru i tlenu



wzór chemiczny wody

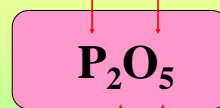
indeks = 1

indeksy stechiometryczne

23

jakie pierwiastki i ile połączonych atomów

symbole chemiczne fosforu i tlenu



wzór chemiczny

indeksy stechiometryczne

24

wiązanie jonowe

$\Delta E > 1,7$

polega na przejściu **elektronów walencyjnych** z atomu

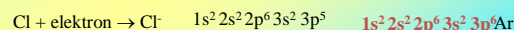
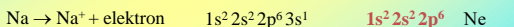
jednego pierwiastka do atomu drugiego pierwiastka

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 elektroujemnością); 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



25

		UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW																		
		1	2											13	14	15	16	17	18	
1		H	He											B	C	N	O	F	Ne	
2		Li	Be																	
3		Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
4		K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
5		Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
6		Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
7		Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt										
		blok s		blok d										blok p						
Lantanowce		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu				
Aktynowce		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr				
		blok f																		

26

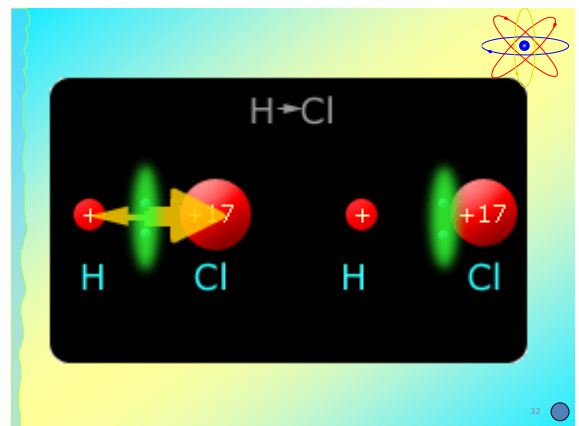
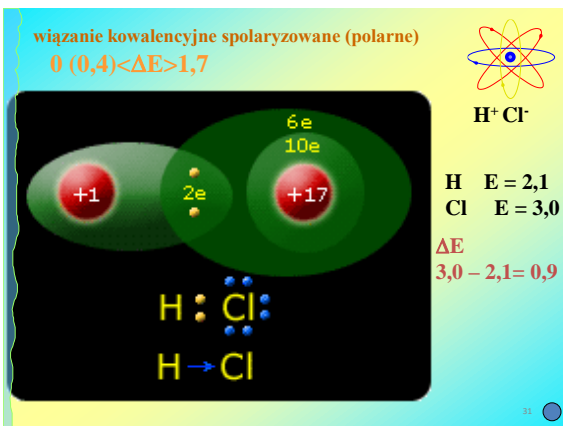
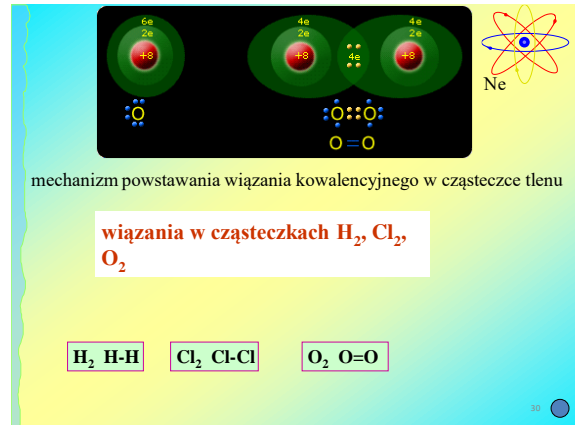
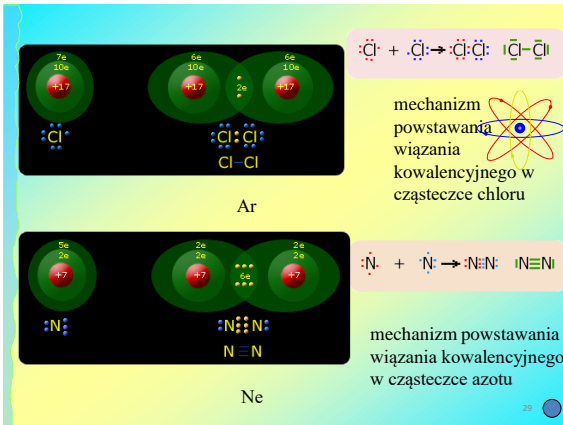
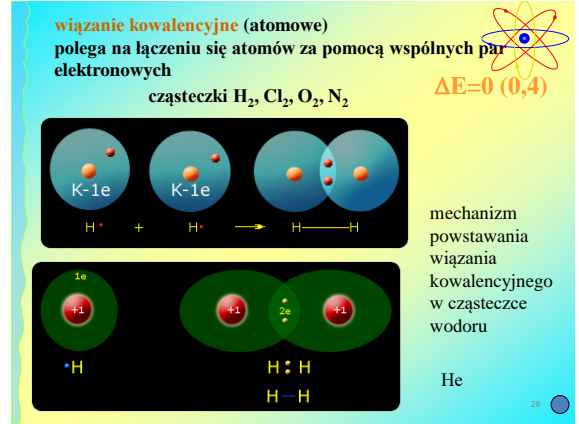
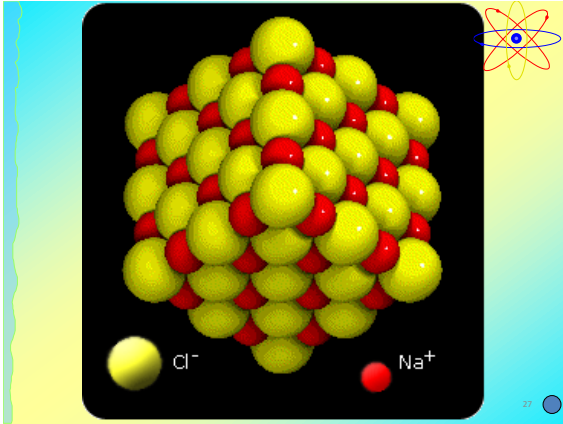


Tabela 1. Elektroujemność wybranych pierwiastków i procentowy udział wiązania jonowego w związkach z tlenem

Jon	Elektro-ujemność	% charakteru jonowego	Jon	Elektro-ujemność	% charakteru jonowego	Jon	Elektro-ujemność	% charakteru jonowego
Cs ⁺	0,7	89	Zn ²⁺	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 ⁴⁻	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⁻	22,5	-
Ca ²⁺	1,0	79	Fe ³⁺	1,9	54	J ⁻	22,5	-
Mg ²⁺	1,2	71	Ag ⁺	1,9	71	N ⁵⁺	3,0	9
Be ²⁺	1,5	63	Cu ⁺	1,9	71	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.

33



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

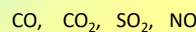


w którym:

E – symbol ogólny dowolnego pierwiastka,

O – symbol tlenu,

n, m – indeksy stechiometryczne

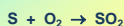


14.22

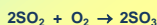
34

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

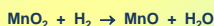
- 1) Bezpośrednia reakcja pierwiastka z tlenem, np.:



- 2) Utlenianie tlenków, np.:



- 3) Redukcja tlenków, np.:



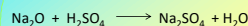
- 4) Rozkład termiczny (wywołany ogrzewaniem) soli lub wodorotlenków, np.:



35

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

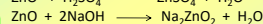
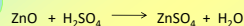
1. **Tlenki zasadowe**, czyli tlenki reagujące z kwasami, a nie z zasadami



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

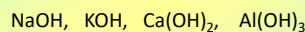
36

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



w którym:

M – jon metalu lub jon amonowy NH₄⁺

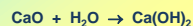


37

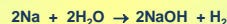


Otrzymywanie **wodorotlenków**. Wodorotlenki litowców i berylowców otrzymuje się dwiema metodami:

- 1) W reakcji tlenku z wodą, np.:




- 2) W reakcji metalu z wodą, np.:



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

38



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.:


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

2. Wodorotlenki amfoteryczne, czyli wodorotlenki reagujące z kwasami i z zasadami np.:

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

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

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.

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

14:22 40

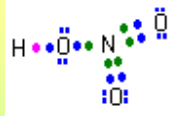
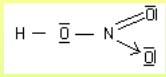
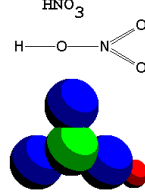
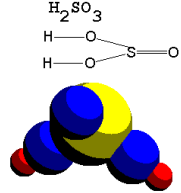
ważniejsze kwasy w chemii nieorganicznej

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 nadchlorawy) – **chloran(VII)**

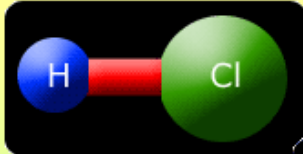
41

modele podstawowych kwasów

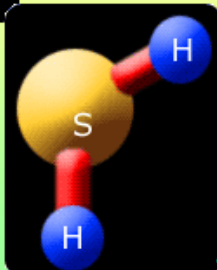
wzór elektronowy HNO₃

42

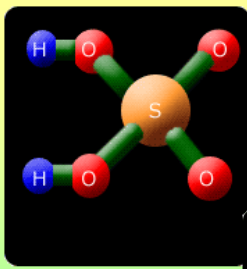


kwas chlorowodorowy - HCl – kwas solny

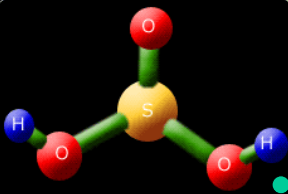


kwas siarkowodorowy - H₂S
niebezpieczny dla zdrowia

43



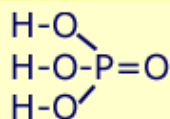
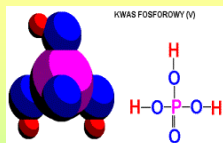
kwas siarkowy(VI) - H₂SO₄



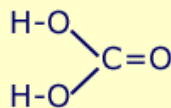
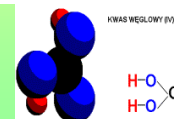
kwas siarkowy(IV)
H₂SO₃

44

kwask fosforowy(V) - H_3PO_4



kwask węgłowy - H_2CO_3



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



gdzie:

M – jon metalu (a także jon amonowy – NH_4^+),

R – reszta kwasowa

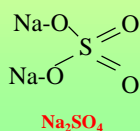
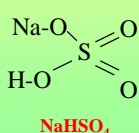
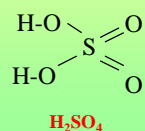
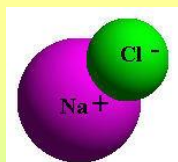
m, n – indeksy stechiometryczne, przy czym m równa się wartościowości metalu,

n – wartościowości reszty kwasowej

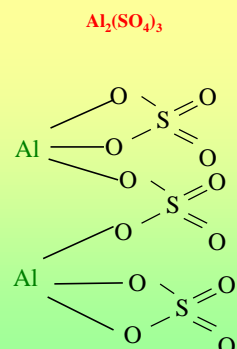
Sole można podzielić na trzy grupy:

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

46



47



48

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

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

49

Podstawy obliczeń chemicznych (stechiometrycznych)



53

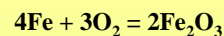
Prawo zachowania masy (materii)

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

$$E=mc^2$$

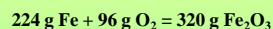


Masy atomowe

Fe – 56

O – 16

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



55

Prawo stosunków stałych

Każdy związek chemiczny ma stały i charakterystyczny skład ilościowy.

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



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



57

Obliczenia stechiometryczne

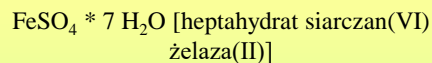
Obliczenia oparte na wzajemnym stosunku ilościowym składników w poszczególnych związkach chemicznych oraz obliczenia wykorzystujące stosunki wagowe między substancjami reagującymi i produktami reakcji, np.:

- 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



58

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

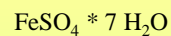
20,14g Fe, 11,51g S, 5,04g H i 63,31g O

lub

20,14g Fe, 11,51g S, 23,02g O i 45,33g $\text{H}_2\text{O}^{\text{99}}$



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 %

H₂O – 45,33 %



60

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



61

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:

Mg – 11,88/24 = 0,495

Cl – 34,65/35 = 0,99

H – 5,94/1 = 5,94

O – 47,53/16 = 2,97



62

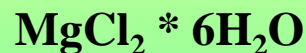
Sprowadzając uzyskane proporcje do liczb całkowitych otrzymujemy:

Mg – 0,495/0,495 = 1

Cl – 0,99/0,495 = 2

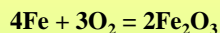
H – 5,94/0,495 = 12

O – 2,97/0,495 = 6



63

Obliczanie ilości reagujących substancji na podstawie równań chemicznych



Masy atomowe

Fe – 56

O – 16

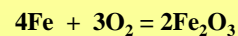
Masa cząsteczkowa: $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160$



Z zapisu reakcji wynika zależność, że 224 g Fe reaguje z 96 g O dając w efekcie 320 g Fe₂O₃

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

64



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

x – ilość żelaza

y – ilość tlenu

z – ilość tlenku żelaza(III)

$$y = 6[g]$$



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

$$x = 14[g]$$

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

$$z = 20[g]$$

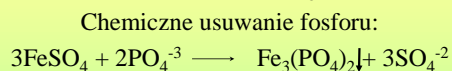
65

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.



66

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

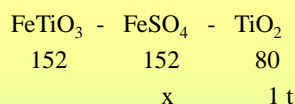


Masy atomowe:

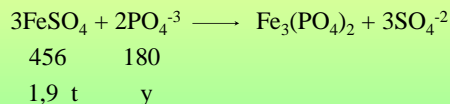
Ti – 48; Fe – 56; O – 16; P – 31; S – 32



67



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



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



68

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



69

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

70

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

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

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

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

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

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



71

- ❖ 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

72

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

Stężenie normalne:

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

75

Jakie jest stężenie molowe i procentowe 0,1 N (val/dm³) roztworu H_2SO_4 ?

Jaka jest wartość tego stężenia wyrażona w ppm?



76



77

CYLINDRY MIAROWE



KOLBY MIAROWE



74

PIPETY WIELOMIAROWE



PIPETY JEDNOMIAROWE



75

GRUSZKA



PIPETY AUTOMATYCZNE



76

TRYSKAWKI



LEJKI



77

EKSYKATOR



NACZYŃKO WAGOWE



78