

### UKŁAD OKRESOWY PIERWIĄTKÓW

### Układ okresowy pierwiastków

Dmitrij Iwanowicz Mendelejew  
(1834-1907)

#### UKŁAD OKRESOWY PIERWIĄTKÓW

1	2											13	14	15	16	17	18												
H	He											B	C	N	O	F	Ne												
Li	Be											Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr												
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe												
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn												
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uu	Uub	Uuq																		

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

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

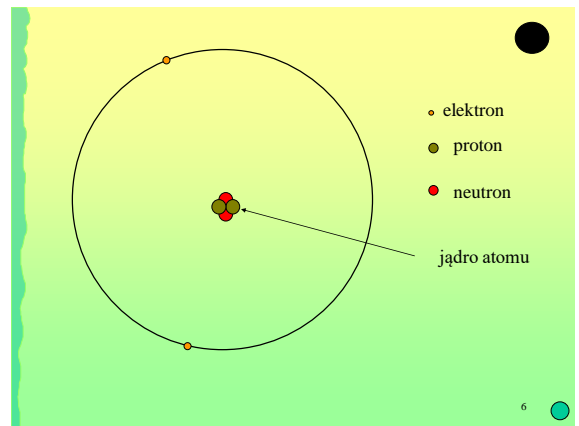
### Podstawowa budowa atomu

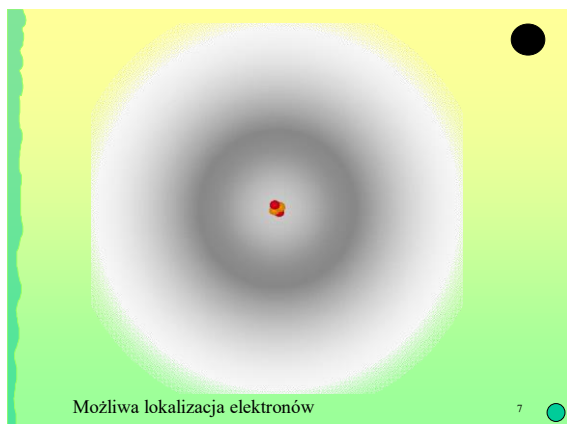
Cząstka elementarna	symbol	Masa [u]	ładunek [e]	Liczba cząstek w atomie
<b>Proton</b>	P	1,007 ≈ 1	+1	Z
<b>Neutron</b>	n	1,009 ≈ 1	0	A-Z
<b>elektron</b>	e	1/1840	-1	Z

Z – liczba atomowa; A – liczba masowa

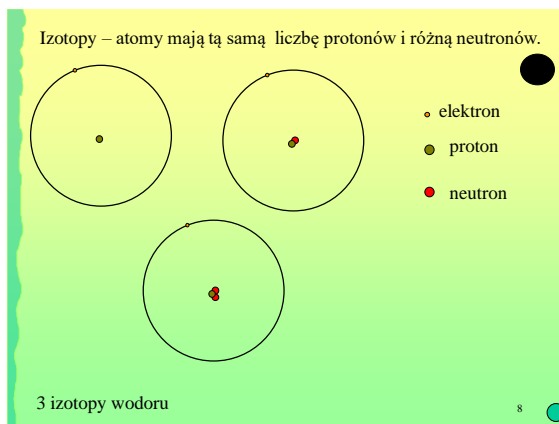
$$\frac{A}{Z} X$$

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





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

15:10

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

15:10

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

15:10

11

W 1804 roku uczonego angielskiego Johna Daltona 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

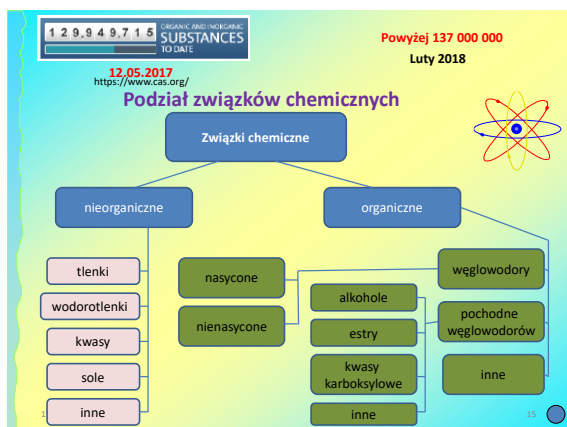
**Postulat I.** Atomy tworzące cząsteczkę są połączone wiązaniami chemicznymi

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

**Postulat III.** Pierwiastki mogą zmieniać 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



### % 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

Grupa → 1 2 3 4 5 6 7 8 9 10 11 12 13 14 15 16 17 18

↓ Okres

1	1	2											2					
2	3	4											5	6	7	8	9	10
3	11	12											13	14	15	16	17	18
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
6	55	56	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	
7	87	88	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	
	* Lantanowce		57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	
	** Aktynowce		89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	

Najczęściej występujące w wodzie aniony:



Najczęściej występujące w wodzie kationy:



16


**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.:  $H_2O^I$ ,  $Al^{III}_2O_3$ .


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.




**STOPIEŃ UTLENENIA**

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 wodorkach 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.



**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

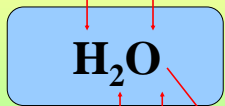
**jakie pierwiastki i ile połączonych atomów**

symbole chemiczne wodoru i tlenu

$H_2O$  ← wzór chemiczny wody

indeks = 1

indeksy stechiometryczne

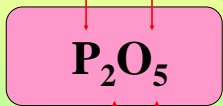


**jakie pierwiastki i ile połączonych atomów**

symbole chemiczne fosforu i tlenu

$P_2O_5$  ← wzór chemiczny

indeksy stechiometryczne



**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**

Na  $\rightarrow Na^+ + \text{elektron}$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$   $1s^2 2s^2 2p^6$  Ne

Cl + elektron  $\rightarrow Cl^-$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$  Ar

Na<sup>+</sup> Cl<sup>-</sup> Na E = 0,9  
Cl E = 3,0  $\Delta E = 3,0 - 0,9 = 2,1$

UMIAR OKRESOWY PIERWIASTKÓW

1	2											13	14	15	16	17	18												
H	He											B	C	N	O	F	Ne												
Li	Be											Al	Si	P	S	Cl	Ar												
Na	Mg											K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe												
Cs	Ba	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn													
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																											

$Cl^-$   $Na^+$

**wiązanie kowalencyjne (atomowe)**  $\Delta E = 0 (0,4)$

polega na łączeniu się atomów za pomocą wspólnych par elektronowych

cząsteczki  $H_2, Cl_2, O_2, N_2$

$H^+ + H^+ \rightarrow H-H$

$H^+ + H^+ \rightarrow H:H$

mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce wodoru

He

$:\ddot{Cl}: + :\ddot{Cl}: \rightarrow :\ddot{Cl}:\ddot{Cl}:$   $|\ddot{Cl}-\ddot{Cl}|$

mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce chloru

Ar

$:\ddot{N}: + :\ddot{N}: \rightarrow :\ddot{N}::\ddot{N}:$   $|\ddot{N}\equiv\ddot{N}|$

mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce azotu

Ne

$:\ddot{O}: + :\ddot{O}: \rightarrow :\ddot{O}::\ddot{O}:$   $|\ddot{O}=\ddot{O}|$

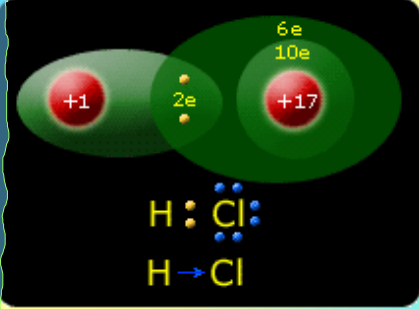
mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce tlenu

**wiązania w cząsteczkach  $H_2, Cl_2, O_2$**

$H_2$  H-H     $Cl_2$  Cl-Cl     $O_2$  O=O



wiązanie kowalencyjne spolaryzowane (polarne)  
 $0 (0,4) < \Delta E > 1,7$

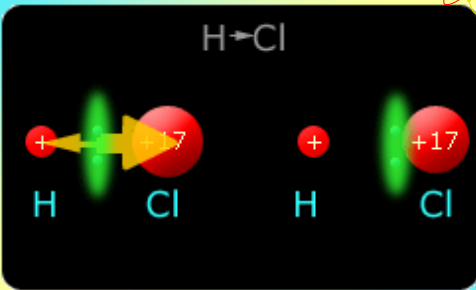


$H^+ Cl^-$

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

$\Delta E$   
 $3,0 - 2,1 = 0,9$

31



32

**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 <sup>+</sup>	0,7	89	Zn <sup>2+</sup>	1,7	63	P <sup>5+</sup>	2,1	35
K <sup>+</sup>	0,8	87	Sn <sup>2+</sup>	1,8	73	Au <sup>2+</sup>	2,4	62
Na <sup>+</sup>	0,9	83	Pb <sup>2+</sup>	1,8	72	Se <sup>2-</sup>	2,4	-
Ba <sup>2+</sup>	0,9	84	Fe <sup>2+</sup>	1,8	69	C <sup>4+</sup>	2,5	23
Li <sup>+</sup>	1,0	82	Si <sup>4+</sup>	1,8	48	S <sup>2-</sup>	22,5	-
Ca <sup>2+</sup>	1,0	79	Fe <sup>3+</sup>	1,9	54	J <sup>-</sup>	22,5	-
Mg <sup>2+</sup>	1,2	71	Ag <sup>+</sup>	1,9	71	N <sup>5+</sup>	3,0	9
Be <sup>2+</sup>	1,5	63	Cu <sup>+</sup>	1,9	71	Cl <sup>-</sup>	3,0	-
Al <sup>3+</sup>	1,5	60	B <sup>3+</sup>	2,0	43	O <sup>2-</sup>	3,5	-
Mn <sup>2+</sup>	1,5	72	Cu <sup>2+</sup>	2,0	57	F <sup>-</sup>	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:

$$E_n O_m$$

w którym:  
 E – symbol ogólny dowolnego pierwiastka,  
 O – symbol tlenu,  
 n, m – indeksy stechiometryczne

CO, CO<sub>2</sub>, SO<sub>2</sub>, NO

15.10

34

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

- Bezpośrednia reakcja pierwiastka z tlenem, np.:
 
$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$
- Utlenianie tlenków, np.:
 
$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$$
- Redukcja tlenków, np.:
 
$$MnO_2 + H_2 \rightarrow MnO + H_2O$$
- Rozkład termiczny (wywołany ogrzewaniem) soli lub wodorotlenków, np.:
 
$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

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:

- Tlenki zasadowe**, czyli tlenki reagujące z kwasami, a nie z zasadami
 
$$Na_2O + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$
- Tlenki kwasowe**, czyli tlenki reagujące z zasadami, a nie reagujące z kwasami
 
$$SO_3 + 2KOH \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$$
- Tlenki amfoteryczne**, czyli tlenki reagujące zarówno z zasadami jak i z kwasami
 
$$ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

$$ZnO + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$
- 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<sup>-</sup>) o wzorze ogólnym:

$$M(OH)_n$$

w którym:  
**M** – jon metalu lub jon amonowy NH<sub>4</sub><sup>+</sup>

NaOH, KOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>

37




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

- 1) W reakcji tlenku z wodą, np.:
 
$$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$$
- 2) W reakcji metalu z wodą, np.:
 
$$2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$$

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

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.:
 
$$Ca(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow CaSO_4 + 2H_2O$$
2. **Wodorotlenki amfoteryczne**, czyli wodorotlenki reagujące z kwasami i z zasadami np.:
 
$$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + 2H_2O$$

$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

39



**KWASY NIEORGANICZNE**

- BEZTLENOWE  
kwas chlorowodorowy HCl
- TLENOWE  
kwas azotowy(V) HNO<sub>3</sub>

**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. NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, PO<sub>4</sub><sup>3-</sup>) lub pojedynczym jodem (np. Cl<sup>-</sup>, S<sup>2-</sup>).

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

zasada + kwas → sól + woda

Np.

$$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$

40

**ważniejsze kwasy w chemii nieorganicznej**

H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> kwas siarkowy(IV) (kwas siarkawy) – **siarczan(IV)**  
 H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> kwas siarkowy(VI) (kwas siarkowy) – **siarczan(VI)**

H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> kwas węglowy – **węglan**

H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub> kwas fosforowy(III) (kwas fosforawy) – **fosforan(III)**  
 H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> kwas fosforowy(V) (kwas ortofosforowy) – **fosforan(V)**  
 H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub> kwas difosforowy(V) (kwas pirofosforowy) – **difosforan(V)**

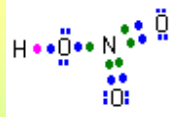
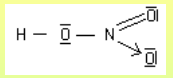
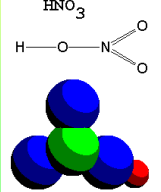
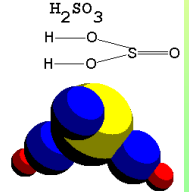
HNO<sub>2</sub> kwas azotowy(III) (kwas azotawy) – **azotan(III)**  
 HNO<sub>3</sub> kwas azotowy(V) (kwas azotowy) – **azotan(V)**

HClO kwas chlorowy(I) (kwas podchlorawy) – **chloran(I)**  
 HClO<sub>2</sub> kwas chlorowy(III) (kwas chlorawy) – **chloran(III)**  
 HClO<sub>3</sub> kwas chlorowy(V) (kwas chlorowy) – **chloran(V)**  
 HClO<sub>4</sub> kwas chlorowy(VII) (kwas nadchlorowy) – **chloran(VII)**

41

**modele podstawowych kwasów**

**wzór elektronowy HNO<sub>3</sub>**

42

kwasy chlorowodorowy - HCl - kwas solny

kwasy siarkowodorowy - H<sub>2</sub>S  
niebezpieczny dla zdrowia

kwasy siarkowy(VI) - H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

kwasy siarkowy(IV) - H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>

kwasy fosforowy(V) - H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

kwasy węgłowy - H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>

**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<sub>4</sub><sup>+</sup>),  
*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  $[M(OH)_n]_mR_m$

NaCl    Na-Cl

Na<sub>2</sub>S    S-Na  
          Na

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>    NaHSO<sub>4</sub>    Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

CaSO<sub>4</sub>    Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>





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:  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , HCl,  $\text{H}_2\text{S}$ , 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 (jonopwe, kowalencyjne, spolaryzowane)

Ewentualne uzgadnianie szczegółów dotyczących zajęć L2 i L3 z osobą prowadzącą: [magdalena.janus@zut.edu.pl](mailto:magdalena.janus@zut.edu.pl)

50

	$\text{NH}_4^+$	$\text{Na}^+$	$\text{K}^+$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Cr}^{3+}$	$\text{Mn}^{2+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Co}^{2+}$	$\text{Ni}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Ag}^+$	$\text{Au}^{3+}$	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Cd}^{2+}$	$\text{Hg}^{2+}$	$\text{Al}^{3+}$	$\text{Sn}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Bi}^{3+}$	
OH <sup>-</sup>	+	+	+	+	T	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
F <sup>-</sup>	+	+	+	+	-	-	-	T	T	+	+	T	+	+	+	T	+	T	+	+	+	+	+
Cl <sup>-</sup>	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
Br <sup>-</sup>	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
I <sup>-</sup>	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
S <sup>2-</sup>	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
$\text{SO}_3^{2-}$	+	+	+	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
$\text{SO}_4^{2-}$	+	+	+	+	T	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
$\text{NO}_2^-$	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
$\text{NO}_3^-$	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
$\text{PO}_4^{3-}$	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
$\text{CO}_3^{2-}$	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
$\text{SiO}_3^{2-}$	+	+	+	+	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
$\text{MnO}_4^{2-}$	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
$\text{CrO}_4^{2-}$	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+
$\text{CH}_3\text{COO}^-$	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+	+

#### 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)
- & – zachodzą skomplikowane reakcje lub substancja nie została otrzymana

#### Solubility Table Common Ionic Compounds

	Group 1			Group 2			Transition Metals						
	$\text{NH}_4^+$	$\text{Li}^+$	$\text{Na}^+$	$\text{K}^+$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Al}^{3+}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Ag}^+$	$\text{Zn}^{2+}$	$\text{Pb}^{2+}$
$\text{F}^-$	sol	sol	sol	sol	insol	insol	sl sol	sol	sl sol	sol	sol	sol	insol
$\text{Cl}^-$	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol
$\text{Br}^-$	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol
$\text{I}^-$	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol
OH <sup>-</sup>	sol	sol	sol	sol	insol	sl sol	sol	insol	insol	insol	insol	insol	insol
$\text{S}^{2-}$	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	insol	insol	insol	insol	insol
$\text{SO}_4^{2-}$	sol	sol	sol	sol	sol	sl sol	insol	sol	sol	sol	sl sol	sol	insol
$\text{CO}_3^{2-}$	sol	sol	sol	sol	insol	insol	insol	sol	sol	sol	insol	insol	insol
$\text{NO}_3^-$	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol	sol
$\text{PO}_4^{3-}$	sol	sol	sol	sol	insol	insol	insol	insol	insol	insol	insol	insol	insol
$\text{CrO}_4^{2-}$	sol	sol	sol	sol	sol	sol	insol	insol	insol	insol	insol	insol	insol
$\text{CH}_3\text{CO}_2^-$	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.  
The Safe Source for Science Supplies

52

## Podstawy obliczeń chemicznych (stechiometrycznych)



53

## Prawo zachowania masy (materii)

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

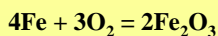
W reakcjach chemicznych zachodzących z wydzielaniem nawet dużych ilości energii (np. detonacje) przemiana masy w energię jest znikoma.

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

$$E=mc^2$$



54

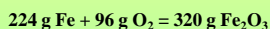


Masy atomowe

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.



56



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



57

## Obliczenia stechiometryczne

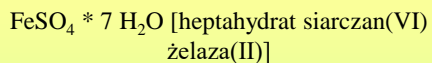
Obliczenia oparte na wzajemnym stosunku ilościowym składników w poszczególnych związkach chemicznych oraz obliczenia wykorzystujące stosunki wagowe między substancjami reagującymi i produktami reakcji, np.:

- 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 ( $\Sigma$  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

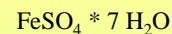
lub

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



59

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 %

$\text{H}_2\text{O}$  – 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 –  $0,99/0,495 = 2$

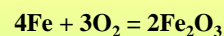
H –  $5,94/0,495 = 12$

O –  $2,97/0,495 = 6$



63

Obliczanie ilości reagujących substancji na podstawie równań chemicznych



Masy atomowe

Fe – 56

O – 16

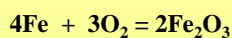
Masa cząsteczkowa:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 160$



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

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

64



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

x – ilość żelaza

y – ilość tlenu

z – ilość tlenku żelaza(III)



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

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

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

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

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

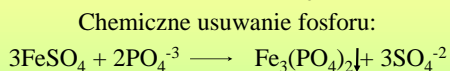
65

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

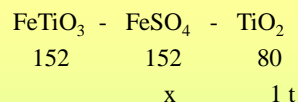
Biel tytanowa –  $\text{TiO}_2$   
 Siarczan(VI) żelaza(II) –  $\text{FeSO}_4$   
 Ilmenit –  $\text{FeTiO}_3$



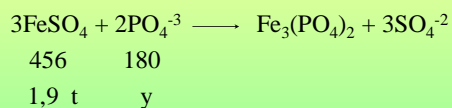
Masy atomowe:  
 Ti – 48; Fe – 56; O – 16; P – 31; S – 32



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



71

## 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  $\text{mg/dm}^3$

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  $1 \text{ kg/dm}^3$ )

$$\begin{aligned} 1 \text{ ppm} &= 1\,000 \text{ ppb} = 1\,000\,000 \text{ ppt} = \\ &= 1\,000\,000\,000 \text{ ppq} \end{aligned}$$



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

75

Jakie jest stężenie molowe i procentowe  $0,1 \text{ N}$  (val/ $\text{dm}^3$ ) roztworu  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

Jaka jest wartość tego stężenia wyrażona w ppm?

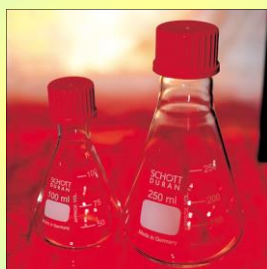


76

ZLEWKI



KOLBY STOŻKOWE



77

CYLINDRY MIAROWE



KOLBY MIAROWE



78

**PIPETY WIELOMIAROWE** **PIPETY JEDNOMIAROWE**



79

**PIPETY AUTOMATYCZNE**

**GRUSZKA**



80

**TRYSKAWKI** **LEJKI**



81

**EKSYKATOR** **NACZYŃKO WAGOWE**



82