

Przedmiot:
Chemia

Studia pierwszego stopnia, Inżynieria Środowiska, I rok
30 h wykładów, 30 h ćwiczeń laboratoryjnych – 5 ECTS

dr inż. Jacek Mazur
(wykłady)

Zachodniopomorski Uniwersytet Technologiczny w Szczecinie
Wydział Budownictwa i Architektury,
Katedra Inżynierii Sanitarnej
Zakład Technologii Wody, Ścieków i Odpadów
CDBN pokój 2/48
Tel. (091) 449 45 92, email: jacek.mazur@zut.edu.pl
www.mazur.zut.edu.pl
(informacje dotyczące kursu)

15.02 1

dr hab. inż. Magdalena Janus
(zajęcia laboratoryjne)

Zachodniopomorski Uniwersytet Technologiczny w Szczecinie
Wydział Budownictwa i Architektury,
Katedra Inżynierii Sanitarnej,
Zakład Technologii Wody, Ścieków i Odpadów
CDBN pokój 2/37

15.02 2

Chemia	1	Przekazanie studentom informacji dotyczących budowy materii, rozszerzenie i własności chemicznych związków nieorganicznych i organicznych oraz procesów chemicznych zachodzących z udziałem substancji chemicznych. Omówienie występowania i przemian substancji chemicznych w środowisku. Przedstawienie zasad i sposobów wykonywania obliczeń chemicznych. Prezentacja podstaw levelicznych podstawowych technik analitycznych.
Chemia	2	Przekazanie studentom informacji dotyczących zasad pracy w laboratorium chemicznym oraz podstawowych technik analitycznych i ilościowej. Zapoznanie studentów z obsługą urządzeń laboratoryjnych stosowanych do wykonywania zadań przewidzianych programem zajęć laboratoryjnych. Wykonanie przez studentów, pracujących indywidualnie i w zespołach, analiz przewidzianych programem zajęć. Kształtowanie umiejętności opracowywania wyników analiz i precypowania wniosków z uzyskanych wyników.
Chemia	1	Znajomość podstaw z przedmiotu chemia na poziomie szkoły średniej.

3

Chemia	IS_1A_S1/ B/08_U01	Student umie wykonać podstawowe obliczenia stechiometryczne i potrafi je zastosować do interpretacji omawianych zjawisk chemicznych. Student opanował podstawowe zasady, indywidualnej i zespołowej, w pracy w laboratorium i umie je zastosować podczas wykonywania analiz. Student posiada umiejętność obsługi podstawowego sprzętu i aparatury laboratoryjnej. Student nabył umiejętność analizowania otrzymanych wyników wykonanych analiz. Student ma umiejętność wyrażania i oceny jakości otrzymywanych wyników analiz.
Chemia	IS_1A_S1/ B/08_K01	Student zapoznał się z postępowaniem wiedzy w zakresie chemii i rozumie potrzebę ciągłego jej uzupełniania. Student, pracując w zespole, ma świadomość odpowiedzialności za wyniki pracy zespołu oraz wpływ wiedzy innych członków zespołu na uzyskiwane wyniki.
Chemia	IS_1A_S1/ B/08_W01	Student posiada umiejętność opisu zachodzących reakcji chemicznych za pomocą równań oraz umie interpretować i wyłumaczyć zachodzący proces chemiczny. Student potrafi scharakteryzować nieorganiczne i organiczne związki chemiczne i określić ich podstawowe właściwości.

4

Index of /

Name	Last modified	Size	Description
Cwiczenia Lab/	28-Sep-2009 13:28	-	
Rok 2009-2010/	15-Sep-2010 12:24	-	
Rok 2010-2011/	16-Feb-2011 11:07	-	
Rok 2011-2012/	30-Sep-2011 13:16	-	
Rok 2012-2013/	01-Oct-2012 13:52	-	
Rok 2013-14/	23-Feb-2014 15:28	-	
readme.doc	28-Sep-2009 13:36	20K	

5

Index of /Rok 2013-14/Semestr letni

Name	Last modified	Size	Description
Parent Directory		-	
Chemia/	23-Feb-2014 15:32	-	
Podst. techn. wody, ścieki/	24-Feb-2014 13:47	-	
harmonogram_semestr_letni_13-14.pdf	23-Feb-2014 15:30	165K	

6

Index of /Cwiczenia Lab/materiały pomocnicze

Name	Last modified	Size	Description
Parent Directory			-
Chemia/	24-Feb-2014 14:44		-
Sprawozd- str tyt + check list-5.doc	25-Feb-2013 13:02	426K	
Technologia wody i ścieków/	29-Feb-2012 14:57		-
chemia budowlana/	22-Jan-2013 11:27		-
chemia środowiska/	23-Dec-2013 10:50		-
sprawozdania-wartuki2.doc	18-Feb-2010 11:44	26K	
starsze/	29-Feb-2012 14:52		-

Zajęcia w semestrze letnim 2014/15

Podstawy technologii wody i ścieków - IS S1 II r. (dr hab. inż. Anna Irenańska, dr inż. Jacek Mazur)
 Chemia Budowlana - Bud. 002-511 r. (dr hab. inż. Magdalena Janus, dr inż. Danusia Wlodek)
 Chemia - IS S1 II r. (dr inż. Jacek Mazur, dr hab. inż. Magdalena Janus)
 Gospodarka wodno-ściekowa w zakładach przemysłowych - IS S1 (dr inż. K. Tarasowski, dr inż. J. Mazur)
 (zajęcia laboratoryjne obowiązkowe z Gospodarką odpadami - dr hab. inż. Anna Irenańska, dr inż. J. Mazur)

Wydział	9	10	11	12	13	14	15	16	18	19	20	21	22	23	24	25	26
Poniedziałek	23 II	2 III	9 III	16 III	23 III	30 III	6 IV	13 IV	20 IV	27 IV	4 V	11 V	18 V	25 V	1 VI	8 VI	15 VI
g. 8-10: 15 S1 I r. gr. A	A1	L1	L2	L2	L3	8 IV	L3	A2	L4			L4	L5	L6	L6	A3	
g. 8-10: 15 S1 I r. gr. B	A1	L1	L2	L2	L3	8 IV	L3	A2	L4			L4	L5	L6	L6	A3	
Si 15 II g.12-15 gr. 1	L1	Ws	Ozon.	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws
Si 15 II g.12-15 gr. 2	L1	Ws	Ozon.	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws
Si 15 II g.12-15 gr. 3	L1	Ws	Ozon.	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws	Ws
g. 10-12: 15 S1 I r. gr. C	L1	L2	L3	L4	L5	L6	L7	L8	L9	L10	L11	L12	L13	L14	L15	L16	L17
g. 10-12: 15 S1 I r. gr. D	L1	L2	L3	L4	L5	L6	L7	L8	L9	L10	L11	L12	L13	L14	L15	L16	L17
Wtorek	24 II	3 III	10 III	17 III	24 III	31 III	7 IV	14 IV	21 IV	28 IV	5 V	12 V	19 V	26 V	2 VI	9 VI	16 VI
g. 8-10: 15 S1 I r. gr. A	W1	W2	W3	W4	W5	W6	W7	W8	W9	W10	W11	W12	W13	W14	W15		
g. 8-10: 15 S1 I r. gr. B	W1	W2	W3	W4	W5	W6	W7	W8	W9	W10	W11	W12	W13	W14	W15		
g. 8-10: 15 S1 I r. gr. C	W1	W2	W3	W4	W5	W6	W7	W8	W9	W10	W11	W12	W13	W14	W15		
g. 14-17: 15 S1 I r. gr. D	W1	W2	W3	W4	W5	W6	W7	W8	W9	W10	W11	W12	W13	W14	W15		
Środa	25 II	4 III	11 III	18 III	25 III	1 IV	8 IV	15 IV	22 IV	29 IV	6 V	13 V	20 V	27 V	3 VI	10 VI	17 VI
g. 13-16: 15 S1 I r. gr. A	L1	L2	L3	L4	L5	L6	L7	L8	L9	L10	L11	L12	L13	L14	L15	L16	L17
g. 13-16: 15 S1 I r. gr. B	L1	L2	L3	L4	L5	L6	L7	L8	L9	L10	L11	L12	L13	L14	L15	L16	L17

Wydział	9	10	11	12	13	14	15	16	18	19	20	21	22	23	24	25	26
Czwartek	26 II	5 III	12 III	19 III	26 III	2 IV	9 IV	16 IV	23 IV	30 IV	7 V	14 V	21 V	28 V	4 VI	11 VI	18 VI
Piątek	27 II	6 III	13 III	20 III	27 III	3 IV	10 IV	17 IV	24 IV	1 V	8 V	15 V	22 V	29 V	5 VI	12 VI	19 VI
g. 10-12: 15 S1 I r. gr. A	W1	W2	W3	W4	W5	W6	W7	W8	W9	W10	W11	W12	W13	W14	W15		
g. 10-12: 15 S1 I r. gr. B	W1	W2	W3	W4	W5	W6	W7	W8	W9	W10	W11	W12	W13	W14	W15		
g. 10-12: 15 S1 I r. gr. C	W1	W2	W3	W4	W5	W6	W7	W8	W9	W10	W11	W12	W13	W14	W15		
g. 10-12: 15 S1 I r. gr. D	W1	W2	W3	W4	W5	W6	W7	W8	W9	W10	W11	W12	W13	W14	W15		
g. 12-14: 15 S1 I r. gr. A	A1	L1	L2	L2	L3	A2	L3	L4	L5	L6	L6	A3					
g. 12-14: 15 S1 I r. gr. B	A1	L1	L2	L2	L3	A2	L3	L4	L5	L6	L6	A3					

W tabeli podano terminy wykładów i zajęć laboratoryjnych dla poszczególnych kursów, grup i zespołów laboratoryjnych z zaznaczeniem je kolorami przyporządkowanymi do poszczególnych kursów. Tematy wykładów (W1-W15) i ćwiczeń laboratoryjnych (oznaczone w tabeli skrótami nazw) podane są w programach zajęć dla poszczególnych kursów. W przypadku niektórych ćwiczeń laboratoryjnych, każdy z zespołów laboratoryjnych (grupa laboratoryjna) jest podzielony na 2-3 zespoły wykonujące inne ćwiczenie.

Informacja umieszczona również w polu komentarzy folderze nazwa_zajec_14-15

Tematy i oznaczenia zajęć, prowadzonych w ramach ćwiczeń laboratoryjnych, z przedmiotu:

Chemia IS S1 II r.
dr hab. inż. Magdalena Janus

	Temat	Miejsce	Czas trwania [godz. lek]
A1	Zajęcia wstępne. Wprowadzenie do zajęć L1-L3.	Sala audyt.	2h
L1	Podstawy i ogólne zasady pracy w laboratorium. Analiza miareczkowa.	Lab. 2/40 CDBN	4h
L2	Identyfikacja kationów w roztworach pojedynczych soli	Lab. 2/40 CDBN	4h
L3	Identyfikacja anionów w roztworach pojedynczych soli	Lab. 2/40 CDBN	4h
A2	Podsumowanie zajęć L1-L3. Wprowadzenie do zajęć L3-L6.	Sala audyt.	2h
L4	Ilościowa analiza nieorganiczna: kolorymetria	Lab. 2/40 CDBN	4h
L5	Badanie fizykochemiczne wody	Lab. 2/40 CDBN	4h
L6	Roztwory buforowe	Lab. 2/40 CDBN	4h
A3	Podsumowanie zajęć	Sala audyt.	2h

LITERATURA

L. Jones, P. Atkins, Chemia ogólna, PWN, Warszawa, 2006

Cox P.A., Chemia nieorganiczna. Krótkie wykłady, PWN, Warszawa, 2006

Morrison R.T., Boyd R.N. Chemia organiczna. T. 1 i 2, PWN, Warszawa 2009

Patrick G., Chemia organiczna, PWN, Warszawa, 2008

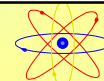
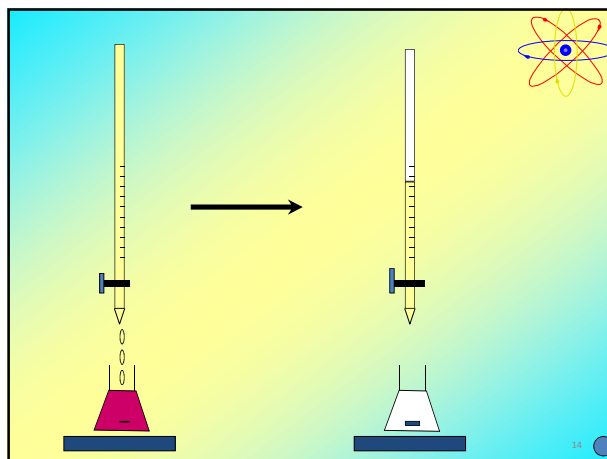
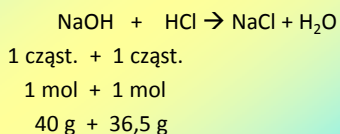
Materiały pomocnicze do ćwiczeń laboratoryjnych

Lp.	Temat
W1.	Informacje organizacyjne. Budowa atomu. Cząstki elementarne. Układ okresowy pierwiastków. Wprowadzenie do zajęć laboratoryjnych L1.
W2.	Nazewnictwo związków nieorganicznych. Wzory strukturalne i sumaryczne. Wiązania chemiczne. Elektroujemność. Obliczenia związane z ćwiczeniami laboratoryjnymi L1.
W3.	Reakcje chemiczne. Kinetyka i statyka reakcji chemicznych. Równowaga chemiczna. Reguła przekroju. Prawo działania mas. Wprowadzenie do zajęć laboratoryjnych L2.
W4.	Roztwory, stężenia, dysocjacja.
W5.	Iloczyny jonowy. Iloczyny rozpuszczalności. Odczyn. Wskaźniki kwasowo-zasadowe. Wprowadzenie do zajęć laboratoryjnych L3.
W6.	Dyfuzja, osmoza, hydratacja, hydroliza.
W7.	Reakcje utleniania redukcji. Elektroliza. Korozja chemiczna.
W8.	Wstęp do chemii organicznej. Nazewnictwo związków organicznych. Izomeria.
W9.	Węglowodory alifatyczne i aromatyczne. Wprowadzenie do zajęć laboratoryjnych L4.
W10.	Chlorowcopochodne. Alkohole, aldehydy, ketony.
W11.	Kwasy karboksylowe, estry. Wprowadzenie do zajęć laboratoryjnych L5.
W12.	Aminy, aminokwasy. Wprowadzenie do zajęć laboratoryjnych L6.
W13.	Węglowodory, związki heterocykliczne.
W14.	Procesy przemian związków organicznych w środowisku.
W15.	Trwale związki organiczne jako zanieczyszczenia środowiska.

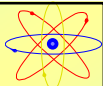
Analiza miareczkowa

W analizie miareczkowej skład substancji oznacza się w oparciu o reakcje chemiczne, w których bierze udział ściśle określona objętość roztworu o ściśle określonym stężeniu (roztwór mianowany). Masę oznaczanej substancji oblicza się z objętości zużytego roztworu odczynnika (titranta) i jego stężenia.

Przykład:



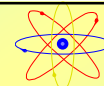
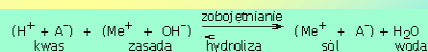
BIURETY



Alkacymetria

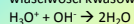
Nazwę alkacymetria utworzono przez połączenie dwóch słów: *alkalimetria*, czyli miareczkowanie mianowanymi roztworami zasad oraz *acydymetria*, czyli miareczkowanie mianowanymi roztworami kwasów. Metody alkacymetryczne nazywane są także metodami zobojętnienia, ponieważ opierają się one na reakcji zobojętnienia, czyli reakcji kwasu z zasadą, w wyniku której powstaje sól i woda. Odwróceniem reakcji zobojętnienia jest reakcja hydrolizy.

W przypadku reakcji kwasu jednowodorowego (HA) i jednowodorotlenowej zasady (MeOH) w roztworze wodnym, można zapisać schematycznie.



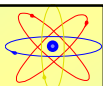
Zobojętnianie

Metody alkacymetryczne opierają się na reakcji zobojętnienia, czyli reakcji kwasu z zasadą, w wyniku której powstaje sól i woda. Według definicji Arrheniusa reakcją zobojętnienia jest reakcja w której jon wodorowy H^+ kwasu reaguje z jodem wodorotlenowym OH^- zasady, tworząc wodę. W czasie reakcji neutralizowane są właściwości kwasowe i zasadowe.



Tego terminu "zobojętnianie" nie należy rozumieć dosłownie, ponieważ tylko kwasy i zasady o zbliżonej mocy mogą, po przereagowaniu, utworzyć rzeczywiście obojętny roztwór soli. Ponadto reagenty muszą występować w ilościach stechiometrycznych. Możliwe są cztery możliwe przypadki reakcji kwasu z zasadą:

mocny kwas - mocna zasada
słaby kwas - mocna zasada
mocny kwas - słaba zasada
słaby kwas - słaba zasada



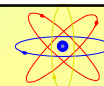
Wskaźniki kwasowo-zasadowe

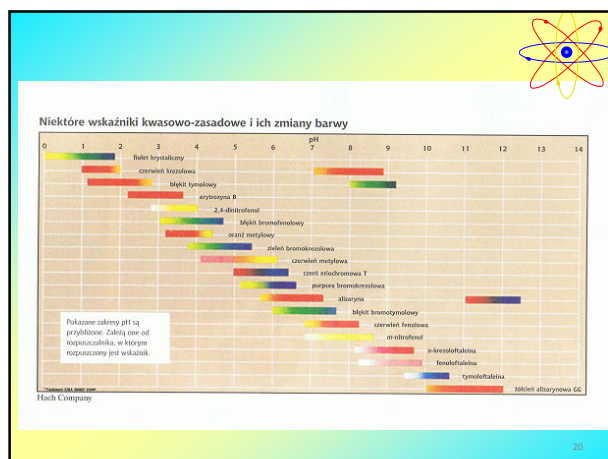
Przebieg zobojętnienia kwasu przez zasadę lub odwrotnie obserwuje się wizualnie przez zastosowanie odpowiednio dobranej substancji (indykatora), którego zmiana barwy wskazuje na zakończenie reakcji.

Wskaźnikami są substancje ulegające przemianom lub modyfikacjom strukturalnym w pewnym obszarze stężenia jonów H^+ (H_3O^+). Z przemianami tymi związana jest zmiana barwy wskaźnika.

Aby dana substancja mogła być dobrym wskaźnikiem, musi spełniać następujące warunki:

- zmiana barwy musi zachodzić ostro i zmieniona barwa musi kontrastować z pierwotną
- zmiana barwy musi występować w wąskim zakresie zmian wartości pH, przy czym zakres ten musi obejmować stan kiedy reagenty występują w ilościach stechiometrycznych.





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

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

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

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

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

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

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

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

❖ **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

Stężenie molowe:

Ilość moli substancji zawartej w 1 dm³ roztworu, oznaczane często „m”



25

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



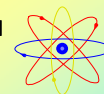
26

Stężenie normalne:

Ilość gramorównoważników substancji zawartej w 1 dm³ roztworu, oznaczane często „n”

27

Jakie jest stężenie procentowe 0,1 n roztworu H₂SO₄ ?
Jaka jest wartość tego stężenia wyrażona w ppm?

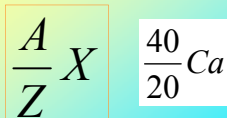


28

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



15-02

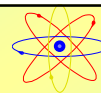
29

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)

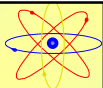
Jednostka masy atomowej (u) jest równa 1/12 masy atomu nuklidu węgla $1 u = 1,661 \times 10^{-27} \text{ kg}$



15-02

30

PODSTAWOWE POJĘCIA CHEMICZNE



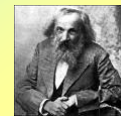
Masa cząsteczkowa jest to masa cząsteczki związku wyrażona w atomowych jednostkach masy. Obliczamy ją, sumując masy atomowe wszystkich atomów wchodzących w skład cząsteczki

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

15.02

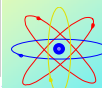
31

Układ okresowy pierwiastków



Dmitrij Iwanowicz Mendelejew
(1834-1907)

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW																		
1	2											13	14	15	16	17	18	
1	H																He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
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	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									
Lantanowce			blok d										blok p					
Aktynowce			blok d										blok p					
			blok f															



15.02

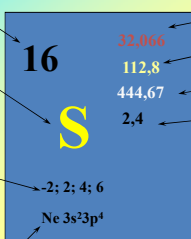
32

Liczba atomowa

Symbol chemiczny

Stopnie utlenienia

Struktura elektronowa



Względna masa atomowa

Temperatura topnienia

Temperatura wrzenia

Elektroujemność



15.02

33

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW

UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW																		
1	2											13	14	15	16	17	18	
1	H																He	
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
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	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt									
Lantanowce			blok d										blok p					
Aktynowce			blok d										blok p					
			blok f															

15.02

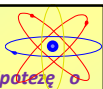
34

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



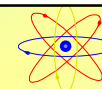
35

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 cząstek. Wszystkie cząsteczki danego związku chemicznego zawierają tę samą liczbę tych samych rodzajów atomów i mają identyczne właściwości chemiczne

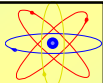
Postulat VI. Rozłożenie związku chemicznego na pierwiastki polega na rozpadzie cząstek na atomy. Proces ten może przebiegać w kilku etapach.

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



36

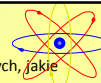
TEORIA STRUKTURALNA



- 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.

37

WARTOŚCIOWOŚĆ PIERWIASTKÓW - 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.

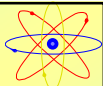
Oznacza się ją cyfrą rzymską, jako indeks górny przy symbolu pierwiastka np.: $H^I_2O^I$, $Al^{III}_2O^III_3$.

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

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

38

STOPIEŃ UTLENIEŃ



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

39

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



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

40

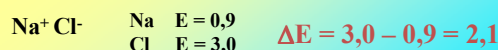
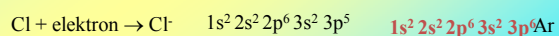
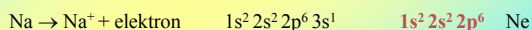
wiązanie jonowe

$\Delta E > 1,7$

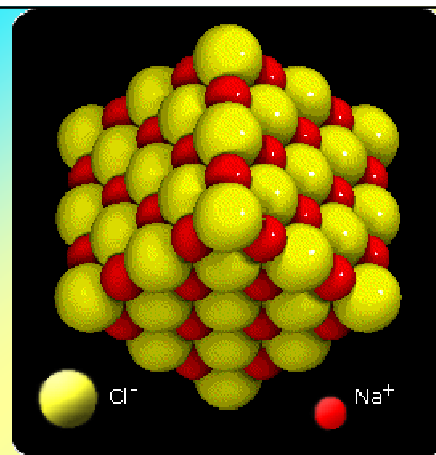
polega na przejściu elektronów walencyjnych z atomu jednego pierwiastka do atomu drugiego pierwiastka powstają kationy i aniony przyciągające się wzajemnie siłami elektrostatycznymi

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



41



42

wiązanie kowalencyjne (atomowe)
 polega na łączeniu się atomów za pomocą wspólnych par elektronowych

cząsteczki H_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 $\Delta E=0$ (0,4)

mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce wodoru

He

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

Ar

mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce chloru

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

Ne

mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego w cząsteczce azotu

Ne

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 $E = 3,0$

ΔE
 $3,0 - 2,1 = 0,9$


H-Cl

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

Jon	Elektryjność	% charakteru jonowego	Jon	Elektryjność	% charakteru jonowego	Jon	Elektryjność	% 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 ²⁻	2,4	-
Ba ²⁺	0,9	84	Fe ²⁺	1,8	69	C ⁴⁺	2,5	23
Li ⁺	1,0	82	Si ⁴⁺	1,8	48	S ²⁻	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 jest uważane 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.




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

$$E_nO_m$$

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

CO, CO₂, SO₂, NO

15-02 48



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

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

$$S + O_2 \rightarrow SO_2$$
- 2) Utlenianie tlenków, np.:

$$2SO_2 + O_2 \rightarrow 2SO_3$$
- 3) Redukcja tlenków, np.:

$$MnO_2 + H_2 \rightarrow MnO + H_2O$$
- 4) Rozkład termiczny (wywołany ogrzewaniem) soli lub wodorotlenków, np.:

$$CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$$

50

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

$$Na_2O + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$
2. **Tlenki kwasowe**, czyli tlenki reagujące z zasadami, a nie reagujące z kwasami


$$SO_3 + 2KOH \rightarrow K_2CO_3 + H_2O$$
3. **Tlenki amfoteryczne**, czyli tlenki reagujące zarówno z zasadami jak i z kwasami

$$ZnO + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

$$ZnO + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + H_2O$$
4. **Tlenki obojętne**, czyli nie reagujące ani z kwasami, ani z zasadami, np. tlenek węgla CO i tlenek azotu NO



51




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

$$M(OH)_n$$

w którym:
M – jon metalu lub jon amonowy NH₄⁺

NaOH, KOH, Ca(OH)₂, Al(OH)₃

52



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

53



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

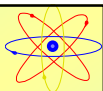
1. **Wodorotlenki zasadowe**, czyli wodorotlenki reagujące z kwasami, a nie reagujące z zasadami, np.:

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

$$Zn(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + 2H_2O$$

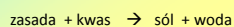
$$Zn(OH)_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2ZnO_2 + 2H_2O$$

54

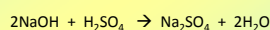


Kwasy są to związki zawierające jon wodorowy i resztę kwasową. Jon wodorowy (w kwasach) w reakcjach chemicznych może być wymieniony na jon metalu. Reszta kwasowa jest grupą atomów (np. NO_3^- , PO_4^{3-}) lub pojedynczym jodem (np. Cl^- , S^{2-}).

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

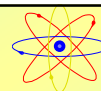


Np.



15.02

55



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

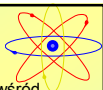
Sole można podzielić na trzy grupy:

1. *Sole obojętne* o wzorze ogólnym M_nR_m

2. *Wodorosole* o wzorze ogólnym $M_n(\text{HR})_m$

3. *Hydroksosole* o wzorze ogólnym $[\text{M}(\text{OH})_x]_nR_m$

56

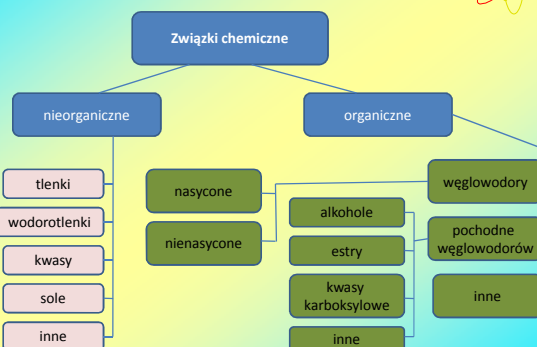


Otrzymywanie. Sole można otrzymywać wieloma sposobami, wśród których najważniejszych jest sześć:

- 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

57

Podział związków chemicznych



15.02

58