

Analiza chemiczna

2100-ACGSA-2-S1

Dr hab. Jacek Kęsy

www.umk.pl/~kesy

Zakres badań chemicznych w kryminalistyce:

- badania paliw, badania alkoholi, badania środków psychoaktywnych, badania leków, ustalanie przyczyn powstawania pożarów, wybuchy, badania powłok malarskich, badania mikrośladów, badania pozostałości po wystrzale z broni palnej, badania metali i ich stopów, badania środków kosmetycznych, badania środków chemicznych używanych w gospodarstwie domowym.

Metodyka badań wykorzystywana w kryminalistyce:

- klasyczna analiza jakościowa, metody chromatograficzne (TLC, GC, HPLC), spektrofotometria (IR, UV VIS, MAS, NMR, INR), elektrochemia (CV, elektrografia itd), badania mikroskopowe.

Nauczanie chemii w gimnazjum

- Pierwiastki i związki chemiczne
- Reakcje chemiczne i przemiany fizyczne
- Atomy, cząsteczki, jony i kryształy
- Elektrony, protony i neutrony
- Wiązania kowalencyjne, jonowe i metaliczne
- Układ okresowy pierwiastków
- Metale i niemetale, elektroujemność
- Kwasy, zasady i sole
- Reakcje utleniania i redukcji

Nauczanie chemii w liceum

- Budowa atomów i cząsteczek – elementy mechaniki kwantowej
- Powiązanie właściwości chemicznych pierwiastków i związków z budową atomów i cząsteczek
- Reakcje egzotermiczne i endotermiczne
- Równowaga chemiczna, reguła przekory
- Dysocjacja kwasów i zasad, pH
- Hydroliza soli
- Ogniwa elektrochemiczne i elektroliza
- Szybkość reakcji

- Budowa materii. Podstawowe pojęcia i definicje chemii. Układ okresowy.
- Klasyfikacja i nomenklatura związków nieorganicznych.
- Typy wiązań chemicznych. Związki kompleksowe.
- Typy reakcji chemicznych.
- Kinetyka reakcji chemicznych.
- Elementy termodynamiki.
- Roztwory. Rodzaje stężeń. Dysocjacja. Hydroliza. Rozpuszczalność i iloczyn rozpuszczalności.
- Moc kwasów i zasad. Odczyn środowiska-pH. Roztwory buforowe.
- Elementy elektrochemii. Szereg napięciowy metali. Elektroliza. Korozja i pasywacja.
- Zarys klasycznej chemii analitycznej.

Wykład

1. Przypomnienie podstawowych pojęć chemii: atom, cząstka, układ okresowy pierwiastków, reakcje chemiczne, rodzaje związków chemicznych.
2. Równowagi chemiczne w roztworach wodnych, wpływ elektrolitów na równowagi chemiczne. Rozpuszczalność, wyrażanie stężeń substancji.
3. Klasyczna analiza jakościowa, podział na grupy, reakcje charakterystyczne.
4. Zadania chemii analitycznej; podział analizy chemicznej; podział analityki; próbka; metoda analityczna; błędy w analizie ilościowej; analiza statystyczna wyników pomiarów; pobieranie próbek, standaryzacja i kalibrowanie.
3. Klasyfikacja metod miareczkowych, naczynia miarowe, substancje wzorcowe, roztwory wzorcowe i mianowane, błędy w analizie miareczkowej, roztwory i wskaźniki w miareczkowaniach kwas-zasada, roztwory buforowe, krzywe miareczkowania.
5. Redoksymetria - podstawowe wiadomości o reakcjach utleniania i redukcji, wielkości charakteryzujące układ redoks, miareczkowanie strąceniowe, argentometria. Kompleksometria, metody elektrochemiczne. Metody separacyjne – chromatografia cienkowarstwowa.
6. Reakcje charakterystyczne związków organicznych.
7. Wstęp do instrumentalnych metod analitycznych.

ĆWICZENIA Z ANALIZY

Zajęcia odbywają się w sali V (budynek B)

	Tematy	Prowadzący
1	Reakcje chemiczne	Dr Tomasz Jędrzejewski
2	Stężenia roztworów – zadania. Przygotowywanie roztworów	Dr Aleksandra Burkowska-But
3	Roztwory buforowe	Dr Tomasz Jędrzejewski
4	Podstawy analizy jakościowej	Dr Przemysław Grodzicki
5	Analiza ilościowa – miareczkowanie	Dr Przemysław Grodzicki
6	Analiza związków organicznych	Dr Aleksandra Burkowska-But

Harmonogram ćwiczeń z analizy

Literatura:

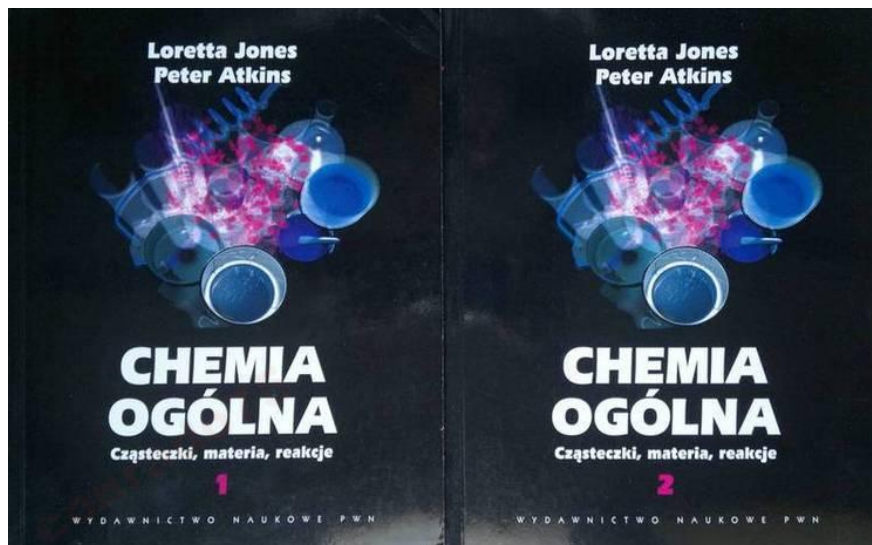
L. Jones, P. Atkins – Chemia ogólna. Cząsteczki, materia, reakcje.

Lesław Huppenthal, Alicja Kościelecka, Zbigniew Wojtczak – Chemia ogólna i analityczna dla studentów biologii.

J. Minczewski, Z. Marczenko, Chemia analityczna, tom 1, 2 i 3, PWN, W-wa 2005

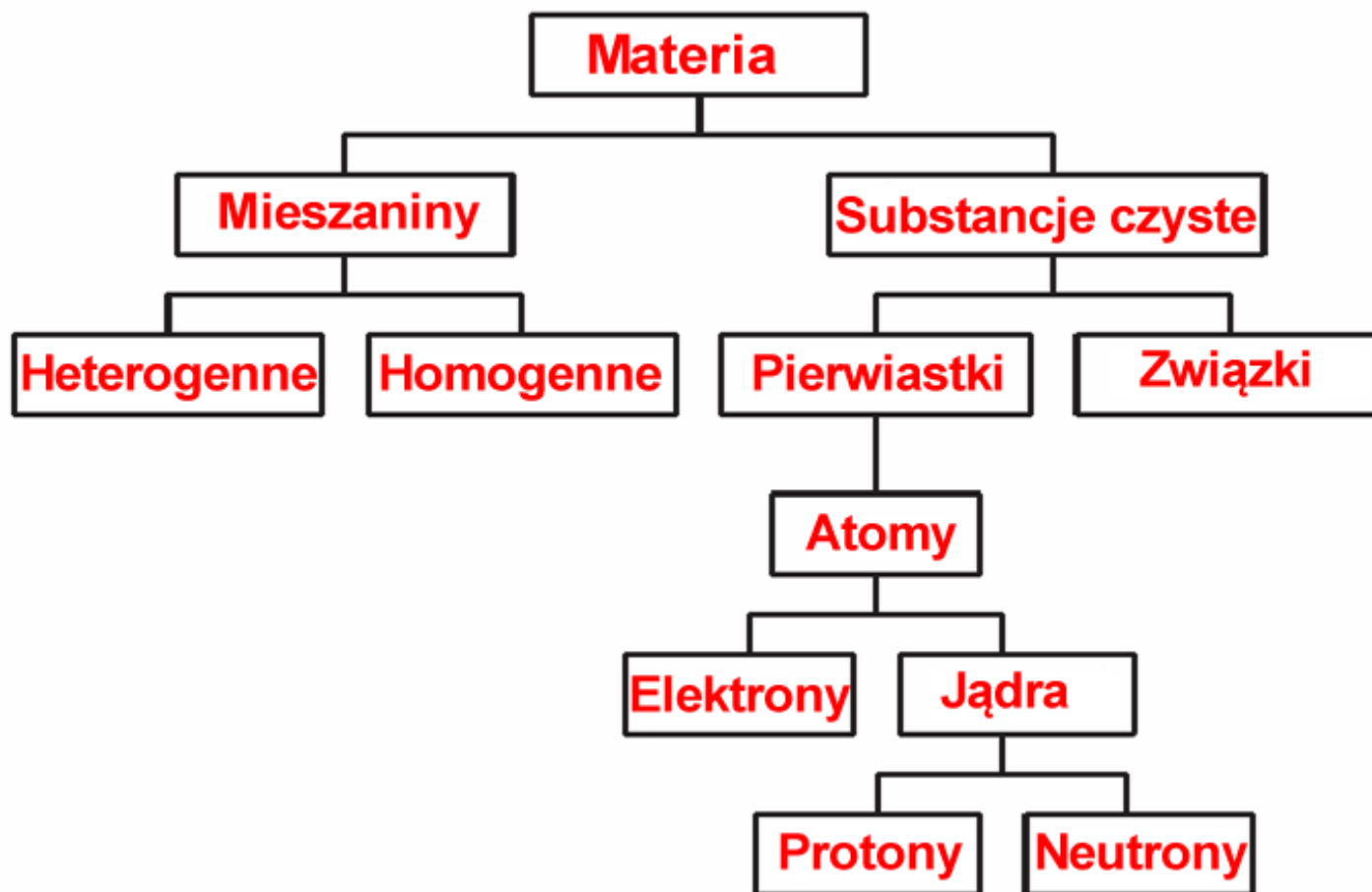
Pazdro K.M. Rola-Noworyta A. – Akademicki zbiór zadań z chemii ogólnej.

J. McMurry - Chemia Organiczna - PWN, 2005.



Chemia - zajmuje się materia i jej przemianami

Materia – to coś, co ma masę, czego możemy dotknąć



Podstawowe pojęcia chemii (język)

Substancja chemiczna – jednokowa materia, zbiór atomów i cząsteczek tego samego rodzaju

Zbiór atomów tego samego rodzaju – to pierwiastek chemiczny

Połączenia atomów – to cząsteczki chemiczne

Zbiór cząsteczek chemicznych tego samego rodzaju – to związek chemiczny

Mieszanka - zbiór cząsteczek różnego rodzaju

Podstawowe pojęcia chemii (język)

Pierwiastek chemiczny - zbiór atomów tego samego rodzaju



Pierwiastki oznaczamy symbolami pochodzącymi od jego łacińskiej nazwy.

np. H – wodór (Hydrogenium), K - potas (Kalium)

Cl – chlor (Chlorum), Au – złoto (Aurum)

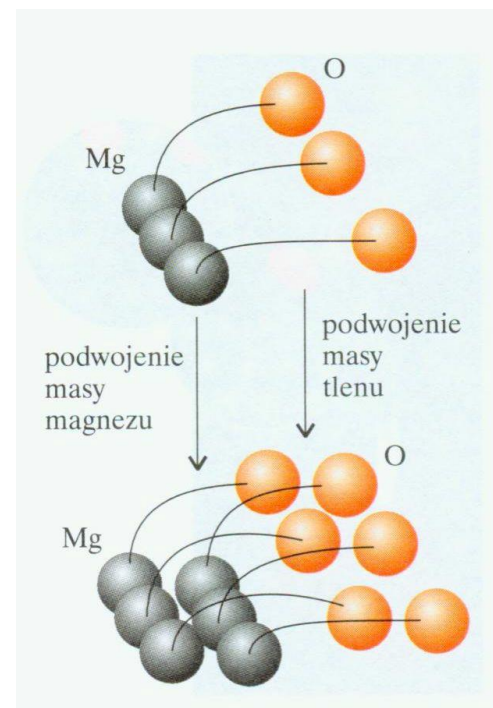
Pierwiastki różnią się wielkością atomów

Podstawowe pojęcia chemii (język)

Atom - najmniejsza cząstka **materii**, zachowująca jej właściwości.

Atomistyczna teoria Johna Daltona (1807):

- Wszystkie **substancje** składają się z niepodzielnych cząstek – **atomów** – zachowujących swoją **indywidualność** we wszystkich **przemianach chemicznych**.
- **Atomy** danego **pierwiastka** są identyczne pod każdym względem, **atomy** różnych **pierwiastków** różnią się swoimi **własnościami**.
- **Związki chemiczne** powstają na wskutek łączenia się **atomów** różnych **pierwiastków** w określonych i stałych stosunkach liczbowych.



Podstawowe pojęcia chemii (język)

Budowa jądra atomowego

- **jądro atomowe** składa się z dodatnio naładowanych **protonów** i elektrycznie obojętnych **neutronów**. Składniki jądra atomowego (protony i neutrony) określa się wspólną nazwą **nukleony**,
- masy protonów i neutronów są zbliżone do siebie,
- liczba protonów w jądrze (równa liczbie elektronów) jest nazywana **liczbą atomową (Z)** i determinuje rodzaj pierwiastka,
- łączna liczba protonów i neutronów (nukleonów) stanowi o masie całego jądra – **jest to liczba masowa (A)**,
- atomy o identycznej liczbie protonów, ale różnej liczbie neutronów (różnej liczbie masowej) to **nuklidy** izotopów danego pierwiastka. Izotopy danego pierwiastka wykazują na ogół takie same własności fizyczne i chemiczne.

Zapis **symboli** poszczególnych izotopów wykonuje się wg schematu:



gdzie: X – symbol pierwiastka; A – liczba masowa; Z – liczba atomowa, np. ${}^4_2\text{He}$ – hel, ${}^1_1\text{H}$ – wodór, ${}^2_1\text{H}$ – deuter (D)

Podstawowe pojęcia chemii (język)

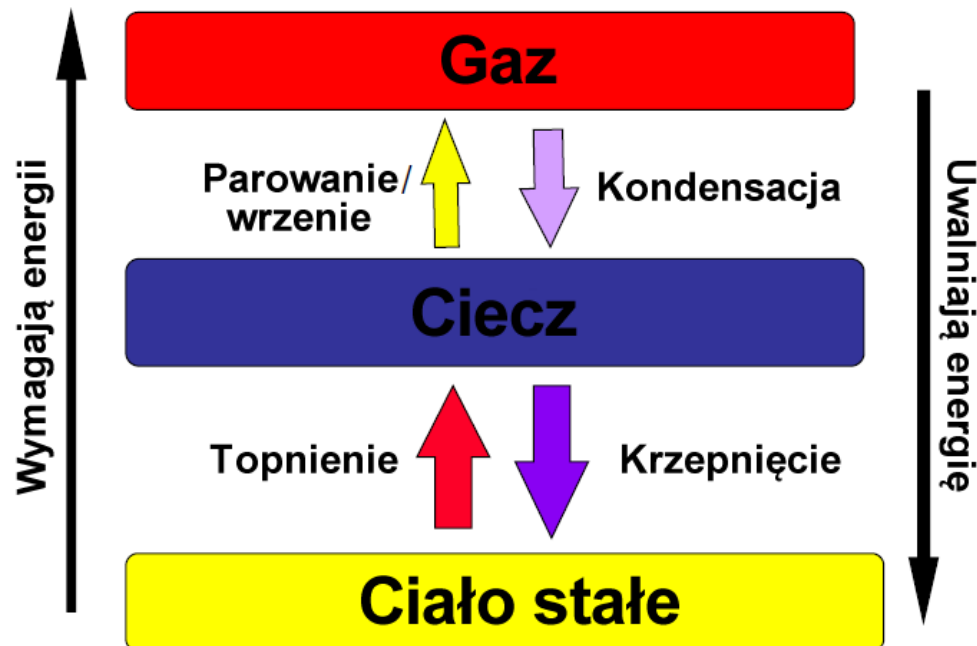
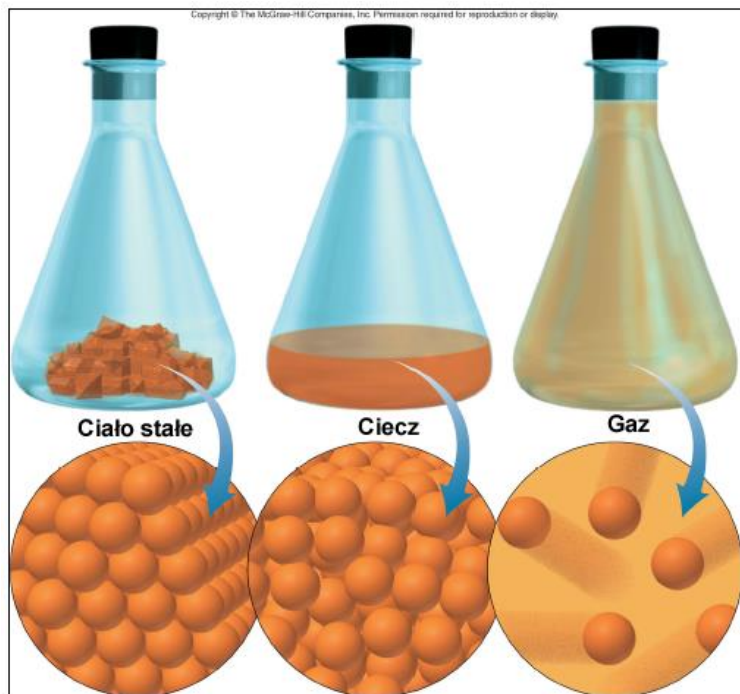
Wielkości opisujące ilość (liczebność) masy

- **Jednostka masy atomowej (u, amu, także dalton (Da))** – wielkość umowna zdefiniowana jako 1/12 masy atomu węgla ^{12}C .

$$1 \text{ u} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ kg} = 931,5 \text{ MeV} = 1,492 \times 10^{-10} \text{ J} \quad (E=mc^2)$$

- **Względna masa atomowa** – wielkość określająca, ile razy masa danego atomu jest większa od 1/12 masy atomu izotopu ^{12}C , czyli masa atomu względem jednostki umownej. Analogicznie określa się względną masę cząsteczkową.
- **Mol** – jest miarą liczności materii. 1 mol dowolnych indywiduów (atomów, jonów, cząsteczek, elektronów itd.) odpowiada liczbie tych indywiduów równej liczbie atomów zawartych w 12 g węgla ^{12}C . Liczba ta, zwana **liczbą (stałą) Avogadro (NA)**, jest równa $6,022137 \times 10^{23}$.
- **Masa molowa** – masa 1 mola atomów (**masa atomowa**) lub cząsteczek (**masa cząsteczkowa**), wyrażona w gramach.

Właściwości materii



Fizyczne: stan skupienia, temperatura/ciepło parowania, skraplania, topnienia, itp, kolor, zapach?, smak?, rozpuszczalność, gęstość, przewodnictwo elektryczne, twardość, połysk.

Chemiczne: (określają zdolność substancji do przekształcania się w inną substancję), palność, podtrzymywanie spalania, odczyn, trwałość, aktywność chemiczna, toksyczność, smak?, zapach? .

Właściwości materii

Pomiary własności substancji



Papierki wskaźnikowe



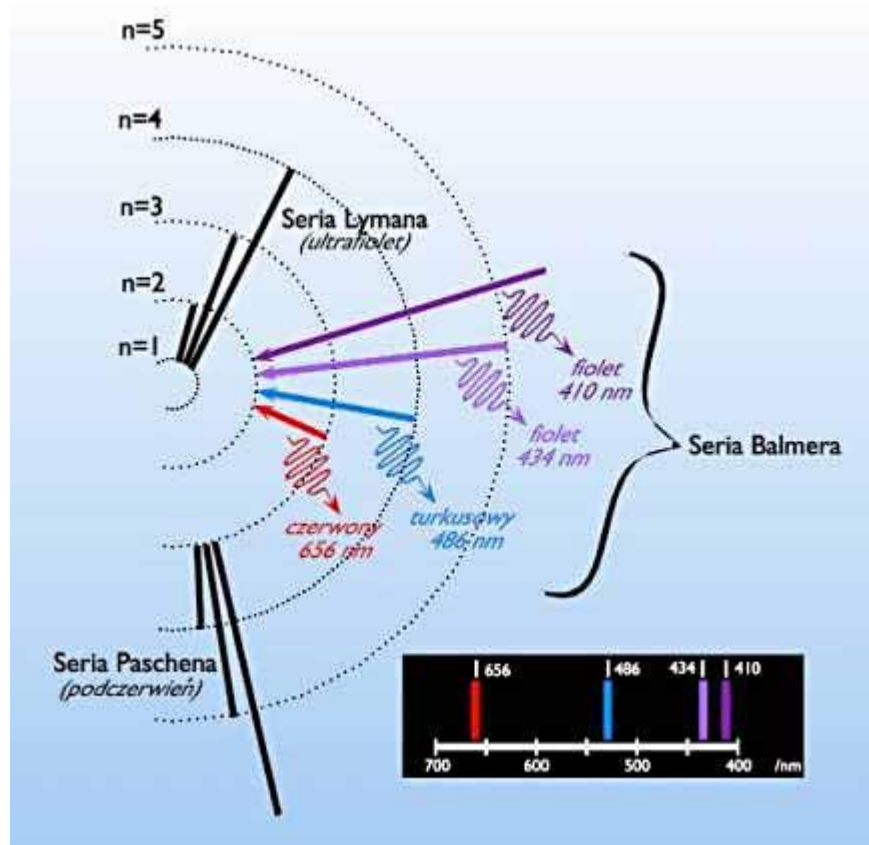
Pehametr



Waga analityczna

Jednostki, wartości stałych fizycznych i chemicznych

Elektronowa struktura atomu



W oparciu o model atomu Bohra dało się już wytłumaczyć, skąd biorą się linie w widmie emisyjnym wodoru.

Elektronowa struktura atomu

- **główna liczba kwantowa n** – opisuje energię stanu kwantowego (**powłoki elektronevej**), odpowiada odległości od jądra;
 $n = 1\ 2\ 3\ 4$; symbol literowy powłoki: K L M N
- **orbitalna (poboczna) liczba kwantowa ℓ** - jest miarą wielkości orbitalnego momentu pędu, decyduje o kształcie i wielkości **orbitali (podpowłok)**, na których prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest największe;
 $\ell = 0\ 1\ 2\ 3 \dots n-1$; symbol literowy powłoki: s p d f...
- **magnetyczna liczba kwantowa m** – jest zawiązana z przestrzenną orientacją wektora orbitalnego momentu pędu, określa wzajemne ustawienie **orbitali** w zewnętrznym polu magnetycznym;
 $-\ell \leq m \leq +\ell$

Do pełnego opisu stanu kwantowego elektronu w atomie potrzebna jest jeszcze czwarta liczba kwantowa związana z kierunkiem obrotu elektronu dookoła własnej osi, spinowa liczba kwantowa m_s :

- **spinowa liczba kwantowa m_s** – związana jest ze spinowym momentem pędu, umożliwia rozróżnienie elektronów o tych samych liczbach kwantowych n, ℓ, m ;

$$m_s = +\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$$

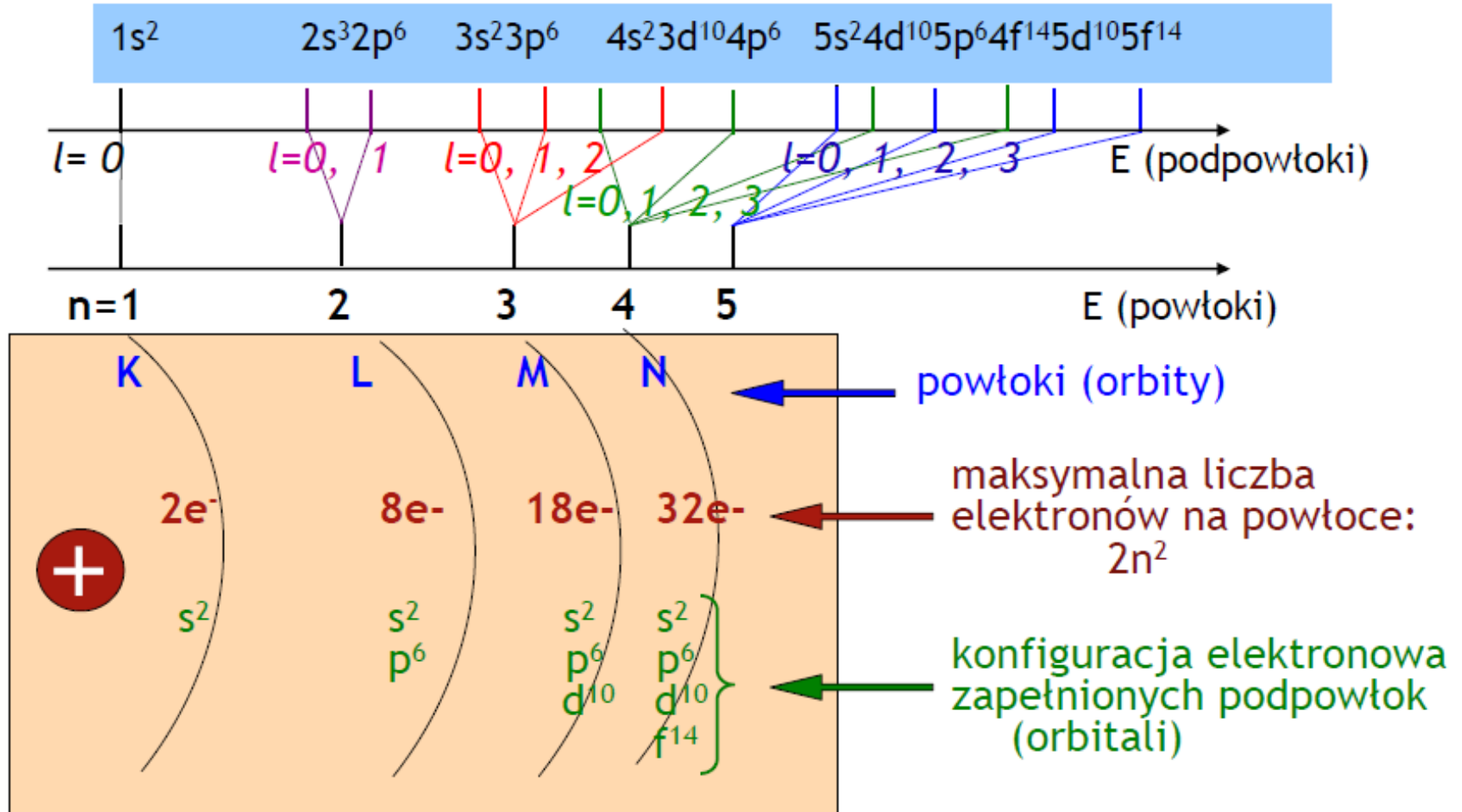
Elektronowa struktura atomu

Liczby kwantowe i rozmieszczenie elektronów w atomie

- **Zasada minimum energii:** w stanie podstawowy atomu elektrony lokalizują się kolejno na poziomach energetycznych o możliwie najniższej wartości energii.
- Maksymalna ilość elektronów na powłoce jest równa maksymalnej ilości stanów energetycznych. Maksymalna ilość stanów energetycznych na powłoce (ilość kombinacji liczb kwantowych n, ℓ, m_ℓ, m_s) wynosi $2n^2$.
- **Zakaz Pauliego:** w atomie nie mogą istnieć dwa elektrony o identycznym stanie kwantowym (o takich samych liczbach kwantowych n, ℓ, m_ℓ, m_s); elektrony w atomie muszą różnić się co najmniej jedną liczbą kwantową.
- **Reguła Hunda:** (reguła maksymalnej różnorodności) – najbardziej prawdopodobny jest taki stan energetyczny atomu, w którym liczba elektronów niesparowanych w każdej powłoce jest największa.
- W każdej **podpowłoce** kolejne elektrony obsadzają pojedynczo poszczególne orbitale, a w następnej kolejności na orbitalach tych są umieszczane drugie elektrony o przeciwnych liczbach spinowych.

Elektronowa struktura atomu

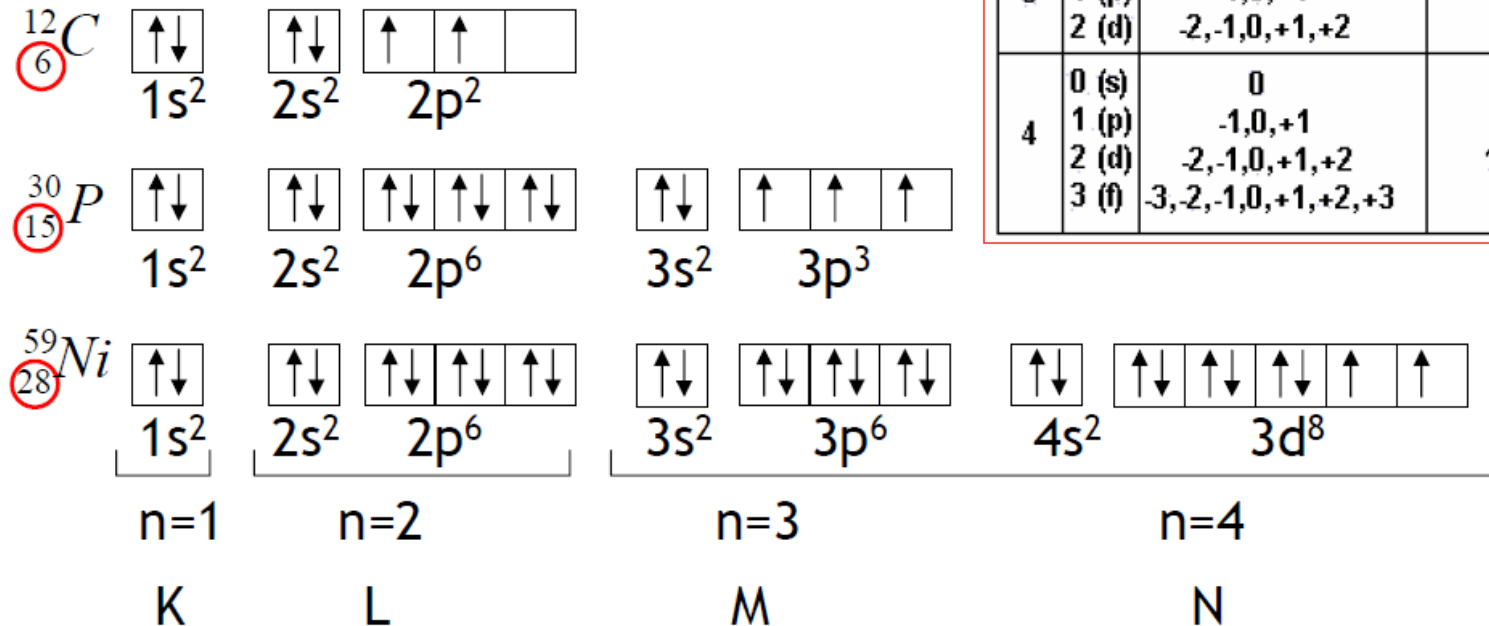
Liczby kwantowe i rozmieszczenie elektronów w atomie



Elektronowa struktura atomu

Graficzny zapis elektronowej struktury atomu

- klatka reprezentuje orbital dostępny dla dwóch elektronów
- ↑ - strzałki oznaczają elektrony
- ↑↓ - przeciwne zwroty oznaczają przeciwne spiny



Liczby kwantowe			liczba stanów	
n	l	ml	w pod-powloce	w powloce
1	0 (s)	0	2	2
2	0 (s)	0	2	8
	1 (p)	-1,0,+1	6	
3	0 (s)	0	2	18
	1 (p)	-1,0,+1	6	
	2 (d)	-2,-1,0,+1,+2	10	
4	0 (s)	0	2	32
	1 (p)	-1,0,+1	6	
	2 (d)	-2,-1,0,+1,+2	10	
	3 (f)	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	14	

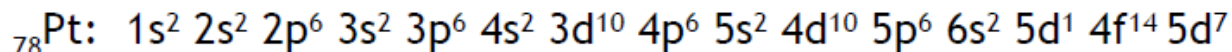
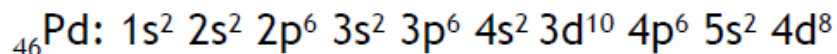
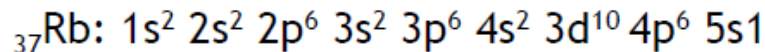
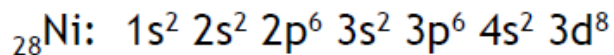
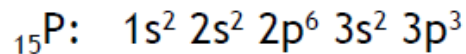
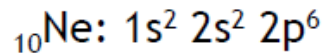
Elektronowa struktura atomu

Do zapamiętania!!!

- Na podstawie konfiguracji elektronowej atomu określić można położenie pierwiastka w **układzie okresowym** i opisać jego właściwości chemiczne. Decydują o nich (właściwościach) elektrony ostatniej, najdalej odsuniętej od jądra powłoki elektronowej, tzw. **powłoki walencyjnej**.
- **Reguła oktetu** (dubletu): każdy pierwiastek dąży do uzyskania na ostatniej powłoce elektronowej 8 (2) elektronów, czyli struktury elektronowej gazu szlachetnego. Dążność ta prowadzi do postawiania związków chemicznych!!!

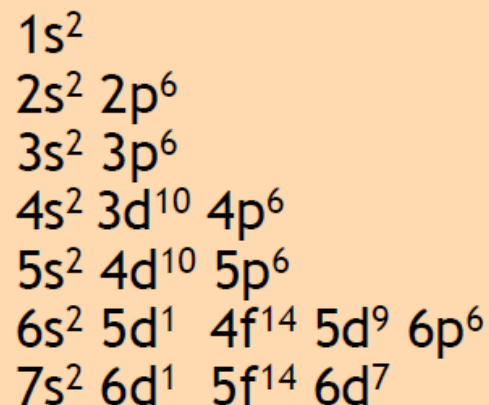


Jaka jest konfiguracja elektronowa atomu o zadanej liczbie atomowej?



Układ okresowy pierwiastków

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	¹ H	blok s (2)																² He
2	³ Li	⁴ Be											⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne
3	¹¹ Na	¹² Mg	blok d (10)										¹³ Al	¹⁴ Si	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar
4	¹⁹ K	²⁰ Ca	²¹ Sc	²² Ti	²³ V	²⁴ Cr	²⁵ Mn	²⁶ Fe	²⁷ Co	²⁸ Ni	²⁹ Cu	³⁰ Zn	³¹ Ga	³² Ge	³³ As	³⁴ Se	³⁵ Br	³⁶ Kr
5	³⁷ Rb	³⁸ Sr	³⁹ Y	⁴⁰ Zr	⁴¹ Nb	⁴² Mo	⁴³ Tc	⁴⁴ Ru	⁴⁵ Rh	⁴⁶ Pd	⁴⁷ Ag	⁴⁸ Cd	⁴⁹ In	⁵⁰ Sn	⁵¹ Sb	⁵² Te	⁵³ I	⁵⁴ Xe
6	⁵⁵ Cs	⁵⁶ Ba	⁵⁷ La	⁷² Hf	⁷³ Ta	⁷⁴ W	⁷⁵ Re	⁷⁶ Os	⁷⁷ Ir	⁷⁸ Pt	⁷⁹ Au	⁸⁰ Hg	⁸¹ Tl	⁸² Pb	⁸³ Bi	⁸⁴ Po	⁸⁵ At	⁸⁶ Rn
7	⁸⁷ Fr	⁸⁸ Ra	⁸⁹ Ac	¹⁰⁴ Rf	¹⁰⁵ Db	¹⁰⁶ Sg	¹⁰⁷ Bh	¹⁰⁸ Hs	¹⁰⁹ Mt	blok p (6)								
			⁵⁸ Ce	⁵⁹ Pr	⁶⁰ Nd	⁶¹ Pm	⁶² Sm	⁶³ Eu	⁶⁴ Gd	⁶⁵ Tb	⁶⁶ Dy	⁶⁷ Ho	⁶⁸ Er	⁶⁹ Tm	⁷⁰ Yb	⁷¹ Lu	} blok f (14)	
			⁹⁰ Th	⁹¹ Pa	⁹² U	⁹³ Np	⁹⁴ Pu	⁹⁵ Am	⁹⁶ Cm	⁹⁷ Bk	⁹⁸ Cf	⁹⁹ Es	¹⁰⁰ Fm	¹⁰¹ Md	¹⁰² No	¹⁰³ Lr		



Okresy (1....7)

- nr okresu: ilość powłok elektronowych
- w ramach jednego okresu wzrasta ilość elektronów na ostatniej powłoce

Grupy (1....18)

- nr grupy: ilość elektronów na ostatniej powłoce
- w ramach jednej grupy wrasta ilość zapętnionych powłok

Bloki (s, p, d, f)

- blok s - rozbudowuje powłokę s: ns^1 - ns^2 (grupy 1 i 2)
- blok p - rozbudowuje powłokę p: ns^2np^1 - ns^2np^6 (grupy 13-18)
- blok d - rozbudowuje powłokę d: $ns^2(n-1)d^1$ - $ns^2(n-1)d^{10}$ (grupy 3-12)
- blok f - rozbudowuje powłokę f: $ns^2(n-1)d^1(n-2)f^1$ - $ns^2(n-1)d^1(n-2)f^{14}$...(grupa 3)

s orbital block

GROUPS

IA IIA IIIB

IVB VB VIB VIIB

VIIIB

IB

IIB

IIIA

IVA

VA

VIA

VIIA

VIIIA

(1) (2) (3)

(4) (5) (6) (7)

(8) (9) (10)

(11)

(12)

(13)

(14)

(15)

(16)

(17)

(18)

s^1

s^2

p orbital block

s^2

2

He

$n = 1$

1
H

$n = 2$

3
Li

4
Be

s^2p^1

s^2p^2

s^2p^3

s^2p^4

s^2p^5

s^2p^6

5
B

6
C

7
N

8
O

9
F

10
Ne

$n = 3$

11
Na

12
Mg

d^1s^2

d^2s^2

d^3s^2

d^5s^1

d^5s^2

d^6s^2

d^7s^2

d^8s^2

$d^{10}s^1$

$d^{10}s^2$

13
Al

14
Si

15
P

16
S

17
Cl

18
Ar

$n = 4$

19
K

20
Ca

21
Sc

f
orbital
block

22
Ti

23
V

24
Cr

25
Mn

26
Fe

27
Co

28
Ni

29
Cu

30
Zn

31
Ga

32
Ge

33
As

34
Se

35
Br

36
Kr

$n = 5$

37
Rb

38
Sr

39
Y

40
Zr

41
Nb
 d^4s^1

42
Mo

43
Tc

44
Ru
 d^7s^1

45
Rh
 d^8s^1

46
Pd
 $d^{10}s^0$

47
Ag

48
Cd

49
In

50
Sn

51
Sb

52
Te

53
I

54
Xe

$n = 6$

55
Cs

56
Ba

57
La

58 → 71
Ce → Lu

72
Hf

73
Ta

74
W
 d^4s^2

75
Re

76
Os

77
Ir
 d^9s^1

78
Pt

79
Au

80
Hg

81
Tl

82
Pb

83
Bi

84
Po

85
At

86
Rn

$n = 7$

87
Fr

88
Ra

89
Ac

90 → 103
Th → Lr

104
Rf

105
Db

106
Sg

107
Bh

108
Hs

109
Mt

110

111

112

$n = 6$

LANTHANIDE
SERIES

58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------

4f subshell
being filled

$n = 7$

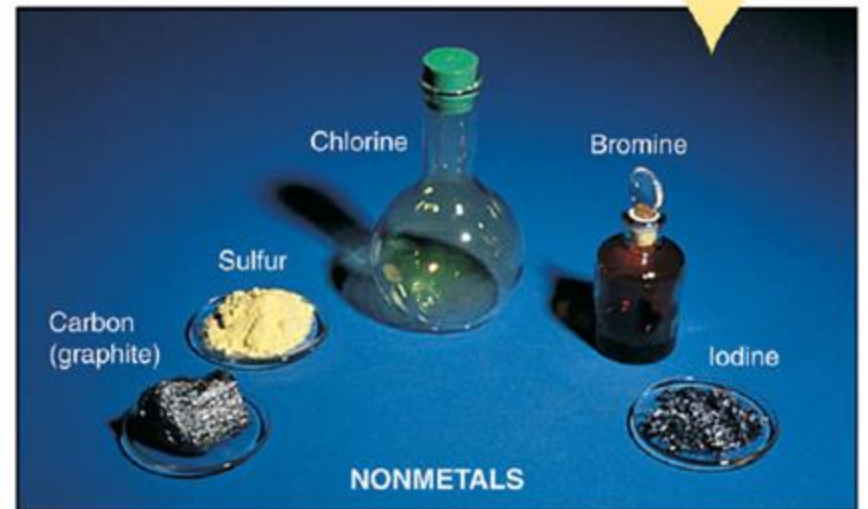
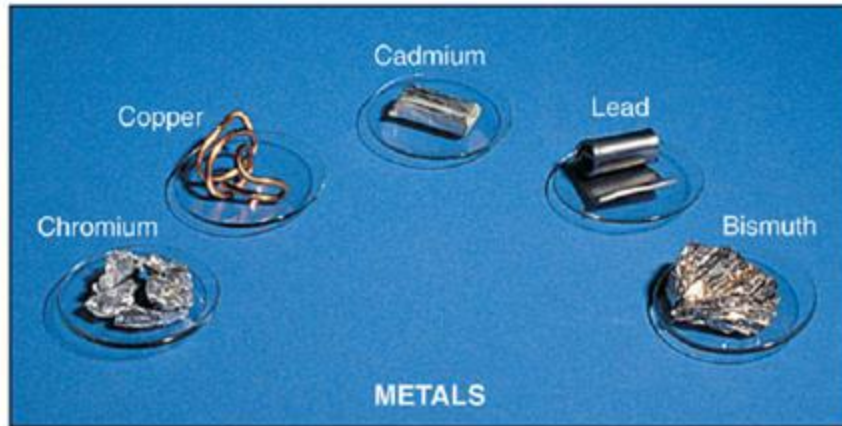
ACTINIDE
SERIES

90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
----------	----------	---------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	----------	-----------	-----------	-----------	-----------

5f subshell
being filled

Układ okresowy pierwiastków

Własności pierwiastków



Okresowość właściwości pierwiastków chemicznych

- O właściwościach pierwiastków decydują elektrony znajdujące się na ostatniej powłoce elektronowej (tzw. elektrony walencyjne)
- Właściwości pierwiastków należących do tej samej grupy są podobne
- Najtrwalszą konfiguracją elektronową wykazują pierwiastki z całkowicie wypełnioną powłoką walencyjną:
 - s^2p^6 - struktura pełnego oktetu (gazy szlachetne)
 - $s^2p^6d^{10}$ - pełny oktet i wypełniony orbital d
- Atomy dążą do uzyskania konfiguracji elektronowej gazu szlachetnego
 - pierwiastki z bloku s i d na ogół oddają elektrony (są metalami)
 - pierwiastki z bloku p:
 - oddają elektrony gdy na orbitalu p ilość elektronów jest <3
 - oddają bądź przyjmują elektrony gdy na p ilość elektronów jest >4

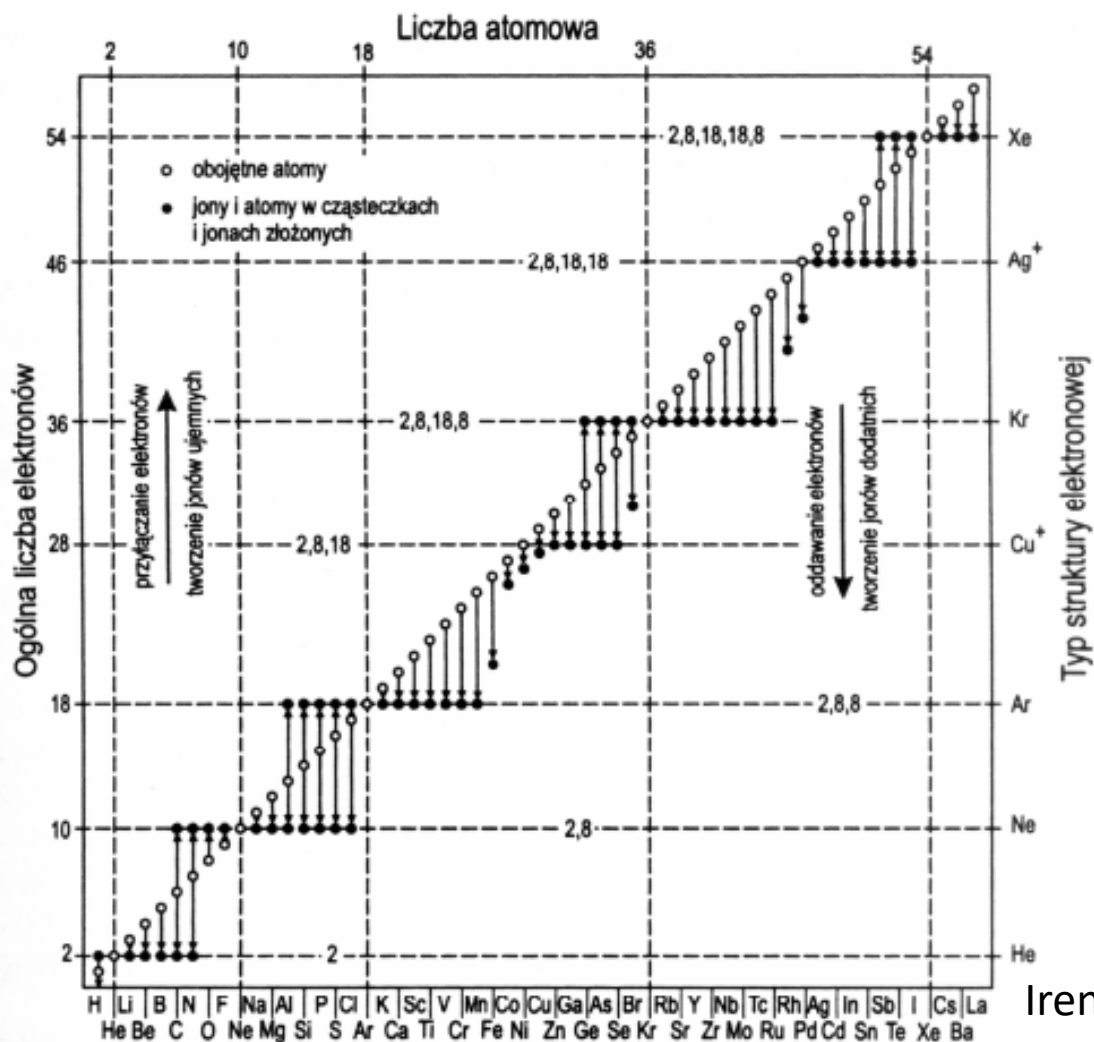
Trwałe konfiguracje:

S^2 (He)
 S^2p^6 (Ne, Ar)
 $S^2p^6d^{10}$ (Kr, Xe, Ag⁺, Cu⁺)

Cu: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^23d^9$
Cu: $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^1$
Cu⁺ $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}$

Okresowość właściwości pierwiastków chemicznych

Wartościowość



Wartościowość: jest to liczba oddawanych lub przyjmowanych elektronów w procesie tworzenia wiązania chemicznego.

- wartościowość dodatnia: elektrony są oddawane, powstają kationy
- wartościowość ujemna: elektrony są przyjmowane, powstają aniony

Okresowość właściwości pierwiastków chemicznych

Rozmiary atomów i jonów

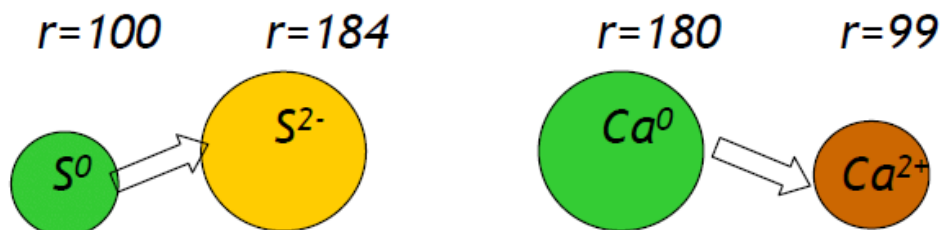
Wielkość atomu lub jonu określana jest przez promień zewnętrznej powłoki elektronowej.

- **W obrębie okresu** - promienie atomów **zmniejszają się** ze wzrostem liczby atomowej. Wiąże się to ze wzrostem liczby protonów w jądrze tzn. z silniejszym przyciąganiem elektronów przez jądro.
- **W obrębie grup** - promienie atomów **wzrastają** wraz ze wzrostem liczb atomowych. Wiąże się to ze wzrostem liczby powłok elektronowych.



Promienie atomów pierwiastków II i III okresu

Promień jonu: - ujemnego: jest większy od promienia atomu macierzystego
- dodatniego: jest znacznie mniejszy od promienia atomu.

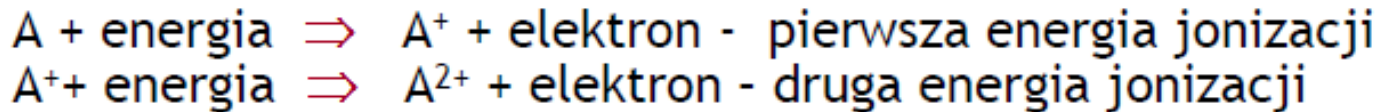


Porównanie promieni wybranych atomów i jonów (w pm)

Okresowość właściwości pierwiastków chemicznych

Energia jonizacji

Energia jonizacji - jest to energia potrzebna do oderwania elektronu najłabiej związanego z atomem i przeniesienia go poza sferę oddziaływania atomu. Oderwanie kolejnych elektronów wymaga większej energii.



Energia jonizacji zależy od:

- wielkości atomu (odległości powłoki walencyjnej od jądra)
- ładunku jądra (siły przyciągającej elektrony walencyjne)
- skuteczności ekranowania ładunku jądra przez pozostałe elektrony
- budowy powłoki walencyjnej (konfiguracja i liczba elektronów)

W obrębie grupy - energia jonizacji **maleje** ze wzrostem liczby atomowej
przyczyny: a) \uparrow c) \uparrow

W obrębie okresu - energia jonizacji **rośnie** ze wzrostem liczby atomowej
przyczyny: b) \uparrow d) zbliża się do trwałej konfiguracji

Największą energię jonizacji mają gazy szlachetne

Okresowość właściwości pierwiastków chemicznych

Powinowactwo elektronowe

Powinowactwo elektronowe (powinowactwo atomu do elektronu) jest to energia potrzebna do oderwania elektronu od ujemnego jonu.

$A^- + \text{energia} \Rightarrow A + \text{elektron}$ - pierwsze powinowactwo elektronowe;
może być dodatnie lub ujemne

$A^{2-} + \text{energia} \Rightarrow A^- + \text{elektron}$ - drugie powinowactwo elektronowe;
jest zawsze ujemne

Dodatnie powinowactwo elektronowe - energia jest dostarczana
Ujemne powinowactwo elektronowe - energia jest uwalniana

W obrębie grupy - powinowactwo elektron. **maleje** ze wzrostem l. atomowej

W obrębie okresu - powinowactwo elektron. **rośnie** ze wzrostem l. atomowej

Największe powinowactwo wykazują początkowe pierwiastki 17 grupy (F, Cl).

Wszystkie gazy szlachetne mają ujemne powinowactwo elektronowe.

Ujemna energia oznacza, że układ A^- jest niestabilny (oddaje elektron z wydzielaniem się energii).

(Przyczyny zmian powinowactwa elektronowego należy rozpatrywać analogicznie jak w przypadku zmian energii jonizacji).

Okresowość właściwości pierwiastków chemicznych

Elektroujemność

- **Elektroujemność** jest miarą skłonności atomu do przyciągania elektronów podczas tworzenia wiązania chemicznego.
- **Pierwiastki elektroujemne** - w reakcjach chemicznych przyłączają elektrony lub tworzą jony ujemne
- **Pierwiastki elektrododatnie** - w reakcjach chemicznych oddają elektrony lub tworzą jony dodatnie

Elektroujemność jest proporcjonalna do sumy powinowactwa elektronowego i energii jonizacji (średnia wartość wg **skali Mullikena**)

Według **skali Paulinga**: elektroujemność zmienia się w zakresie $0,7 \div 4$,
wyrażana jest w jednostkach bezwymiarowych

F: 4 (najbardziej elektroujemny)

Cs: 0,7 (najbardziej elektrododatni)

Pierwiastki z bloku s i p - elektroujemność w grupach ↓ w okresach ↑

Pierwiastki z bloku d - zależność ta nie zawsze jest spełniona

Znajomość elektroujemności jest potrzebna do oceny charakteru wiązań chemicznych

Okresowość właściwości pierwiastków chemicznych

Elektroujemność

1	1																		16									
1	1																		2									
	H																		He									
	2,1																											
2	3	4												5	6	7	8	9	10									
	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne									
	1,0	1,5												2,0	2,5	3,0	3,5	4,0										
3	11	12												13	14	15	16	17	18									
	Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar									
	0,9	1,2												1,5	1,8	2,1	2,5	3,0										
4	19	20	21											22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
	K	Ca	Sc											Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	0,8	1,0	1,3											1,5	1,6	1,6	1,6	1,8	1,8	1,8	1,9	1,6	1,6	1,8	2,0	2,4	2,8	
5	37	38	39											40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
	Rb	Sr	Y											Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	0,8	1,0	1,2											1,4	1,6	1,8	1,9	2,2	2,2	2,2	1,9	1,7	1,7	1,8	1,9	2,1	2,5	
6	55	56	57											72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
	Cs	Ba	La	*										Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	0,7	0,9	1,1											1,3	1,5	1,7	1,9	2,2	2,2	2,2	2,4	1,9	1,8	1,9	1,9	2,0	2,2	
7	87	88	89	**																								
	Fr	Ra	Ac																									
	0,7	0,9	1,1																									

Układ okresowy zawierający liczbowe wartości elektroujemności w skali Paulinga

Okresowość właściwości pierwiastków chemicznych

Zmiany właściwości pierwiastków na tle układu okresowego

