



filmy i animacje

<http://scholaris.pl/>

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

<http://wikipedia.com/>



Modele budowy atomu Demokryt (4th wiek BC)

- słowo *atom* pochodzi z greckiego ἄτομος – *átomos* (od α-, „nie-” + τέμνω – *temno*, „ciąć”), oznaczającego coś, czego nie da się przeciąć ani podzielić
- materia złożona jest z niewielkich cząsteczek nazwanych atomami
- atomy są niewidzialne, niezniszczalne, podstawowe jednostki materii

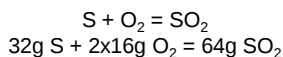
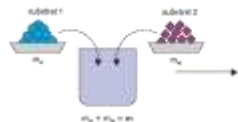




Modele budowy atomu

Antoine Lavoisier (1782)

- **prawo zachowania materii** – masa spoczynkowa układu nie ulega zmianie

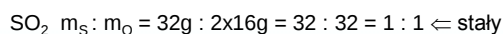


- uznał metale za substancje proste – pierwiastki
- udowodnił, że pierwiastkami chemicznymi są też takie gazy, jak wodór i azot oraz siarka, fosfor



Joseph Proust (1799)

- **prawo stosunków stałych (stałości składu)** – stosunek mas pierwiastków lub składników związku jest zawsze jednakowy i nie zależy od sposobu utworzenia danego związku



Modele budowy atomu



John Dalton (1804)

prawo stosunków wielokrotnych - jeżeli dwa pierwiastki A i B tworzą ze sobą więcej niż jeden związek, to masy pierwiastka A przypadające na masę pierwiastka B mają się do siebie jak niewielkie liczby całkowite

np. S tworzy z tlenem tlenek siarki(IV) (SO_2) i tlenek siarki(VI) (SO_3)

• w pierwszym przypadku na 32g siarki przypada 32g tlenu ($2 \times 16g$)
 $\rightarrow$ stosunek mas tlenu łączącego się z siarką jest równy $32 : 32 = 1:1$

• w drugim przypadku na 32 g siarki przypada 48 g tlenu ($3 \times 16g$) $\rightarrow$
 stosunek mas tlenu łączącego się z siarką jest równy $32 : 48 = 2:3$

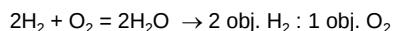
1. materia składa się z niezniszczalnych, niepodzielnych atomów, jednakowych dla danego pierwiastka; połączenia atomów w związkach chemicznych w najprostszych możliwych proporcjach liczbowych (1 : 1, 1 : 2, itd.)
2. atomy tego samego pierwiastka są identyczne; atomy różnych pierwiastków różnią się
3. atomy różnych pierwiastków mogą chemicznie łączyć się tworząc związki chemiczne
4. reakcje chemiczne uporządkowują atomy i nie zmieniają atomów



Modele budowy atomu

Louis Joseph Gay-Lussac (1808)

prawo stosunków objętościowych - w reakcji między gazami objętości substratów i produktów gazowych mierzone w tych samych warunkach temperatury i ciśnienia mają się do siebie jak niewielkie liczby całkowite



także objętość powstałego w reakcji produktu gazowego pozostaje w prostym stosunku liczbowym do sumy objętości gazowych substratów



Amadeo Avogadro (1811)

jednakowe objętości różnych gazów w jednakowej temperaturze i ciśnieniu zawierają jednakowe liczby cząsteczek

1 mol każdego gazu zawiera $6,023 \cdot 10^{23}$ atomów lub cząsteczek

przyjęte przez chemików dopiero po referacie Stanisława Cannizzaro na I Kongresie Chemików (1860)



Modele budowy atomu



Jacob Berzelius (1818)

tablica ciężarów atomowych

Dimitrij Mendelejew (1869)

1. klasyfikacja pierwiastków chemicznych
2. sformułowanie prawa okresowości
3. graficzny zapis (tablica Mendelejewa)



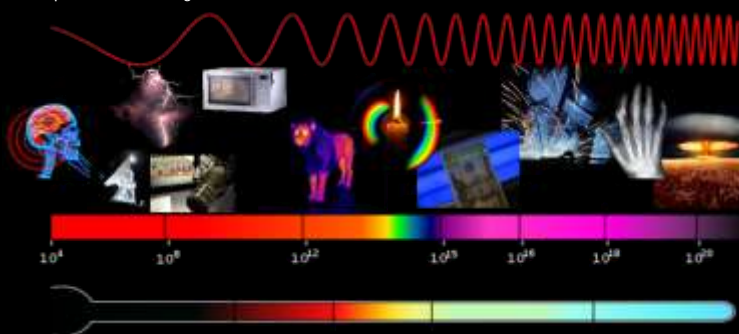
Dimitrij Iwanowicz Mendelejew, rosyjski chemik urodzony w Tobolsku na Syberii, odkrył w 1869 roku prawo okresowości pierwiastków chemicznych, które mówiło, że właściwości pierwiastków są periodycznie zależne od ich mas atomowych. Na tej podstawie przewidział istnienie pierwiastków jeszcze wtedy nie odkrytych, jak skand, wanad.

Mendelejeff's First Periodic Table (March, 1869)

			Ti	50	Zr	90	? 100
			V	51	Nb	94	Ta 182
			Cr	52	Mo	96	W 186
			Mn	55	Rh	104.4	Pt 197.4
			Fe	56	Ru	104.4	Ir 198
			Ni=Co	59	Pd	106.6	Os 199
H 1			Cu	63.4	Ag	108	Hg 200
Be 9.4	Mg	24	Zn	65.2	Cd	112	
B 11	Al	27	?	68	U	116	Au 197?
C 12	Si	28	?	70	Sb	118	
N 14	P	31	As	75	Te	122	Bi 210?
O 16	S	32	Se	79.4	St	128?	
F 19	Cl	35.5	Br	80	I	127	
Li 7	Na 23	K 39	Rb	85.4	Cs	133	Tl 204
		Ca 40	Sr	87.6	Ba	137	Pb 207
		? 45	Ce	92			
		Er? 56	La	94			
		Yt? 60	Di	95			
		In 75-6?	Th	118?			

Wiliam Conrad Roentgen (1895) – badał przechodzenie promieni katodowych przez różne materiały. Zauważył, że fosforencyjny ekran umieszczony w pobliżu czasami świecił. Promienie, które powodowały jego świecenie nie były wrażliwe na pole magnetyczne i penetrowały materię znacznie głębiej niż promienie katodowe.

- nazwał nowe promieniowanie promieniami X i wynioskował, że powstają one w wyniku zderzenia promieni katodowych ze ściankami banki szklanej
- długość fali mieści się w zakresie od 10 pm do 10 nm
- zakres promieniowania rentgenowskiego znajduje się pomiędzy nadfioletem i promieniowaniem gamma





Modele budowy atomu

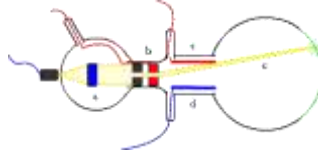
Henri Becquerel (1896) – promieniowanie uranu (α , β , γ)

Maria Skłodowska-Curie – (1903), polon (^{84}Po) i rad (^{88}Ra) (1911)



Joseph John Thompson (1897)

- badania promieniowania katodowego – emitowane ujemnie naładowane cząstki - elektrony,
- metoda pomiaru stosunku ładunku do masy elektronu polegała na wysłaniu elektronów poprzez pole elektryczne oraz poprzez prostopadłe pole magnetyczne
- odkrycie elektronu (masa i ładunek nie zależą od rodzaju katody i rodzaju gazu w tubie)
- masa elektronu równa $1/1840$ masy atomu wodoru (9.11×10^{-28} g)
- ładunek elektronu 1.6×10^{-19} C (coulomb)



lampa katodowa: (a) katoda – emituje elektrony, (b) anoda, (c) dodatnio naładowana płytka kondensatora, (d) ujemnie naładowana płytka kondensatora, (e) promienie katodowe, (f) ekran pokryty siarczkiem cynku



Model atomu „ciasta z rodzynkami”

„ciasta z rodzynkami” (1904) – w modelu tym Thomson założył, że każdy atom jest zbudowany z jednorodnej kuli naładowanej dodatnio, wewnątrz której znajdują się ujemnie naładowane elektrony. Za pomocą tego modelu, mającego obecnie znaczenie tylko historyczne, próbowano w sposób klasyczny wyjaśnić budowę atomu

„... atomy składają się z ujemnie naładowanych cząstek otoczonych przestrzenią dodatnio naładowaną ...”



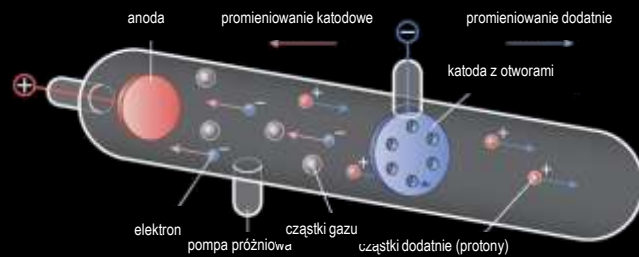


Odkrycie protonu

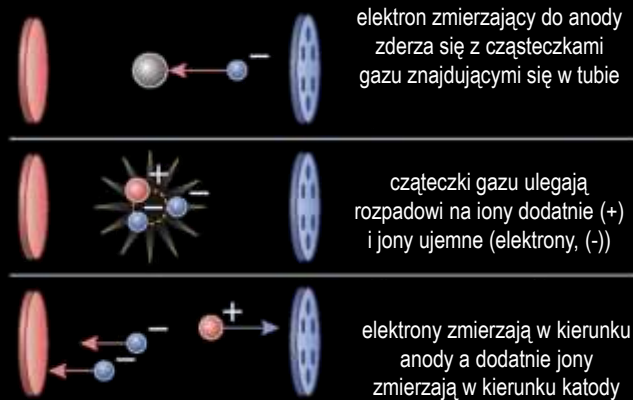


Eugen Goldstein (1886)

- odkrywca promieniowania anodowego (tzw. promieniowanie kanalikowe lub kanałowe); uważany jest za odkrywcę protonu
- tuba wypełniona gazem H_2 z perforowaną katodą - po przyłożeniu wysokiego potencjału (kilkę tysięcy woltów) pomiędzy katodą i anodą obserwowane jest promieniowanie z tyłu katody. Są to cząsteczki (o masie 1840 masy elektronów) poruszające się w kierunku przeciwnym do promieniowania katodowego



Odkrycie protonu





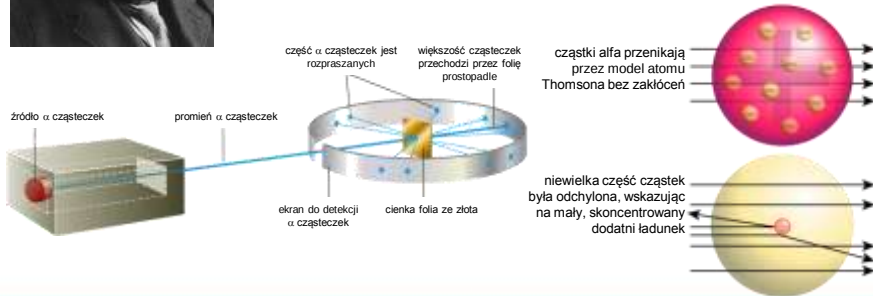
Modele budowy atomu Rutherforda



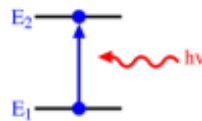
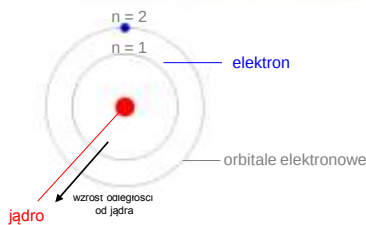
Ernest Rutherford (1910)

ładunek dodatni zgromadzony jest w niewielkim a przez to bardzo gęstym jądrze gromadzącym większość masy atomu

ujemnie naładowane elektrony okrążają jądro, podobnie jak planety okrążają Słońce



Modele budowy atomu Bohra



$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

h – stała Plancka = $6,625 \times 10^{-34}$ [J·s]
 ν – częstotliwość



- energia elektronu w atomie jest określona (stany stacjonarne)
- elektrony krążą wokół jądra po określonych orbitach i zmieniają energię
- energie elektronu na różnych orbitach są różne; przejście elektronu między orbitami związane jest ze zmianą energii
- dozwolone są tylko takie orbity, które mają moment pędu równy h , $2h$, $3h$, itd.
- elektrony poruszające się po orbitach stacjonarnych mogą być opisywane prawami klasycznej mechaniki

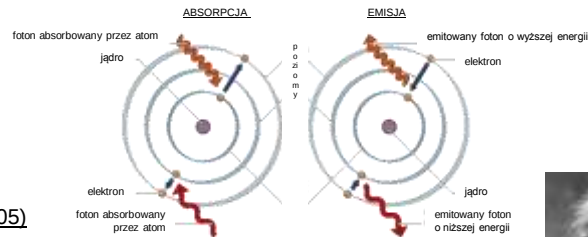


Modele materii



Max Planck (1900)

postulat o kwantowym charakterze promieniowania elektromagnetycznego
bada emisję, adsorpcję, zjawisko fotoelektryczne ($E_e \sim n$)
zakłada skwantowanie poziomów energetycznych; atom nie może stracić lub
zyskać dowolnej ilości energii, emisja lub absorpcja zachodzi określonymi porcjami

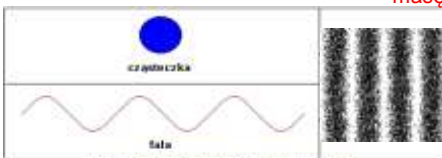


Albert Einstein (1905)

postulat o równoważności masy i energii: $E = mc^2$
cecha obiektów kwantowych (np. fotonów, czy elektronów) polegająca na
przejawianiu, w zależności od sytuacji, właściwości falowych (dyfrakcja,
interferencja) lub korpuskularnych (dobrze określona lokalizacja, pęd)



łącząc postulat Planka i Einsteina przypisuje długość fali cząstkom materii posiadającym masę i prędkość



$$c = \lambda \cdot \nu$$

$$E_f = h \cdot \nu$$

$$h \cdot \nu = m_j \cdot c^2$$

$$E_f = m_j c^2$$

λ - długość fali cząstki
 c - prędkość światła
 h - stała Plancka
 p_f - pęd fotonu

$$h \cdot \frac{c}{\lambda} = m_j \cdot c^2 \Rightarrow \lambda = \frac{h}{m_f \cdot c} \Rightarrow \lambda = \frac{h}{p_f}$$

światło wykazuje dwoistą naturę, raz zachowuje się jak fala, drugi raz zachowuje się jakby było strumieniem cząsteczek – fotonów



Kwantowo mechaniczny model atomu



Luis de Broglie (1925)

postuluje podwójną naturę elektronu (korpuskularną i falową), analogicznie do promieniowania elektromagnetycznego. Z ruchem każdej cząstki elementarnej związany jest pewien ruch falowy.

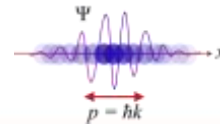
Zasada nieoznaczoności Heisenberga (1925) – nie można jednoznacznie określić położenia i pędu cząstki wykazującej dualistyczny charakter. Dokładne określenie energii powoduje nieoznaczoność położenia. Można określić jedynie prawdopodobieństwo przebywania elektronu w danym położeniu. Nie można dokładnie określić toru poruszania się elektronu.

$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{2\pi} = 1,055 \cdot 10^{-34} [J \cdot s]$$

Δx – nieokreśloność pomiaru położenia (odchylenie standardowe położenia)
 Δp_x – nieokreśloność pomiaru pędu (wariancja pędu)
 h – stała Plancka



$$\Delta p = m \cdot \Delta v$$



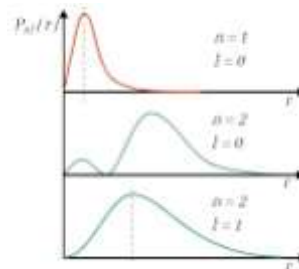
Kwantowo mechaniczny model atomu

równanie falowe Schroedingera (1926) - pozwala określić prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w danym miejscu wokół jądra; rozwiązaniem są kształty orbitali elektronowych

$$\frac{\partial^2 \Psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \Psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \Psi = 0$$

E – całkowita energia elektronu
 V – energia potencjalna
 m – masa elektronu

$$\int |\Psi(x, y, z)|^2 dv = 1$$



prawdopodobieństwo znalezienia elektronu wokół jądra – rozwiązanie równania

Schrödingera → **orbital**

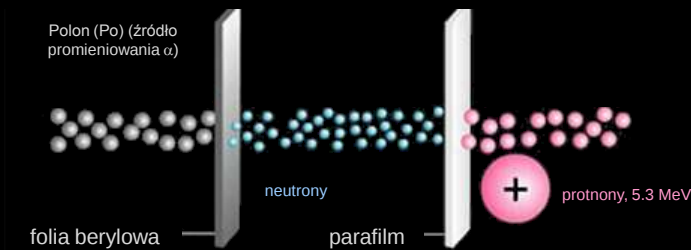


Odkrycie neutronu



James Chadwick (1932)

odkrył pozbawiony ładunku neutron (masa atomowa pierwiastków jest zwykle większa niż to wynika z liczby protonów)



Inne cząstki elementarne

W 1947 roku - w promieniowaniu kosmicznym odkryto nowy rodzaj cząstek - tzw. mezony, które są nośnikami oddziaływań jądrowych. Ilość cząstek uznawanych za elementarne ciągle wzrasta (neutrino, pozyton, itp.)

W 1968 roku – powstaje koncepcja, że protony, neutrony i mezony zbudowane są z cząstek fundamentalnych, tzw. kwarków. Znamy dziś 6 różnych kwarków. Kwarki posiadają ładunek elektryczny równy ułamkowi ładunku elementarnego. Kwarki nie mogą nigdy występować pojedynczo, lecz zawsze w grupach po dwa lub trzy.

W latach 1984-86 - teoria superstrun. Zgodnie z teorią strun kwarki nie są najmniejszymi cząstkami, lecz składają się z jeszcze mniejszych tworów mających postać małych pętli drgających strun.

„Cząstki nazywane przez nas elementarnymi są to po prostu te cząstki, których struktura wewnętrzna nie jest nam znana” - W. I. Wexler

fermiony						bozony	
Kwarki	2/3 ładunku 95% u górny	2/3 ładunku 95% c górny	2/3.5 ładunku 95% t górny	Bozony cechowania	0 100% γ foton	0 100% Z⁰ bozon Z	
	1/3 ładunku 95% d dolny	1/3 ładunku 95% s dolny	4/3 ładunku 95% b dolny		0 100% g gluon	1 100% W[±] bozon W	
	1/2 ładunku 100% e elektron	1/2 ładunku 100% μ muon	1/2.177 ładunku 100% τ taon		0 100% H⁰ bozon Higgsa		
Leptony	0 100% ν_e neutrino elektronowe	0 100% ν_μ neutrino muonowe	0 100% ν_τ neutrino taonowe		Higgs Ładunek Typ		



1803



Dalton
niewidzialna jednostka materii – atom

1904



Thomson
Odkrycie elektronów
„model ciasta z rodzynkami”

1911



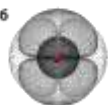
Rutherford
dodatnio naładowane jądro o masie prawie
całego atomu

1913



Bohr
orbitale, po których krążą elektrony otaczają
jądro atomowe

1926



w obecnym modelu atomu elektrony na
orbitalach opisujemy poprzez energię



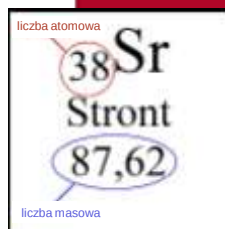
Mol, masa molowa

mol – podstawowa w układzie SI jednostka liczności materii – M

jeden mol jest to liczność materii układu, zawierającego liczbę cząstek (np. atomów, cząsteczek, jonów, elektronów) równą liczbie atomów zawartych w 12 gramach izotopu węgla ^{12}C

w jednym molu znajduje się $6,023 \cdot 10^{23}$ cząstek lub atomów

liczba ta jest nazywana **liczbą Avogadra**



1 mol Sr waży 87,62 g

1 mol Sr zawiera $6,023 \cdot 10^{23}$ atomów



Masa molowa

masa molowa (M) - jest to masa jednego mola substancji wyrażona w gramach



liczba masowa: H = 1, S = 32 i O = 16

masa cząsteczkowa $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98\text{u}$

masa molowa $\text{H}_2\text{SO}_4 = 98\text{g/mol}$

1mol H_2SO_4 ma masę 98g



Liczba moli, ułamek molowy

liczba moli n

$$n = \frac{m}{M}$$

m - masa substancji [g]
M - masa molowa [g/mol]

ułamek molowy

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i}$$

liczba moli składnika i

ułamek molowy (atomowy) – oznacza stosunek ilości moli (atomów) substancji „i” do całkowitej ilości moli (atomów) tworzących roztwór/mieszaninę

suma ułamków molowych (atomowych) w roztworze jest zawsze równa jedności:

$$\sum_i x_i = 1$$



50g wodorotlenku potasu rozpuszczono w 160g wody. Obliczyć ułamek molowy wody i wodorotlenku potasu w otrzymanym roztworze

masa atomowa: K = 39,1, H = 1,01 i O = 16

$M_{\text{KOH}} = 56,11 \text{ [g/mol]}$ a $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,02 \text{ [g/mol]}$

liczba moli każdego ze składników w roztworze wynosi:

$$n_{\text{KOH}} = \frac{50\text{g}}{56,11\text{g/mol}} = 0,89\text{mola}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{160,0\text{g}}{18,02\text{g/mol}} = 8,88\text{mola}$$

$$x_{\text{KOH}} = \frac{0,89 \text{ mola}}{0,89\text{mola} + 8,88\text{mola}} = 0,091\text{mola}$$

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{8,88 \text{ mola}}{0,89\text{mola} + 8,88\text{mola}} = 0,909\text{mola}$$



Objętość molowa

1 mol każdego gazu

zmierzony w warunkach normalnych zajmuje 22,4 dm³

warunki normalne:

ciśnienie 1013,25hPa (1 atm.), T = 273K, czyli 0°C

warunki standardowe:

ciśnienie 1013,25hPa (1 atm.), T = 298K, czyli 25°C



Objętość molowa, przykład

Jaka objętość w warunkach normalnych zajmie 5 moli CO₂?

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol} &= 22,4 \text{ dm}^3 \\ 5 \text{ moli} &= V_{\text{CO}_2} \\ V_{\text{CO}_2} &= 5 \cdot 22,4 \text{ dm}^3 = 112 \text{ dm}^3 \end{aligned}$$

Jaka objętość w warunkach normalnych zajmie 6g wodoru?

masa molowa H₂ wynosi 2 [g/mol]
 stąd $6[\text{g}] / 2[\text{g/mol}] \text{ H}_2 = 3 \text{ mole}$

objętość wodoru w warunkach normalnych

$$V_{\text{H}_2} = 3 \cdot 22,4 \text{ dm}^3 = 67,2 \text{ dm}^3$$



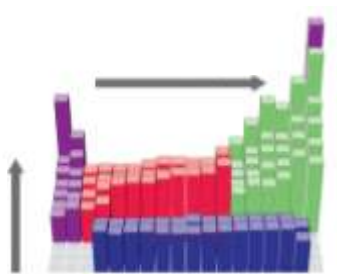
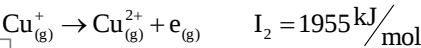
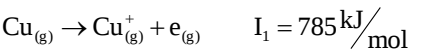
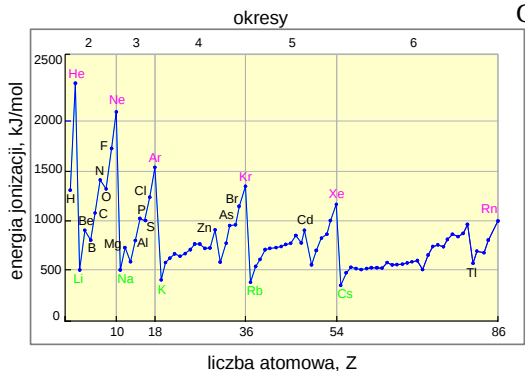
Klasyfikacja pierwiastków

The image shows a periodic table of elements with various classification labels placed over different groups and periods. The labels include:

- metale** (metals): points to groups 1-10.
- metale ziem alkalicznych** (alkali earth metals): points to group 2.
- metale przejściowe** (transition metals): points to groups 3-10.
- inne metale** (other metals): points to groups 11-12.
- półmetale** (metalloids): points to groups 13-15.
- niektóre metale** (some metals): points to groups 16-17.
- fluorowce** (halogens): points to group 17.
- gazy szlachetne** (noble gases): points to group 18.
- lantanowce** (lanthanides): points to the lanthanide series (La-Lu).
- aktynowce** (actinides): points to the actinide series (Ac-Lr).



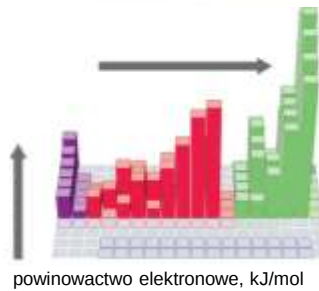
Układ okresowy – trendy
Energia jonizacji (*I*)



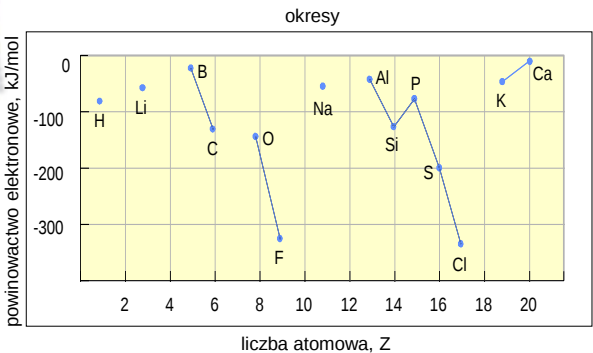
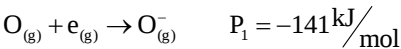
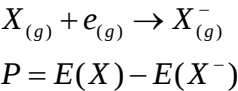
energia jonizacji, kJ/mol



Układ okresowy – trendy
Powinowactwo elektronowe (*P*)



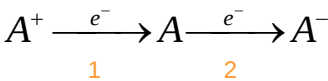
powinowactwo elektronowe, kJ/mol





Układ okresowy – trendy
Elektroujemność

Rozważmy samorzutny proces:

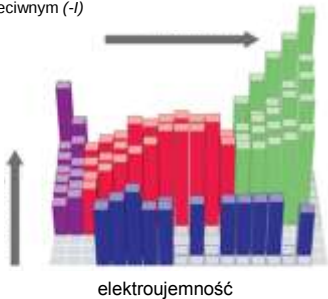


Elektroujemność (E) wg definicji Mullikena:

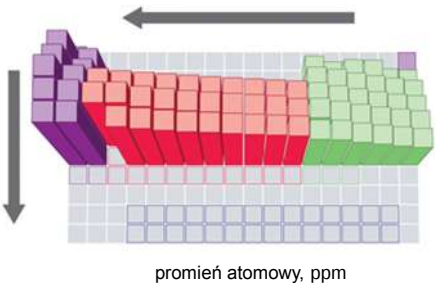
$E = \frac{P - I}{2}$ lub $E = \frac{|P| + |I|}{2}$

Efekty energetyczne etapów:

- 1. jest równy potencjałowi jonizacyjnemu (energii jonizacji, I) za znakiem przeciwnym (-I)
- 2. jest równy powinowactwu elektronowemu (P)



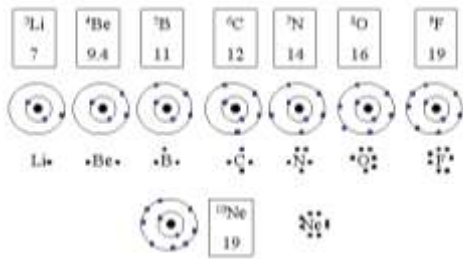
Układ okresowy – trendy
Promień atomowy





Elektrony walencyjne

elektrony walencyjne znajdują się na zewnętrznej powłoce elektronowej



całkowicie zapelniona powłoka elektronowa →
minimalna energia → tworzenie wiązań



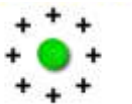
Jony

ion – atom lub grupa atomów obdarzona ładunkiem elektrycznym

atom sodu: $[^{11}\text{Na}]$
konfiguracja: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 = [^{10}\text{Ne}] 3s^1$
jeden elektron walencyjny, a zatem daje elektron walencyjny innemu atomowi i staje się kationem sodu

atom chloru: $[^{17}\text{Cl}]$
konfiguracja: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5 = [^{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
7 elektronów walencyjnych, potrzebuje jeden elektron aby mieć całkowicie zapelnioną powłokę walencyjną

kation



kation sodu: Na^+
konfiguracja: $1s^2 2s^2 2p^6 = [^{10}\text{Ne}]$

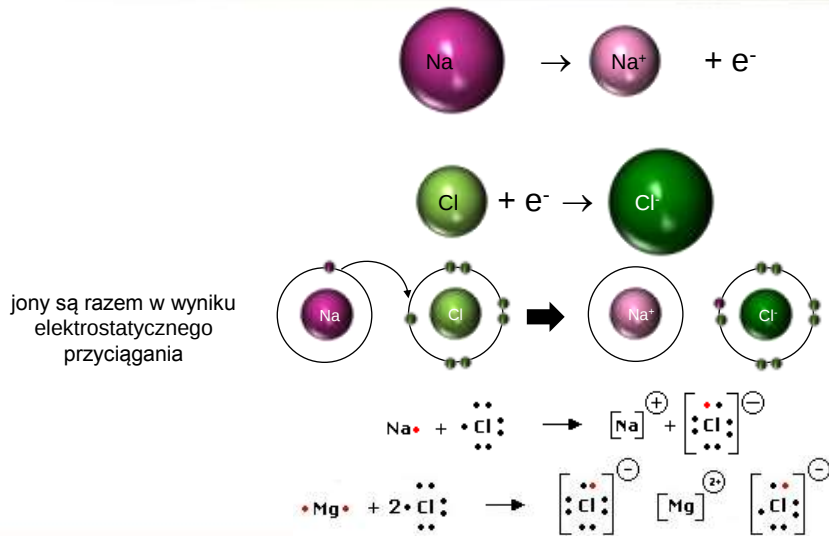
anion



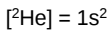
anion chloru: Cl^-
konfiguracja: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 = [^{18}\text{Ar}]$



Wiązanie jonowe



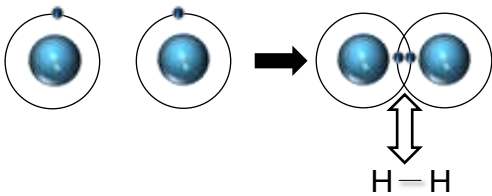
Wiązanie atomowe



wiązanie → każdy atom wodoru daje po jednym elektronie i tworzy się wspólna para elektronowa

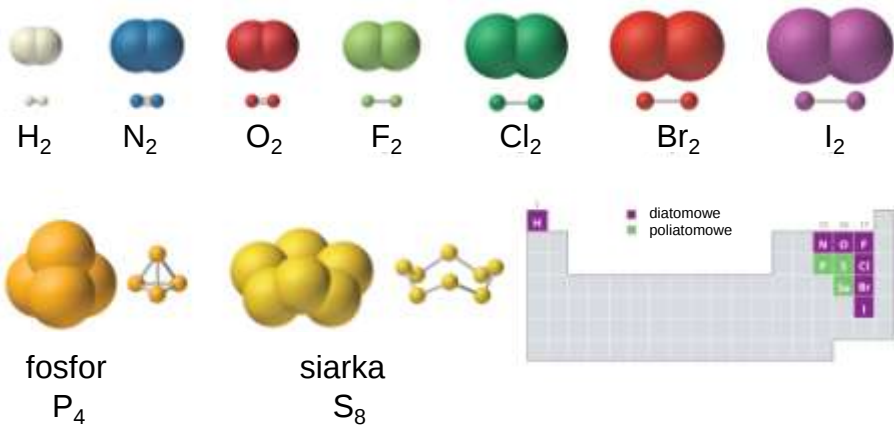
ten typ wiązania nazywany jest **wiązaniem atomowym lub wiązaniem kowalencyjnym**

wiązanie atomowe jest możliwe jeśli **różnica elektroujemności jest mniejsza niż 0.4**





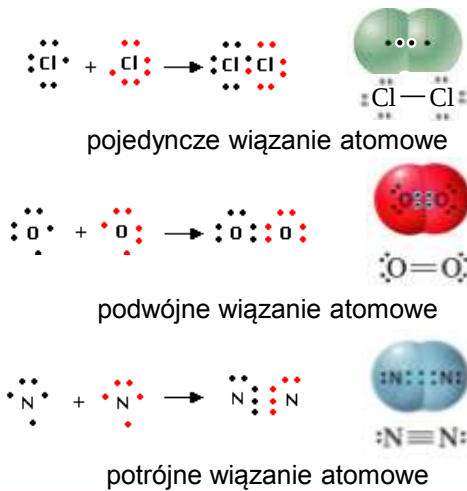
Wiązanie atomowe



<http://2012books.lardbucket.org/books/principles-of-general-chemistry-v1.0/s06-molecules-ions-and-chemical-fo.html>



Wiązanie atomowe

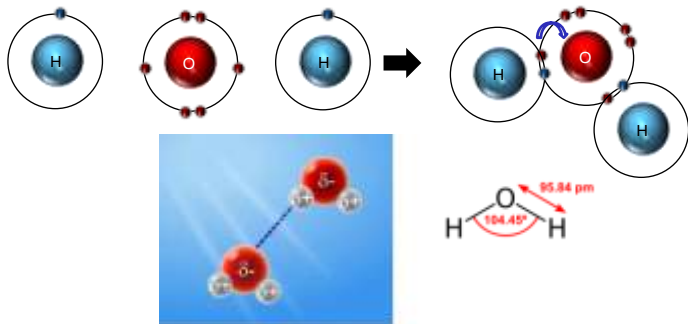




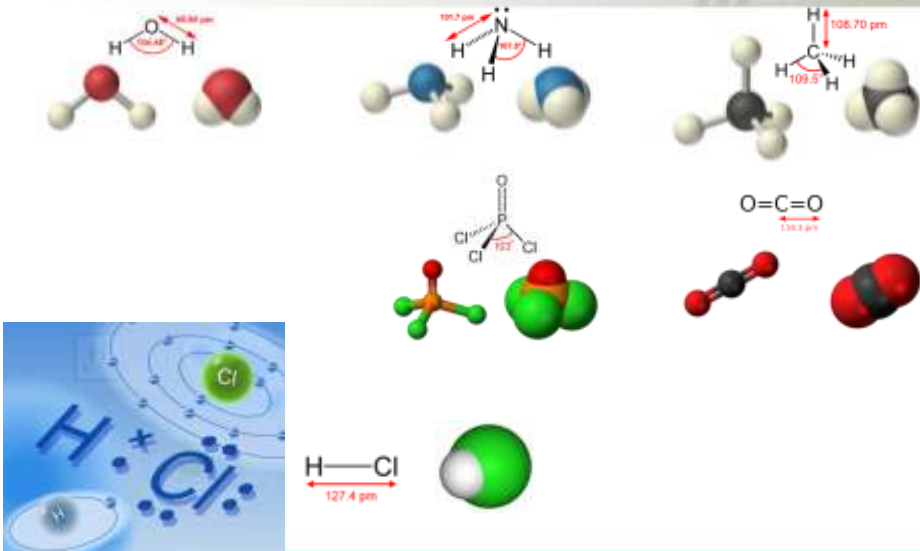
Wiązanie atomowe spolaryzowane

Jeśli **różnica elektroujemności jest między 0.4 a 1.7** wtedy jeden z atomów o większej elektroujemności silniej przyciąga parę elektronową. Para elektronowa jest przesunięta w kierunku atomu bardziej elektroujemnego.

Taki typ wiązania jest nazywany **wiązaniem atomowym spolaryzowanym**



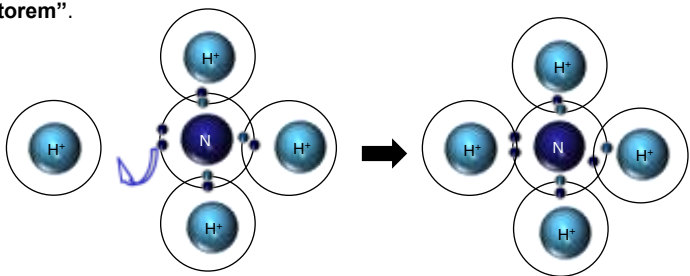
Wiązanie atomowe spolaryzowane



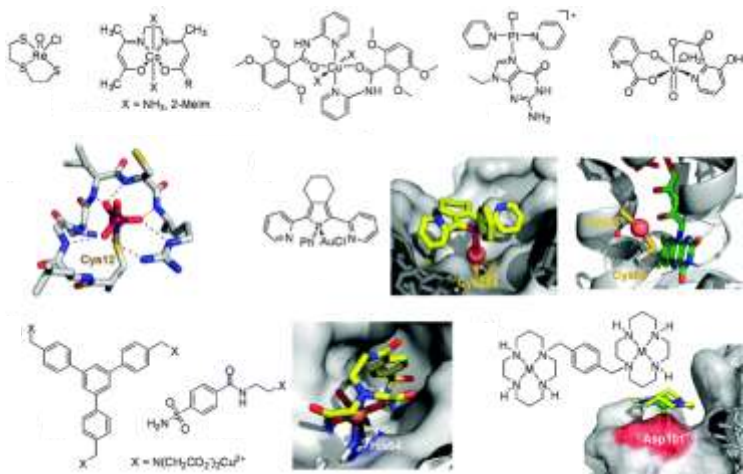


Wiązanie koordynacyjne

W niektórych przypadkach para elektronowa pochodzi tylko od jednego atomu. Atom dający parę elektronową jest nazywany „**donorem**”, natomiast atom przyjmujący parę elektronową jest nazywany „**akceptorem**”.



takie wiązanie jest nazywane **wiązanie koordynacyjne (donorowo akceptorowe)**





Wiązanie metaliczne

w sieci krystalicznej znajdują się rdzenie atomowe - dodatnie jony, a między nimi jest - „gaz elektronowy” – wolne elektrony swobodnie poruszają się w sieci krystalicznej metalu

Taki rodzaj wiązania nazywa się **wiązaniem metalicznym**



Wartościowość pierwiastka

wartościowość (oznaczana cyfrą rzymską) to liczba wiązań, za pomocą których atomy łączą się ze sobą (wiązanie kowalencyjne) lub ładunek jonu (wiązanie jonowe)

Wartościowość pierwiastka związana jest z liczbą elektronów walencyjnych. Elektrony walencyjne to elektrony najbardziej oddalone od jądra w atomie.



Reguły ustalania stopni utleniania

1. stopień utlenienia pierwiastka w stanie wolnym przyjęto za równy zero
2. suma stopni utlenienia wszystkich atomów w cząsteczce związku jest równa zero
3. suma stopni utleniania atomów wchodzących w skład jonu złożonego jest równa ładunkowi tego jonu
4. fluor we wszystkich związkach występuje na stopniu utlenienia -I
5. tlen występuje w zasadzie na stopniu utlenienia -II, wyjątek stanowią nadtlenki (stopień utlenienia tlenu -I) i fluorek tlenu (stopień utlenienia tlenu II)
6. wodór w zasadzie występuje na stopniu utlenienia I, wyjątki stanowią wodorki wszystkich metali oraz niektórych niemetali, na przykład krzemu, arsenu, boru, w których przyjmuje on stopień utlenienia -I



Ustalanie stopnia utleniania

