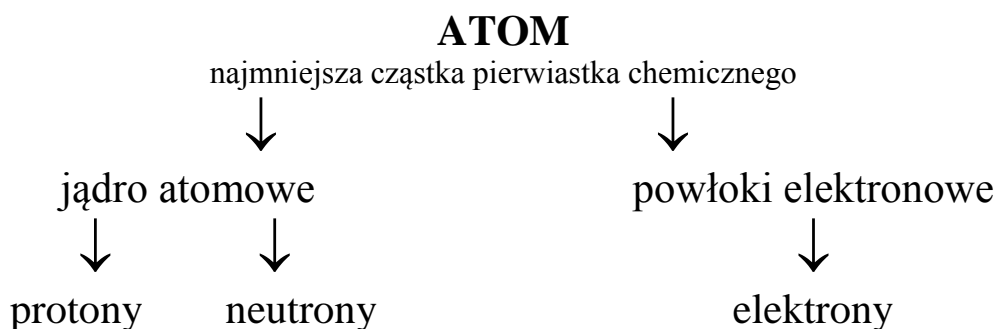


Klasa I zestaw 1A

BUDOWA ATOMU

Atom to najmniejsza część pierwiastka chemicznego. Jest on układem elektroobojętnym. Atom zbudowany jest z dodatnio naładowanego **jądra**, w skład którego wchodzi protony i neutrony, czyli nukleony i **przestrzeni poza jądrowej**, w której znajdują się elektrony. Ładunek jądra jest dodatni.



Nazwa	Symbol	Przybliżona masa [u]	Ładunek
proton	1_1p	1	+1
neutron	1_0n	1	0
elektron	${}^{-1}_0e$	$\frac{1}{1836}$	-1

liczba masowa **A**
liczba atomowa **Z** **X**

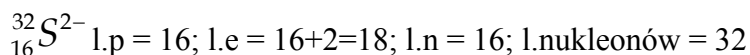
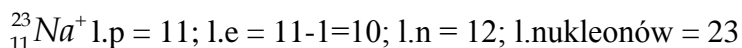
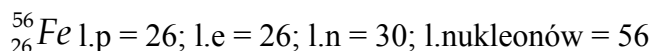
Liczba atomowa Z określa liczbę protonów w jądrze atomu. W atomie liczba protonów jest równa liczbie elektronów, ponieważ atom jest elektrycznie obojętny.

$$Z = \text{l. protonów} = \text{l. elektronów} = \text{ładunek jądra}$$

Liczba masowa A określa sumę protonów i neutronów w jądrze atomu.

$$A = \text{l. protonów} + \text{l. neutronów} = \text{l. nukleonów}$$

Przykłady



Pierwiastek to zbiór atomów o tej samej liczbie atomowej Z.

Izotopy – atomy tego samego pierwiastka różniące się liczbą neutronów w jądrze atomowym (mają taką samą liczbę Z a inną A).

Izotopy wodoru

${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{D}$	${}^3_1\text{T}$	
prot	deuter	tryt	
0	1	2	- liczba neutronów

Izotopy wodoru jako jedyne mają własne nazwy i symbole.

Nuklidy to atomy należące do jednego izotopu danego pierwiastka, mają taką samą liczbę atomową Z i masową A

Masa atomowa pierwiastka jest **średnią ważoną mas atomowych izotopów**, wynikającą z procentowej zawartości poszczególnych izotopów w naturalnej mieszaninie:

$$m_{at} = \frac{m_1 \cdot p_1 + m_2 \cdot p_2 + \dots}{100\%}$$

m_1, m_2, \dots – masy poszczególnych izotopów

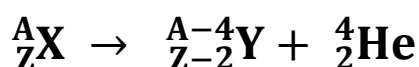
p_1, p_2, \dots – procentowe zawartości poszczególnych izotopów

PROMIENIOTWÓRCZOŚĆ

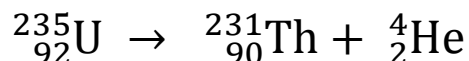
Promieniotwórczość - to zjawisko polegające na samorzutnym rozpadzie jąder w bardziej stabilny układ.

trwałe ← **IZOTOPY** → promieniotwórcze (samorzutny rozpad jąder)

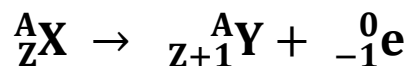
PRZEMIANA ALFA (α)



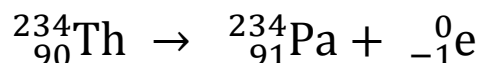
Przykład



PRZEMIANA BETA (β)



Przykład



Czas połowicznego rozpadu – czas, w ciągu którego liczba nietrwałych jąder zmniejsza się o połowę. Czas ten, oznaczany symbolem $T_{1/2}$ lub $t_{1/2}$.

Zadanie

W naczyniu znajduje się 1 g pewnego izotopu promieniotwórczego, którego czas półtrwania wynosi 2 dni. Oblicz masę próbki, która pozostała po 8 dniach.

Przekładowe rozwiązania

t [dni]	0	2	4	6	8
m [g]	1	0,5	0,25	0,125	0,0625

lub

$$1 \text{ g} \xrightarrow{2 \text{ dni}} 0,5 \text{ g} \xrightarrow{2 \text{ dni}} 0,25 \text{ g} \xrightarrow{2 \text{ dni}} 0,125 \text{ g} \xrightarrow{2 \text{ dni}} 0,0625 \text{ g}$$

BUDOWA UKŁADU OKRESOWEGO

Układ okresowy to tabela zawierająca pierwiastki uporządkowane według wzrastającej liczby atomowej.

Układ okresowy zawiera grupy i okresy.

Grupy to kolumny pionowe

Okresy to rzędy poziome

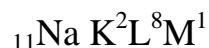
ELEKTRONY W ATOMIE

W powłokach wokół jądra atomowego krążą ujemnie naładowane elektrony.

Powłoki elektronowe to zbiór elektronów o zbliżonych wartościach energii i podobnych odległościach od jądra.

Numer powłoki	Nazwa powłoki	Maksymalna liczba elektronów
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32

Konfiguracja elektronowa to rozmieszczenie elektronów na powłokach elektronowych.



Ostatnia powłoka to **powłoka walencyjna**, a poruszające się w niej elektrony to **elektrony walencyjne**.

$2n^2$ maksymalna liczba elektronów na poszczególnych powłokach

Zmiana właściwości pierwiastków w układzie okresowym

- Aktywność metali w grupach układu okresowego rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej
- Aktywność niemetalów w grupach układu okresowego maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej
- W okresach układu okresowego wraz ze wzrostem liczby atomowej rośnie aktywność niemetalów, a maleje metali

BUDOWA CZĄSTECZKI

Atomy łączą się ze sobą za pomocą elektronów walencyjnych. Dążą wówczas do uzyskania konfiguracji elektronowej najbliższego gazu szlachetnego, tj. dubletu (2 elektrony walencyjne) lub oktetu elektronowego (8 elektronów walencyjnych) - **reguła dubletu i oktetu**.

WIĄZANIE KOWALENCYJNE (ATOMOWE) powstaje w wyniku uwspólnienia jednej lub kilku par elektronowych wiążących się atomów, w wyniku czego każdy z nich zachowuje się tak, jakby miał trwałą konfigurację gazu szlachetnego.

Budowa cząsteczki H₂

H – 1 elektron walencyjny

Atom wodoru ma 1 elektron walencyjny i brakuje mu do dubletu 1 elektronu

H••H Wzór elektronowy kropkowy

↑ wspólna para elektronowa

Wspólną parę elektronową można zastąpić kreską

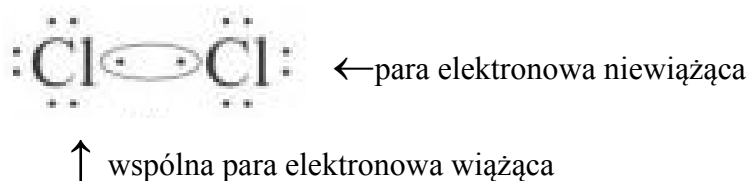
H—H Wzór elektronowy kreskowy

Budowa cząsteczki Cl₂

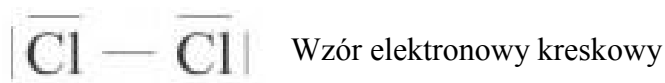
Cl – 7 elektronów walencyjnych

Atom chloru ma 7 elektronów walencyjnych i brakuje mu do oktetu 1 elektronu.

Wzór elektronowy kropkowy



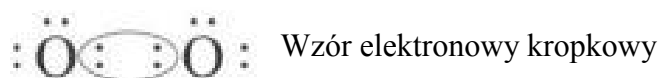
Każdą parę elektronową można zastąpić kreską



Budowa cząsteczki O₂

O – 6 elektronów walencyjnych

Każdy atom tlenu ma po 6 elektronów walencyjnych i brakuje każdemu do oktetu po 2 elektrony, dlatego utworzą dwie wspólne pary elektronowe.



Cząsteczki zbudowane z atomów tego samego rodzaju (np. H₂, Cl₂, O₂) nazywamy **cząsteczkami homoatomowymi**.

Wiązania kowalencyjne mogą być utworzone z pomocą jednej wspólnej pary elektronowej - **wiązanie pojedyncze** lub za pomocą kilku (dwie wspólne pary elektronowe - **wiązanie podwójne**, trzy wspólne pary elektronowe - **wiązanie potrójne**).

WIĄZANIE KOWALENCYJNE SPOLARYZOWANE powstaje w wyniku uwspólniania jednej lub kilku par elektronowych przesuniętych w stronę atomu o większej liczbie elektronów walencyjnych, czyli o większej zdolności przyjmowania elektronu.

Budowa cząsteczki HCl

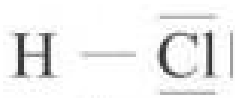
H – 1 elektron walencyjny (leży w 1 grupie)

Cl – 7 elektronów walencyjnych (leży w 17 grupie)

Atom chloru ma 7 elektronów walencyjnych i brakuje mu do oktetu 1 elektronu, zaś atom wodoru ma 1 elektron i brakuje mu do dubletu też 1 elektronu, dlatego do uwspólniania dają po 1 elektronie. Powstaje jedna wspólna para elektronowa - jedno wiązanie. Pozostałych sześć elektronów w atomie chloru rozmieszczamy dookoła parami (nie biorą udziału w tworzeniu wiązań).



Wzór elektronowy kropkowy

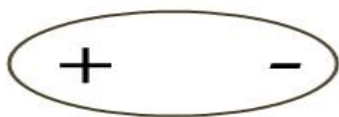


Wzór elektronowy kreskowy

↑ wspólna para elektronowa wiążąca

W wiązaniu tym wspólna para elektronowa jest przesunięta w stronę pierwiastka o większej liczbie elektronów walencyjnych, w tym przypadku chloru.

Cząsteczka jako całość pozostaje nadal obojętna, ale wewnątrz następuje nierównomierny rozkład ładunku: przy atomie chloru gromadzi się cząstkowy ładunek ujemny, a przy atomie wodoru cząstkowy ładunek dodatni. Taką dwubiegunową cząsteczkę nazywamy **dipolem**.



dipol

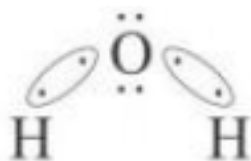
Budowa cząsteczki wody - H_2O

H – 1 elektron walencyjny (leży w 1 grupie)

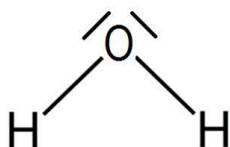
O – 6 elektronów walencyjnych (leży w 16 grupie)

Atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych i brakuje mu do oktetu 2 elektronów, zaś atom wodoru ma 1 elektron i brakuje mu do dubletu 1 elektronu.

W cząsteczce wody kąt między wiązaniami wynosi ok. 105° .



wzór elektronowy



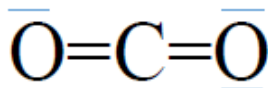
wzór kreskowy

Budowa cząsteczki CO_2

C – 4 elektrony walencyjne (leży w 14 grupie)

O – 6 elektronów walencyjnych (leży w 16 grupie)

Atom tlenu ma 6 elektronów walencyjnych i brakuje mu do oktetu 2 elektronów, zaś atom węgla ma 4 elektrony i brakuje mu do oktetu 4 elektronów. Cząsteczka ma budowę liniową.



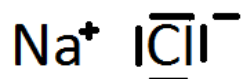
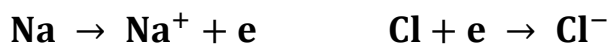
WIĄZANIE JONOWE wiązanie chemiczne, które polega na łączeniu się kationów i anionów powstałych z atomów. Powstaje, **jeżeli łączą się ze sobą pierwiastki z 1 lub 2 grupy (bez wodoru i berylu) z pierwiastkami z 16 lub 17 grupy**. Atom metalu oddaje elektrony walencyjne dla atomu niemetalu. Powstają kationy (jony dodatnie) i aniony (jony ujemne). Kation i anion jako różnoimienne jony przyciągają się siłami elektrostatycznymi.

Budowa cząsteczki NaCl

Na – 1 elektron walencyjny (leży w 1 grupie)

Cl – 7 elektronów walencyjnych (leży w 17 grupie)

Atom sodu oddaje 1 elektron walencyjny (powstaje kation) atomowi chloru, który jest mu potrzebny do uzyskania oktetu (powstaje anion).



WIĄZANIE KOORDYNACYJNE polega na uwspólnianiu elektronów, ale wspólna para elektronowa pochodzi tylko od jednego z wiążących się atomów. Wiązanie koordynacyjne zaznacza się strzałką.



wzór elektronowy kreskowy

PORÓWNANIE WŁAŚCIWOŚCI ZWIĄZKÓW KOWALENCYJNYCH I JONOWYCH

Związki kowalencyjne	Związki jonowe
Powstają z atomów, które uwspólniają swoje elektrony walencyjne i łączą się za pomocą wspólnych par elektronowych tworzących wiązanie.	Powstają w wyniku przeniesienia elektronów z atomu jednego pierwiastka (metal) do atomu drugiego (niemetalu) i utworzenia kationów i anionów, które przyciągają się i tworzą wiązanie.
Stan skupienia stały, ciekły i gazowy.	Stały stan skupienia.
Niskie temperatury topnienia i wrzenia.	Wysokie temperatury topnienia i wrzenia.
W stanie ciekłym nie przewodzą prądu elektrycznego, gdyż ich cząsteczki są elektrycznie obojętne.	Stopione związki jonowe przewodzą prąd elektryczny, gdyż zawierają jony.