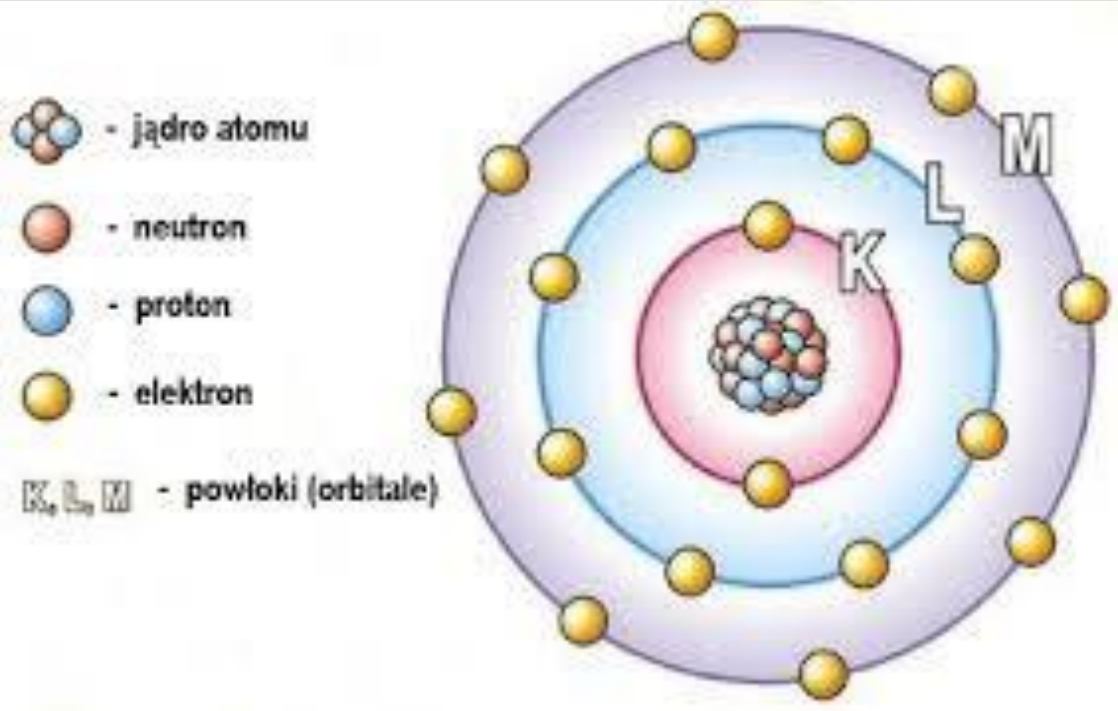
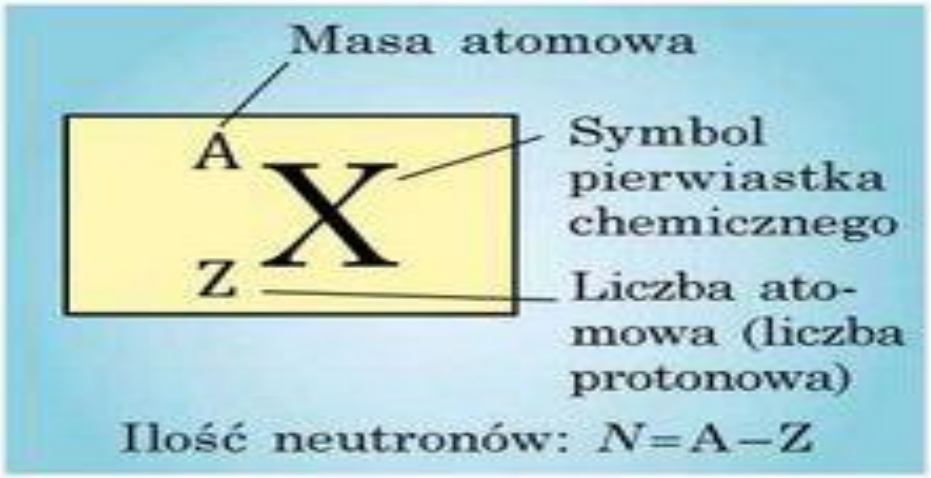
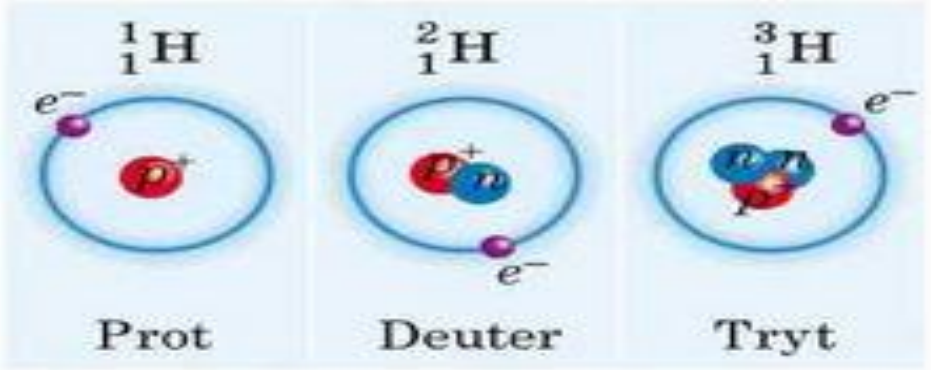
Budowa atomu





Rys. 22.6. Oznaczenie nuklidu pierwiastka chemicznego



Rys. 22.7. Izotopy Wodoru. Symbolem e^- oznaczono elektrony, p^+ – protony, n – neutrony

Izotopy pierwiastków różnią się masą atomową czyli liczbą neutronów w jądrze atomowym.

W jądrze atomowym znajduje się :

Proton – o ładunku elektrycznym dodatnim

Neutron – nie mają ładunku elektrycznego (czasem mówi się o ładunku obojętnym)

Wokół jądra na powłokach znajdują się elektrony – o ładunku elektrycznym ujemnym

Max liczba elektronów na określonej powłoce = $2*n^2$

Numeracja powłok odpowiada **głównej liczbie kwantowej** oraz **numerowi okresu** w układzie okresowym pierwiastków. (atomy w II okresie posiadają 2 powłoki)

Powłoka *K* (n=1) znajduje się najbliżej jądra atomu. Elektrony na tej powłoce mają najniższą z możliwych energii i są jednocześnie najbardziej związane z jądrem (są najsilniej przyciągane). Im na wyższej powłoce znajduje się elektron, tym słabiej jest związany z atomem i tym większą energię posiada.

Główna liczba kwantowa	**Symbol powłoki**	**Maksymalna liczba elektronów**
1	*K*	$2 * 1^2 = 2$
2	*L*	$2 * 2^2 = 8$
3	*M*	$2 * 3^2 = 18$
4	*N*	$2 * 4^2 = 32$
5	*O*	$2 * 5^2 = 50$
6	*P*	$2 * 6^2 = 72$
7	*Q*	$2 * 7^2 = 98$

W każdej powłoce znajdują się tak zwane podpowłoki, w których znajdują się elektrony o ściśle określonych i **jednakowych energiach**.

Podpowłoki oznaczamy literami *s, p, d, f, g, h* itd.
Podpowłoka ***s*** to podpowłoka o najniższej energii.

Numer podpowłoki oznaczamy literką l (el)
Wzór na liczbę elektronów na podpowłoce = 4 * l +2

Dla podpowłoki **s** to l=0, dla **p** l=1, dla **d** l=2 i tak dalej

Na podpowłoce:
s mamy 4 * 0 +2 = 2 elektrony
p mamy 4 * 1 +2 = 6 elektronów
d mamy 4 * 2 +2 = 10 elektronów
f mamy 4 * 3 +2 = 14 elektronów
g mamy 4 * 4 +2 = 18 elektrony
h mamy 4 * 5 +2 = 22 elektrony

Powłoka składa się z podpowłok
więc liczba elektronów obliczona ze wzoru $2*n^2$ rozkłada się na podpowłoki zgodnie ze wzorem $4*l+2$

Opisuje się to symbolicznie

Powłoka K	Powłoka L	Powłoka M	Powłoka N
n=1	n=2	n=3	n=4
2 elektrony	8 elektronów	18 elektronów	32 elektrony
$1s^2$	$2s^2$ $2p^6$	$3s^2$ $3p^6$ $3d^{10}$	$4s^2$ $4p^6$ $4d^{10}$ $4f^{14}$

Np. $2s^2$ oznacza powłokę 2 czyli L , podpowłokę s z dwoma elektronami

Jak rozpisać elektrony na powłoki:

1. Pytanie – ile atom ma elektronów ? - To liczba atomowa w tablicy okresowej.
2. Pytanie - ile atom ma powłok ? - Liczba powłok to numer okresu (numer wiersza w tablicy okresowej)
3. Pytanie – ile jest elektronów walencyjnych (czyli tych na ostatniej powłoce) ? - To numer grupy w tablicy okresowej, jeżeli liczba ta jest wyższa niż 10 odejmujemy 10 np. 14 czyli 14-10=4 więc mam 4 elektrony walencyjne (zasada ta dotyczy grup 1 i 2 oraz od 13 do 18 , w innych grupach nie jest to takie oczywiste)

Np. wapń $_{20}Ca$

1. Liczba atomowa 20 – więc 20 elektronów
2. Numer okresu to 4 – więc 4 powłoki K L M N
3. Numer grupy to 2 – więc na powłoce N ma 2 elektrony

Wg wzoru $2*n^2$
Powłoka K - 2 elektrony
Powłoka L - 8 elektronów
Powłoka M – 18 elektronów
do tego w wapniu
Powłoka N – 2 elektrony

W sumie daje to nam 30 elektronów czyli o 10 za dużo. Nie możemy zmienić liczby powłok ani liczby elektronów walencyjnych więc dopasowujemy przedostatnią orbitę. Wg wzoru może być na niej maksymalnie 18 a ponieważ to jest o 10 za dużo więc zostawiamy 18-10=8 czyli powłoka M ma 8 elektronów

A więc :

wapń $_{20}Ca$

Powłoka K - 2 elektrony
Powłoka L - 8 elektronów
Powłoka M – 8 elektronów
Powłoka N – 2 elektrony

Powłoka K - $1s^2$
Powłoka L - $2s^2$ $2p^6$
Powłoka M – $3s^2$ $3p^6$
Powłoka N – $4s^2$