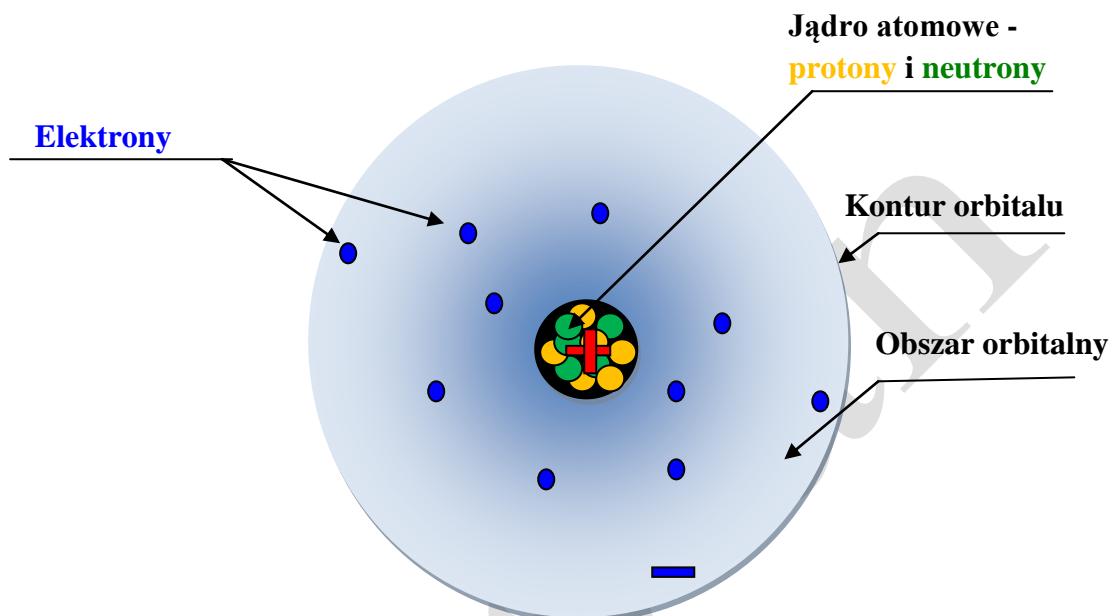


Materiał powtórzeniowy do sprawdzianów - konfiguracja elektronowa, elektrony walencyjne, współczesny układ pierwiastków chemicznych, przykładowe zadania z rozwiązaniami.

I. Budowa atomu i model atomu wg. Bohra

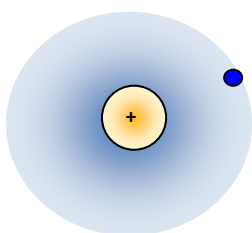
1. Atom - najmniejsza część pierwiastka zachowująca jego właściwości



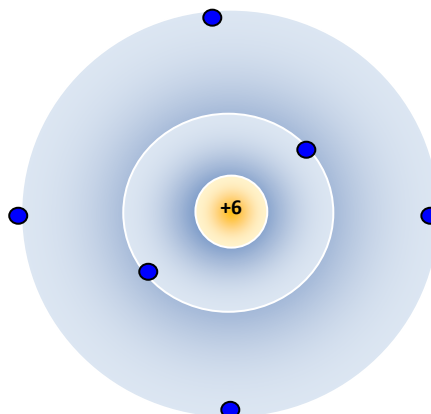
2. Model Bohra

- Elektron w atomie może przebywać w ściśle określonych stanach stacjonarnych o określonej energii - elektron krąży wokół jądra po zamkniętym torze ściśle określonym energetycznie - orbicie stacjonarnej,
- Elektron w stanie podstawowym atomu nie pobiera ani nie oddaje energii, ale może zmienić orbitę stacjonarną,
- Podczas przejścia elektronu ze stanu o wyższej energii do stanu o niższej energii, atom emituje porcję - kwant energii, natomiast przy przejściu ze stanu o niższej energii do stanu o wyższej energii towarzyszy absorpcja (pobranie) energii,
- Elektron w atomie ma pewien stan kwantowy związany z jego energią ,
- Stan podstawowy atomu to stan o najniższej możliwej wartości energii elektronów w atomie, każdy stan o wyższej energii elektronów to stan wzbudzony.

Model atomu wodoru



Model atomu węgla

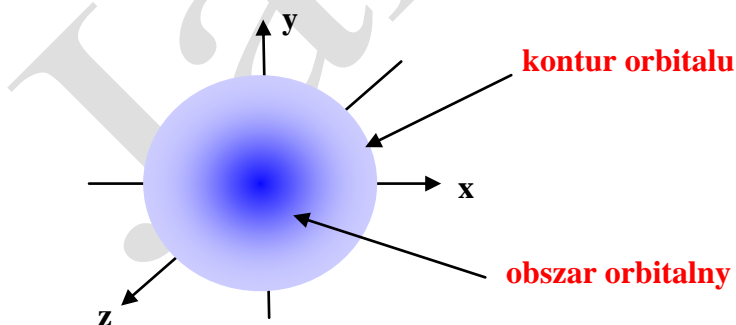


2. Kwantowo-mechaniczny model atomu

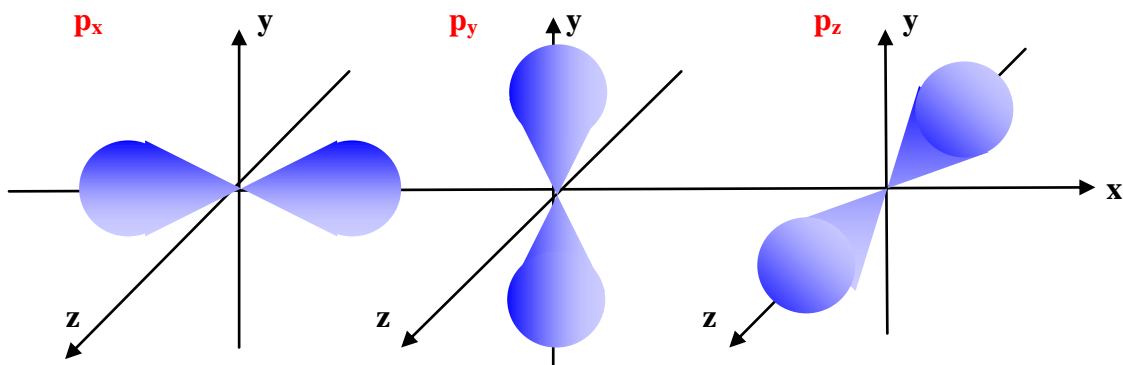
- **Korpuskularno-falowa natura elektronu** (dualizm korpuskularno-falowy) - elektron jest jednocześnie cząstką materii (korpuskułą posiadającą masę) i falą o określonej długości (fala elektromagnetyczna)
- **Zasada nieznacności Heisenberga:**
 - ✓ nie jest możliwe jednoczesne określenie z dowolną dokładnością położenia i pędu cząstki elementarnej (elektronu), czyli jednoczesnego określenia toru po którym porusza się elektron w atomie i gdzie się on znajduje w danym momencie,
 - ✓ istnieje tylko określenie prawdopodobieństwa znalezienia elektronu w określonym czasie w dowolnie wybranym punkcie przestrzeni wokół jądra (w chmurze elektronowej),
 - ✓ chmura elektronowa jest mocniej zagęszczona, tam gdzie prawdopodobieństwo jest duże, zagęszczenie jest mniejsze gdzie prawdopodobieństwo jest mniejsze,
- **Równanie falowe Schrödingera**
 - ✓ Rozwiązaniem równania jest funkcja falowa Ψ , zwana orbitalem atomowym. Kwadrat funkcji $|\Psi|^2$ jest proporcjonalna do prawdopodobieństwa znalezienia elektronu na orbitalu,
- **Orbital atomowy i kontur orbitalu**
 - ✓ **Orbital atomowy** - funkcja falowa opisująca stan elektronu w atomie, jest to przestrzeń, w której prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest największe.
 - ✓ **Kontur orbitalu** - powierzchnia ograniczająca obszar o tej samej gęstości chmury elektronowej.

3. Kształty konturów orbitali i stany energetyczne orbitali

- **Orbital typu s** (kulisty) o najniższym poziomie energetycznym



- **Orbitale typu p** (równoramienna klepsydra)

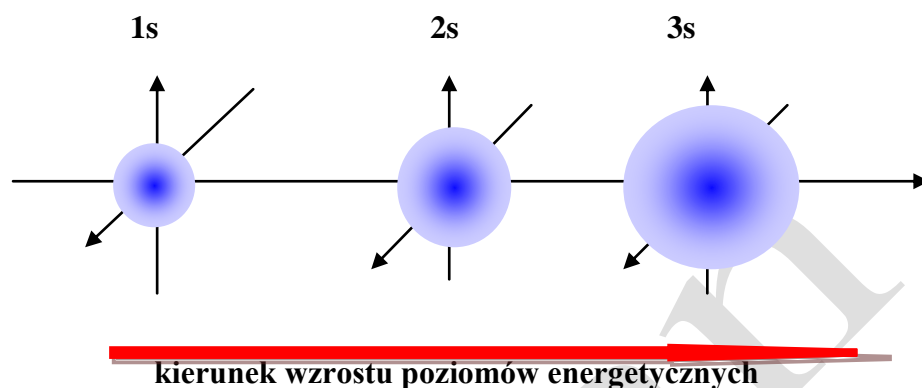


➤ Stany energetyczne orbitali

s < p < d < f

kierunek wzrostu poziomów energetycznych

➤ Stany energetyczne elektronu warstwie orbitali 1s, 2s, 3s

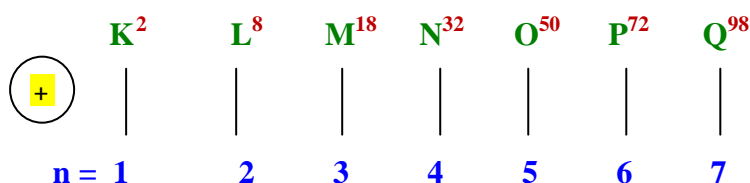


4. Liczby kwantowe - każdy elektron (stan kwantowy elektronu) opisują liczby kwantowe, w atomie *n* i *l* a w zewnętrznym polu magnetycznym liczby kwantowe *n*, *l*, *m* i *m_s*.

➤ Główna liczba kwantowa *n*

- ✓ określa energię elektronu w atomie, przyjmuje wartości liczb naturalnych : $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$,
- ✓ stany kwantowe (elektrony) o takiej samej wartości głównej liczby kwantowej tworzą zbiór elektronów nazywany powłoką elektronową,
- ✓ maksymalną liczbę stanów kwantowych, które moga obsadzać daną powłokę elektronową oblicza się z wyrażenia: $2n^2$
- ✓ praktyczne decyduje o całkowitej energii elektronu, liczbie powłok i rozmiarach konturu orbitalu

Wartość głównej liczby kwantowej <i>n</i>	Symbol powłoki elektronowej	Maksymalna liczba stanów kwantowych - elektronów
1	K	2
2	L	8
3	M	18
4	N	32
5	O	50
6	P	72
7	Q	98



➤ **Poboczna (orbitalna) liczba kwantowa l**

- ✓ Rozróżnia stany energetyczne elektronów w tej samej powłoce i charakteryzuje symetrię podpowłok elektronowych (orbitali), przyjmuje wartości liczb całkowitych : $0 \leq l \leq (n - 1)$ i może przyjąć tyle wartości jaką ma wartość n (zawsze od 0 do $n - 1$)
- ✓ Stany kwantowe o tej samej wartości głównej liczby kwantowej n i tej samej wartości pobocznej liczby kwantowej l tworzą zbiór elektronów nazywany podpowłoką elektronową (orbitalem),
- ✓ Maksymalną liczbę stanów kwantowych (elektronów), które moga obsadzać poszczególne podpowłoki (orbitale) oblicza się z wyrażenia $4 \cdot l + 2$,
- ✓ Praktycznie określa liczbę podpowłok (orbitali) w powłoce, decyduje o kształcie konturu orbitalu.

Główna liczba kwantowa n	Symbol powłoki elektronowej	Orbitalna liczba kwantowa l	Symbol podpowłoki - orbitali	Max. liczba stanów kwantowych
1	K^2	0	s	2
2	L^8	0	s	2
		1	p	6
3	M^{18}	0	s	2
		1	p	6
		2	d	10
4	N^{32}	0	s	2
		1	p	6
		2	d	10
		3	f	14

✓ **Wnioski:**

- w 1 powłoce K^2 jest tylko jedna podpowłoka s, którą mogą obsadzać maksymalnie 2 elektrony: $1s^2$
- w 2 powłoce L^8 moga wystąpić dwie podpowłoki: s i p, które mogą być obsadzone maksymalnie przez : s 2 elektrony a p 6 elektronów: $2s^2$ i $2p^6$,
- w 3 powłoce M^{18} moga wystąpić trzy podpowłoki: s, p i d, które mogą być obsadzone maksymalnie przez : s 2 elektrony, p 6 elektronów, d 10 elektronów: $3s^2 3p^6$ i $3d^{10}$
- w 4 powłoce N^{32} moga wystąpić cztery podpowłoki: s, p, d i f, które mogą być obsadzone maksymalnie przez: s 2 elektrony, p 6 elektronów, d 10 elektronów i f 14 elektronów: $4s^2, 4p^6, 4d^{10}$ i $4f^{14}$



➤ **Magnetyczna liczba kwantowa m**

- ✓ określa liczbę poziomów orbitalnych w danej podpowłoce związanych z ułożeniem się orbitali w przestrzeni pod wpływem zewnętrznego pola magnetycznego (decyduje o orientacji przestrzennej konturu orbitalu), m przyjmuje wartości liczb całkowitych $-l \leq l \leq +l$

Główna liczba kwantowa n	Poboczna liczba kwantowa l	Typ podpowłoki	Magnetyczne liczba kwantowa m	Liczba poziomów orbitalnych
1	0	s	0	1
2	0	s	0	1
	1	p	-1, 0, 1	3
3	0	s	0	1
	1	p	-1, 0, 1	3
	2	d	-2, -1, 0, 1, 2	5
4	0	s	0	1
	1	p	-1, 0, 1	3
	2	d	-2, -1, 0, 1, 2	5
	3	f	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	7

- ✓ w zapisie klatkowo-strzałkowym każdy poziom orbitalny opisuje jedna klatka, co można przedstawić

1s 

2s  2p 

3s  3p  3d 


4s  4p  3d  4f 

$m = 0 \quad -1; 0; 1 \quad -2; -1; 0; 1; 2 \quad -3; -2; -1; 0; 1; 2; 3$


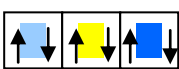
- ✓ Orbital **p** obsadzony **6 elektronami** ma **3 poziomy orbitalne**, dla których można umownie przyjąć: (patrz punkt 3)
 - dla $m = -1$ odpowiada orbital zorientowany wzdłuż osi z, stąd oznaczenie tego orbitalu **p_z** ,
 - dla $m = 0$ odpowiada orbital zorientowany wzdłuż osi x, stąd oznaczenia tego orbitalu **p_x** ,
 - dla $m = 1$ odpowiada orbital zorientowany wzdłuż osi y, stąd oznaczenie tego orbitalu **p_y** .

➤ **Spinowa liczba kwantowa m_s**

- ✓ Związana jest z momentem pędu elektronu obracającego się wokół własnej osi, przyjmuje ona tylko dwie wartości $-1/2$ i $+1/2$,
- ✓ Graficznie można to przedstawić w postaci wektorów (strzałek) przedstawiających elektrony i ich moment pędu

1s² 

$m_s = -1/2; 1/2$

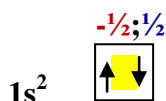
2s²  2p⁶ 

$m_s = -1/2; 1/2 \quad -1/2; 1/2, -1/2; 1/2, -1/2; 1/2$

5. Zakaz Pauliego, reguła Hunda, reguła $n + l$

- **Zakaz Pauliego** - w atomie nie mogą istnieć 2 elektrony o identycznym stanie kwantowym, tj. o tych samych czterech wartościach przypisanych im liczb kwantowych: n , l , m i m_s , muszą różnić się przynajmniej jedną z tych liczb.

- **Przykłady:**



$n = 1$ dla obu elektronów,

$m = 0$ dla obu elektronów,

$l = 0$ dla obu elektronów,

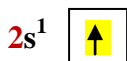
$m_s = -1/2$ i $+1/2$

elektrony mają trzy identyczne liczby kwantowe: n , l i m , ale różnią się m_s , jeden elektron ma przypisaną wartość $-1/2$ a drugi $+1/2$.

$n = 1$ i 2



$l = 0$ i 0 ;

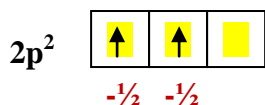


$m = 0$ i 0

$m_s = -1/2$ i $-1/2$

elektrony mają trzy identyczne liczby kwantowe: l , m i m_s , różnią wartościami przypisanej wartości głównej liczby kwantowej n , jeden ma wartość 1 a drugi 2 .

$m = -1$ 0 1



$n = 2$ i 2 ,

$m = -1$ i 0 ;

$l = 1$ i 1 ,

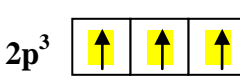
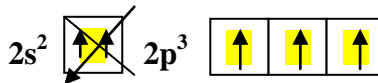
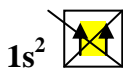
$m_s = -1/2$ i $-1/2$

elektrony mają trzy identyczne liczby kwantowe: n , l i m_s , różnią się wartościami przypisanej wartości magnetycznej liczby m , jeden ma wartość -1 a drugi 0 .

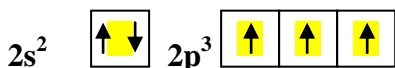
- **Reguła Hunda** - w stanie stacjonarnym (podstawowym) elektrony rozmieszczane są w podpowłokach (orbitalach) i powłokach zaczynając od najniższej energetycznych, atom w stanie podstawowym ma jak największą liczbę elektronów niesparowanych:

- ✓ Poszczególne poziomy orbitalne w podpowłokach (zaczynając od najniższego energetycznie) pojedynczo elektronami o tej samej orientacji spinu, po obsadzeniu wszystkich poziomów orbitalnych w danej podpowłoce są one parowane elektronem o przeciwnej orientacji spinu (pod warunkiem, że są jeszcze elektrony na tym orbitalu)

- **Przykład zapisu w systemie klatkowo-strzałkowym** $1s^2 2s^2 2p^3$

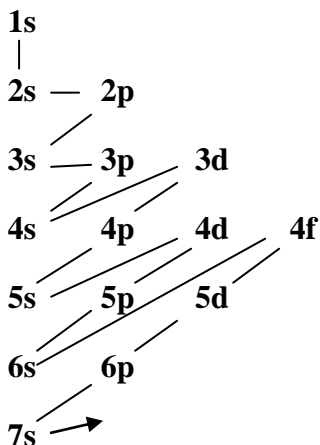


Zapisy niezgodne z regułą Hunda

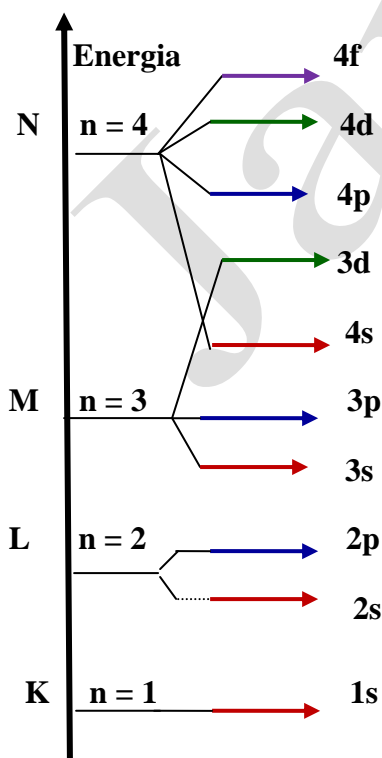


Zapis zgodny z regułą Hunda

- **Reguła $n + l$** : elektrony zajmują w pierwszej kolejności tę podpołokę, dla której suma ($n + l$) jest najmniejsza. Jeżeli dwie lub więcej podpowłok ma identyczną sumę ($n + l$), to o kolejności zapelnienia *decyduje mniejsza wartość n* .



Orbital	Suma $n + l$	Uwagi
1s	$1 + 0 = 1$	
2s	$2 + 0 = 2$	
2p	$2 + 1 = 3$	Mniejsza wartość $n = 2$
3s	$3 + 0 = 3$	
3p	$3 + 1 = 4$	Mniejsza wartość $n = 3$
4s	$4 + 0 = 4$	
3d	$3 + 2 = 5$	Najmniejsza wartość $n = 3$
4p	$4 + 1 = 5$	Mniejsza wartość $n = 4$
5s	$5 + 0 = 5$	Największa wartość $n = 5$
4d	$4 + 2 = 6$	Najmniejsza wartość $n = 4$
5p	$5 + 1 = 6$	Mniejsza wartość $n = 5$
6s	$6 + 0 = 6$	Największa wartość $n = 6$
4f	$4 + 3 = 7$	Najmniejsza wartość $n = 4$
5d	$5 + 2 = 7$	
6p	$6 + 1 = 7$	
7s	$7 + 0 = 7$	Największa wartość $n = 7$



Przykładowe zadania

Zad. 1. Dla elektronów opisanych: $3s^1$ i $3p^1$ podaj wszystkie liczby kwantowe oraz wskaż liczby kwantowe, która spełnią warunek zakazu Pauliego.

Rozwiązanie

- $3s^1$: $n = 3, l = 0, m = 0, m_s = -1/2$;
- $3p^1$: $n = 3, l = 1, m = -1; m_s = -1/2$;
- Elektrony różnią się dwiema liczbami kwantowymi l i m .

Zad. 2. Podaj maksymalną liczbę stanów kwantowych (elektronów) które mogą zajmować (obsadzać):

- a) powłokę K i powłokę M,
- b) orbital (podpowłokę) s i d
- c) maksymalną liczbę poziomów orbitalnych w orbitalu (podpowłoce) s, d i f.

Rozwiązanie:

- a) maksymalną liczbę stanów kwantowych na powłokach oblicza się z wyrażenia $2n^2$:
 - Dla K $n = 1$, więc $2 \cdot 1^2 = 2$; dla M $n = 3$, więc $2 \cdot 3^2 = 18$
- b) maksymalną liczbę stanów kwantowych na orbitalach atomowych (podpowłokach) oblicza się z wyrażenia $4 \cdot l + 2$:
 - Dla s $l = 0$, więc $4 \cdot 0 + 2 = 2$; dla d $l = 2$, więc $4 \cdot 2 + 2 = 10$, dla f $l = 3$, więc $4 \cdot 3 + 2 = 14$.
- c) maksymalną liczbę poziomów orbitalnych oblicza się z wyrażenia $2 \cdot l + 1$ (ponieważ tylko dwa elektrony o przeciwnej orientacji spinu mogą obsadzać poziom orbitalny)
 - Dla s $l = 0$, więc $2 \cdot 0 + 1 = 1$ poziom; dla d $l = 2$, więc $2 \cdot 2 + 1 = 5$ poziomów; dla f $l = 3$, więc $2 \cdot 3 + 1 = 7$ poziomów.

Zad. 3. Podaj symbole orbitali atomowych (podpowłok) opisanych liczbami kwantowymi:

- a) $n = 2$ i $l = 1$;
- b) $n = 3$ i $l = 0$;
- c) $n = 4$ i $l = 3$;
- d) $n = 3$ i $l = 2$.

Rozwiązanie : a) 2p; b) 3s; c) 4f; d) 3d

Zad.4. Ile elektronów niesparowanych w stanie podstawowym znajduje się na orbitalach atomowych opisanych liczbami kwantowymi: a) $2p^4$, b) $3d^5$, c) $2p^3$, d) $3d^7$?

Rozwiązanie: w rozwiązaniu należy uwzględnić regułę Hunda.

a) $2p^4$:

↑↓	↑	↑
----	---	---

 2 elektrony niesparowane

b) $3d^5$:

↑	↑	↑	↑	↑
---	---	---	---	---

 5 elektronów niesparowanych

c) $2p^3$:

↑	↑	↑
---	---	---

 3 elektrony niesparowane

d) $3d^7$:

↑↓	↑↓	↑	↑	↑
----	----	---	---	---

 3 elektrony niesparowane.

II. Konfiguracja elektronowa

Konfiguracja elektronowa - rozmieszczenie elektronów na powłokach i podpowłokach, umożliwia przewidzieć właściwości pierwiastka.

1. Warunki zapisu konfiguracji i konieczna znajomość:

- Stanie podstawowym (stacjonarnym) elektrony są rozmieszczane w podpowłokach (orbitalach) zgodnie z regułą $n + l$ (od najniższego poziomu energetycznego)
- Atom w stanie podstawowym ma jak największą liczbę elektronów niesparowanych (*reguła Hunda*)
- Liczby elektronów = **liczbie atomowej Z** = liczbie protonów
- Numeru powłoki elektronowej (**równy jest n**),
- Symbolu orbitalu (podpowłoki) - dla $n = 1$ tylko **s**, dla $n = 2$ możliwe **s i p**, dla $n = 3$ możliwe **s, p, d**, dla $n = 4$ możliwe **s, p, d i f**.
- Liczby możliwych stanów kwantowych (elektronów) na orbitalach $(4 \cdot l + 2)$ i powłokach $(2n^2)$.

2. Sposoby zapisywania konfiguracji elektronowej:

- **Symboliczny** z podaniem wartości głównej **liczby kwantowej (n)**, **symbolu literowego orbitalu (s, p, d, f)** oraz podaniem **liczby elektronów jako indeks górny po prawej stronie symbolu literowego**;

❖ Przykłady:

✓ dla atomu węgla ${}_6\text{C}$: $1s^2 2s^2 2p^2$

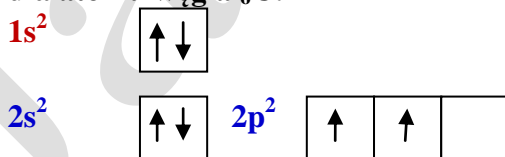
✓ dla atomu potasu ${}_{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

✓ dla atomu żelaza ${}_{26}\text{Fe}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$

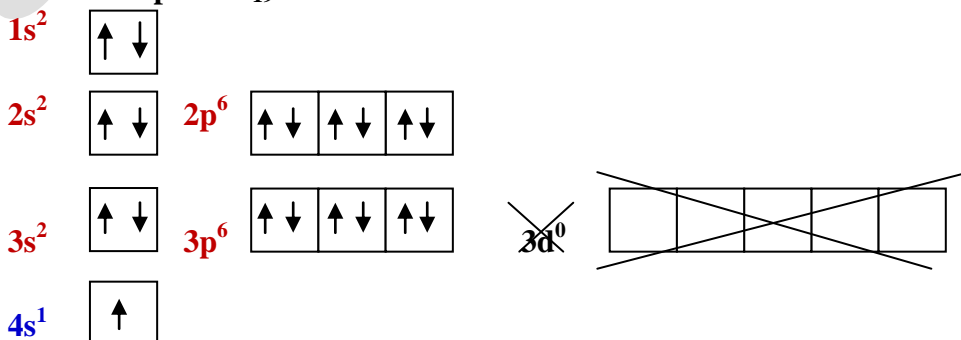
- **Zapis klatkowo-strzałkowy (graficzny)** - każda klatka symbolizuje poziom orbitalny, natomiast strzałka elektron o określonym spinie (zapis w klatkach zgodnie z regułą Hunda)

❖ Przykłady:

✓ dla atomu węgla ${}_6\text{C}$:



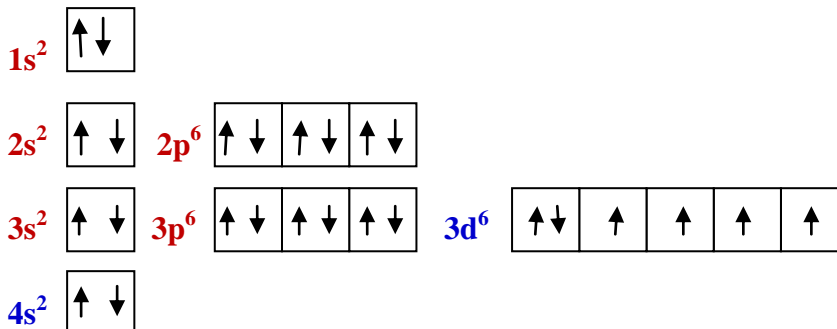
✓ dla atomu potasu ${}_{19}\text{K}$:



Uwaga: w atomie potasu nie elektronów, które mogły by zabudować orbitale 3 d, więc w zapisie klatkowo-strzałkowym należy te klatki pominąć. Jeżeli występowałby chociaż jeden elektron, należy narysować

wszystkie klatki (patrz przypadek węgla 2p - są tylko 2 elektrony, jednak należy narysować trzy klatki - 3 poziomy orbitalne).

- ✓ dla atomu żelaza ${}_{26}\text{Fe}$



- **Zapis za pomocą helowca:** - konfigurację elektronową można zapisać stosując symbol helowa w nawiasie kwadratowym:

- ❖ za pomocą helu [He] - konfigurację pierwiastków 2 okresu od litu do neonu,
- ❖ za pomocą neonu [Ne] - 3 okresu od sodu do argonu,
- ❖ za pomocą argonu [Ar] - 4 okresu od potasu do kryptonu,
- ❖ za pomocą kryptonu [Kr] - 5 okresu od rubidu do ksenonu, itd.
- ❖ Przykłady :
- ✓ Dla atomu węgla ${}_6\text{C}$: $1s^2 2s^2 2p^2$ - [${}_2\text{He}$] $2s^2 2p^2$
- ✓ Dla atomu potasu ${}_{19}\text{K}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ - [${}_{18}\text{Ar}$] $4s^1$
- ✓ Dla atomu żelaza ${}_{26}\text{Fe}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ - [${}_{18}\text{Ar}$] $4s^2 3d^6$
- ✓ Uwaga - kolorem czerwonym zaznaczono część konfiguracji wspólnej dla helowca i odpowiednio pierwiastka, natomiast kolorem niebieskim część różniącą te konfiguracje.

3. Przejście z konfiguracji elektronowej do modelu atomu - powłoki elektronowe:

- Przykłady:

- ✓ Dla atomu ${}_6\text{C}$ - 6 protonów, stąd ładunek jądra +6, powłoka 1(K) - 2 elektrony ($1s^2$), powłoka 2 (L) - 4 elektrony ($2s^2 2p^2$)



- ✓ Dla atomu ${}_{19}\text{K}$ - 19 protonów, stąd ładunek jądra +19, powłoka 1(K) - 2 elektrony ($1s^2$); powłoka 2(L) - 8 elektronów ($2s^2 2p^6$), powłoka 3(M) - 8 elektronów ($3s^2 3p^6$), powłoka 4(N) - 1 elektron ($4s^1$)



- ✓ Dla atomu żelaza ${}_{26}\text{Fe}$ - 26 protonów, stąd ładunek jądra +26, powłoka 1(K) - 2 elektrony ($1s^2$), powłoka 2(L) - 8 elektronów ($2s^2 2p^6$), powłoka 3(M) - 14 elektronów ($3s^2 3p^6 3d^6$), powłoka 4(N) - 2 elektrony ($4s^2$)



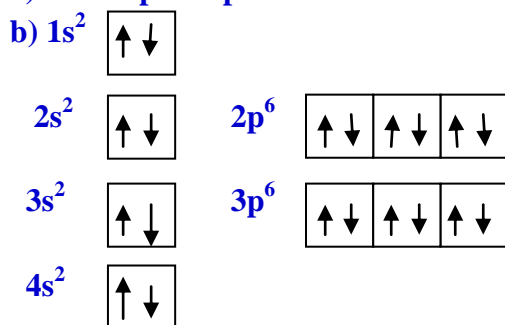
Przykładowe zadania:

Zad. 1. Dla atomów pierwiastków: wapń, chrom, chlor zapisz ich konfigurację elektronową : a) symbolicznie, b) w systemie klatkowo-strzałkowym, c) za pomocą helowca d) zapisz modele, e) podaj liczbę elektronów niesparowanych.

Rozwiązanie:

- ${}_{20}\text{Ca}$ - 20 elektronów **rozmieszcza się zgodnie z regułą $n + l$**

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$



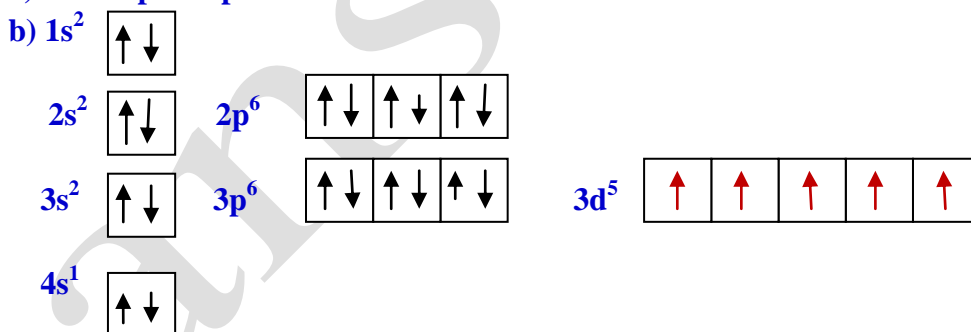
c) $[\text{Ar}]4s^2$

d) $K^2 L^8 M^8 N^2$

e) 0 elektronów niesparowanych

- ${}_{24}\text{Cr}$ - 24 elektrony

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$



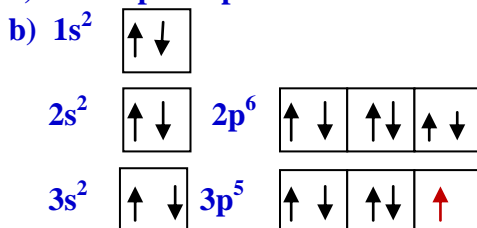
c) $[\text{Ar}] 3d^5 4s^1$

d) $K^2 L^8 M^{13} N^1$

e) 5 elektronów niesparowanych

- ${}_{17}\text{Cl}$ - 17 elektronów

a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



c) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

d) $K^2 L^8 M^7$

e) 1 elektron niesparowany.

Zad.2. Na podstawie zapisów konfiguracji elektronowej: a) $1s^2 2s^2 p^4$; b) $K^2 L^8 M^{18} N^8 O^2$; c) $[Xe] 4f^{14} 5d^{10} 6s^1$ podaj nazwy pierwiastków

Rozwiązanie:

a) $1s^2 2s^2 p^4$ - suma 8 elektronów = 8 protonów ($Z = 8$); ${}_8O$ - tlen,

b) $K^2 L^8 M^{18} N^8 O^2$ - suma 38 elektronów = 38 protonów ($Z = 38$); ${}_{38}Sr$ - stront

c) $[{}_{54}Xe] 4f^{14} 5d^{10} 6s^1$ - suma $54 + 25 = 79$ elek. = 79 protonów ($Z = 79$); ${}_{79}Au$ - złoto

III. Budowa współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych

- ❖ 18 kolumn pionowych - grup, obejmują pierwiastki o identycznej konfiguracji elektronowej zewnętrznej powłoki (n) w grupach 1-2 i 13 - 18, w grupach 3 - 12 identyczna konfigurację powłoki zewnętrznej n, i powłoki d powłoki przedostatniej (n-1):

1. Grupy

- Grupa 1; konfiguracja ostatniej powłoki ns^1
- Grupa 2; konfiguracja ostatniej powłoki ns^2
- Grupa 3; konfiguracja przedostatniej powłoki (n-1) $s^2 p^6 d^1$ i ostatniej ns^2
- Grupa 4; konfiguracja przedostatniej powłoki (n-1) $s^2 p^6 d^2$ i ostatniej ns^2
- Grupa 5; konfiguracja przedostatniej powłoki (n-1) $s^2 p^6 d^3$ i ostatniej ns^2
- Grupa 6; konfiguracja przedostatniej powłoki (n-1) $s^2 p^6 d^5$ i ostatniej ns^1
- Grupa 7; konfiguracja przedostatniej powłoki (n-1) $s^2 p^6 d^5$ i ostatniej ns^2
- Grupa 8; konfiguracja przedostatniej powłoki (n-1) $s^2 p^6 d^6$ i ostatniej ns^2
- Grupa 9; konfiguracja przedostatniej powłoki (n-1) $s^2 p^6 d^7$ i ostatniej ns^2
- Grupa 10; konfiguracja przedostatniej powłoki (n-1) $s^2 p^6 d^8$ i ostatniej ns^2
- Grupa 11; konfiguracja przedostatniej powłoki (n-1) $s^2 p^6 d^{10}$ i ostatniej ns^1
- Grupa 12; konfiguracja przedostatniej powłoki (n-1) $s^2 p^6 d^{10}$ i ostatniej ns^2
- Grupa 13; konfiguracja ostatniej powłoki $ns^2 np^1$
- Grupa 14; konfiguracja ostatniej powłoki $ns^2 np^2$
- Grupa 15; konfiguracja ostatniej powłoki $ns^2 np^3$
- Grupa 16; konfiguracja ostatniej powłoki $ns^2 np^4$
- Grupa 17; konfiguracja ostatniej powłoki $ns^2 np^5$
- Grupa 18; konfiguracja ostatniej powłoki $ns^2 np^6$ (wyjątek hel - $1s^2$)

Uwaga: w grupie 6 i 11 występuje wyjątek, na zewnętrznej powłoce n na orbitalu s jest tylko 1elektron, natomiast na orbitalu d powłoki przedostatniej odpowiednio 5 i 10 elektronów, ponieważ konfiguracja $(n-1)d^5 ns^1$ i $(n-1)d^{10} ns^1$ jest bardziej stabilna niż $(n-1)d^4 ns^2$ i $(n-1)d^9 ns^2$

Wnioski:

- W grupie 1 i 2 liczba elektronów na zewnętrznej powłoce n jest równa numerowi grupy
- W grupach od 3 do 12 suma elektronów na zewnętrznej podpowłoce ns i elektronów na podpowłoce d powłoki przedostatniej (n-1) jest równa numerowi grupy
- W grupach od 13 do 18 liczba elektronów na zewnętrznej powłoce ns i np jest równa drugiej cyfrze numeru grupy (wyjątek hel).

2. Okresy

- ❖ 7 szeregów poziomych - okresów, które kończą się w grupie 18 helowcem, numer okresu jest jednoznaczny z liczbą powłok elektronowych
 - Okres 1 - elektrony znajdują się na 1 powłoce K,
 - Okres 2 - elektrony znajdują się na 2 powłokach K i L,
 - Okres 3 - elektrony znajdują się na 3 powłokach K, L i M,
 - Okres 4 - elektrony znajdują się na 4 powłokach K, L, M i N,
 - Okres 5 - elektrony znajdują się na 5 powłokach K, L, M, N i O,
 - Okres 6 - elektrony znajdują się na 6 powłokach K, L, M, N, O i P,
 - Okres 7 - elektrony znajdują się na 7 powłokach K, L, M, N, O, P i Q.

3. Bloki energetyczne i elektrony walencyjne

- ❖ **Elektrony walencyjne** - elektrony z najwyższego poziomu energetycznego, które są najsłabiej związane z jądrem atomowym a tym samym mogą być łatwo wymieniane w procesie tworzenia wiązań chemicznych z innymi atomami
 - **Blok energetyczny s** obejmuje grupy 1 i 2, elektrony walencyjne obsadzają orbital s zewnętrznej powłoki n, odpowiedni ns^1 i ns^2 ,
 - **Blok energetyczny p** obejmuje grupy 13 - 18, elektrony walencyjne obsadzają orbital s powłoki zewnętrznej ns^2 oraz orbital np od np^1 do np^6 ,
 - **Blok energetyczny d** obejmuje grupy 3 - 12, elektrony walencyjne obsadzają orbital s powłoki zewnętrznej ns^2 lub ns^1 oraz orbital (n-1)d powłoki przedostatniej od $(n-1)d^1$ do $(n-1)d^{10}$,
 - **Blok energetyczny f** - obejmuje lantanowe i aktynowce.

4. Prawo okresowości i wnioski

- ❖ **Prawo okresowości** - właściwości pierwiastków chemicznych uporządkowanych wg wzrastających liczb atomowych Z powtarzają się okresowo
- ❖ **Wnioski:**
 - Pierwiastki w układzie okresowym pierwiastków chemicznych umieszczone są na podstawie konfiguracji elektronowej, w grupach znajdują się pierwiastki o identycznej konfiguracji elektronów walencyjnych, w okresach znajdują się pierwiastki, których elektrony rozmieszczone są na takiej samej liczbie powłok elektronowych.
 - Każdy okres zamyka gaz szlachetny (helowiec), który na zewnętrznej powłoce posiada oktet elektronowy (8 elektronów) z wyjątkiem okresu pierwszego - dublet elektronowy,
 - Numer grupy od 1 do 12 jest jednoznaczny z liczbą elektronów walencyjnych, natomiast w grupach od 13 do 18 druga cyfra grupy jest jednoznaczna z liczbą elektronów walencyjnych,
 - Symbol bloku energetycznego informuje o orbitalach obsadzony przez elektrony walencyjne, jądro atomowe i elektrony, które nie biorą udziału w tworzeniu wiązań chemicznych tworzą tzw. koronę atomową (zrąb atomowy, trzon atomowy).

5. Przykładowe zadania

Zad. 1. Dla pierwiastków o następującej konfiguracji elektronowej: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ podaj ich położenie w u.o.p. chem.:
a) numer grupy i okresu, b) symbol bloku energetycznego c) zaznacz część walencyjną i trzon atomowy, d) nazwę pierwiastka.

Rozwiązanie:



- a) $n = 3$ wskazuje na 3 okres, $3s^2$ wskazuje na 2 grupę,
- b) konfiguracja elektronowa $3s^2$ wskazuje na blok energetyczny s,
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$: kolor czerwony elektrony walencyjne, kolor niebieski trzon atomowy,
- d) w 3 okresie i 2 grupie znajduje się magnez.



- a) $n = 3$ wskazuje na 3 okres, $3s^2 3p^4$ wskazuje na 16 grupę,
- b) konfiguracja elektronowa $3s^2 3p^4$ wskazuje na blok energetyczny p,
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
- d) w 3 okresie i 16 grupie znajduje się siarka.



- a) $n = 4$ wskazuje na 4 okres, $4s^2 3d^8$ wskazuje na 10 grupę,
- b) konfiguracja elektronowa $4s^2 3d^8$ wskazuje na blok energetyczny d,
- c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
- d) w 4 okresie i 10 grupie znajduje się nikiel.

Zad. 2. Podaj symbole wszystkich pierwiastków , których elektrony:

- a) rozmieszczone są na 3 powłokach elektronowych,
- b) na zewnętrznej powłoce mają 5 elektronów,
- c) spełnia warunek a i b.

Rozwiązanie.

- a) pierwiastki 3 okresu: Na, Mg, Al., Si, P, S, Cl, Ar,
- b) pierwiastki 15 grupy: N, P, As, Sb, Bi,
- c) P.