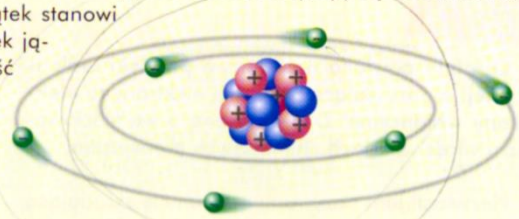
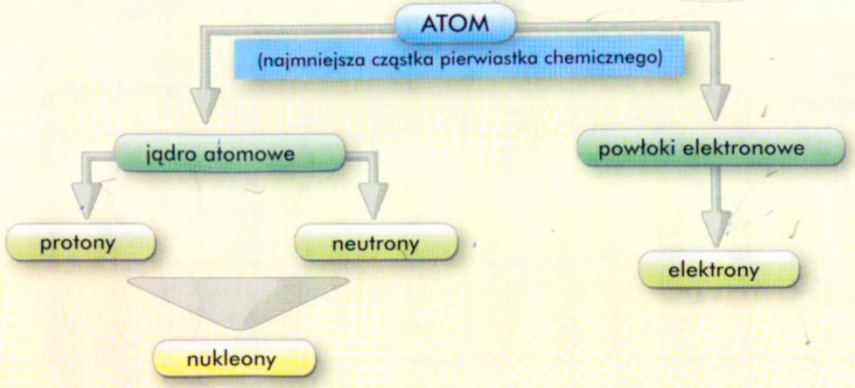
**31.10.2020 Chemia - zaoczne**

## Temat 1: Budowa atomu

### Budowa atomu

**Atom** to najmniejsza ilość pierwiastka zachowująca jego właściwości. Atom składa się z **jądra atomowego** oraz krążących wokół niego **elektronów**. W jądrze atomu znajdują się dodatnio naładowane **protony** i obojętne **neutrony**. Wyjątek stanowi atom wodoru, który nie ma neutronu. Ładunek jądra atomowego jest dodatni, a jego wielkość jest równa liczbie protonów.






Rozmiary atomu są niezmiernie małe: rząd wielkości średnicy atomu wynosi $10^{-10}$ m, średnica jądra atomowego jest rzędu $10^{-15}$ m.

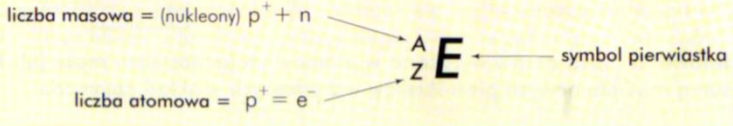
### Charakterystyka podstawowych cząstek elementarnych

| | Nazwa cząstki elementarnej | | Symbol cząstki | Jednostkowy ładunek elektryczny | Masa atomowa [u] |
|---|---|---|---|---|---|
| Jądro atomowe | proton | nukleony | $p^+$ | +1 | 1 |
| | neutron | | n | 0 | 1 |
| Powłoki elektronowe | elektron | | $e^-$ | -1 | 1/1840 |

Liczba protonów w jądrze atomowym to **liczba atomowa** – **Z**. Składniki jądra nazywamy **nukleonami**. Suma protonów i neutronów (nukleonów) jest nazwana **liczbą masową** – **A**.

**liczba masowa** = nukleony = $p^+ + n$
**liczba atomowa** = $p^+ = e^-$

Atom każdego pierwiastka można zapisać za pomocą symbolu:



**Plan rozwiązywania**

1. Ustal wartości liczb $Z$ i $A$.
2. Na podstawie wartości $Z$ ustal liczbę $p^+$ i liczbę $e^-$.
3. Na podstawie różnicy $A - Z$ ustal liczbę $n^0$.
4. Napisz odpowiedź.

## Przykład 2

**Jak ustalić liczbę nukleonów i elektronów w atomie pierwiastka chemicznego?**

**Na podstawie zapisu $^{23}_{11}Na$ podaj liczbę protonów i neutronów w jądrze atomu sodu oraz liczbę elektronów w jego powłokach elektronowych.**

1. **Dane:**
   $^{23}_{11}Na$ (23 – liczba masowa $A$; 11 – liczba atomowa $Z$)

   **Szukane:**
   liczba $p^+$ = ?
   liczba $n^0$ = ?
   liczba $e^-$ = ?
2. $Z$ = liczba protonów ($p^+$), $p^+ = 11$
   liczba $p^+$ jest równa liczbie $e^-$
3. $n^0 = A - Z$ $\quad n^0 = 23 - 11$ $\quad n^0 = 112$
4. W atomie sodu $^{23}_{11}Na$ znajduje się 11 $p^+$, 12 $n^0$ i 11 $e^-$.

## Izotopy

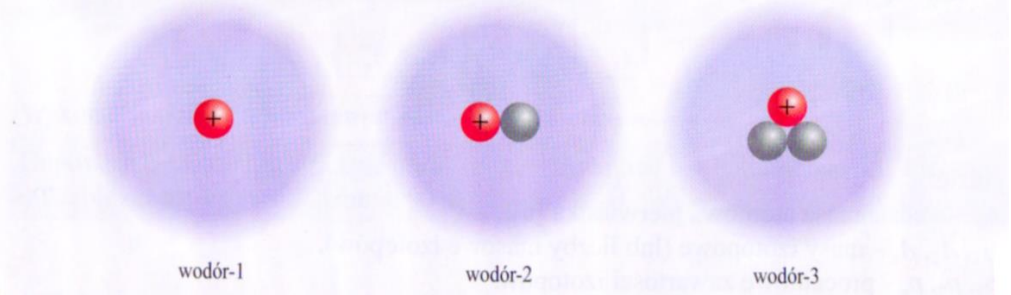
W odróżnieniu od liczby protonów, która jest taka sama we wszystkich jądrach atomów danego pierwiastka, liczba neutronów może się nieco różnić. Niektóre atomy chloru ($Z = 17$) mają w jądrze 18 neutronów, a pozostałe – o dwa więcej, czyli 20. Na każde 4 atomy chloru przypadają 3 atomy z mniejszą liczbą neutronów i 1 atom z większą. Chlor jest więc mieszaniną dwóch rodzajów atomów.

**Izotopy** są to odmiany tego samego pierwiastka o różnej liczbie neutronów w jądrze.

Izotopy mają takie same właściwości chemiczne, różnią się jednak nieznacznie właściwościami fizycznymi. Po rozdzieleniu pierwiastka na poszczególne izotopy, każdy ma nieco inną gęstość, temperaturę topnienia i wrzenia itd. (tab. 1.5

- $^1H$ – *prot*,
- $^2H$ – *deuter*,
- $^3H$ – *tryt*.

Wodór naturalny (występujący w przyrodzie) zawiera 1 atom deuteru na ok. 6000 atomów protu. Tryt jest spotykany jeszcze rzadziej i to tylko w górnych warstwach atmosfery!

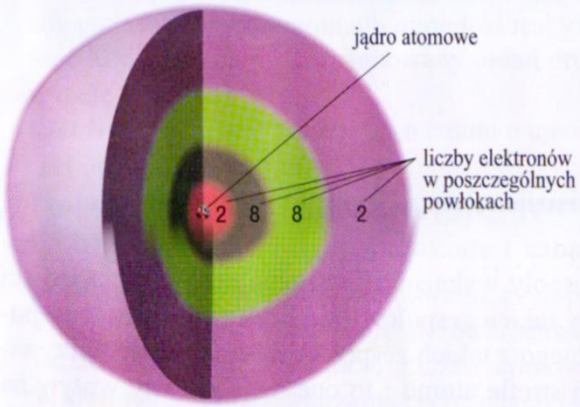


wodór-1 wodór-2 wodór-3

Temat 2: Konfiguracja elektronowa atomu – powłokowa i podpowłokowa.

**Powłoka elektronowa** jest to zespół elektronów o zbliżonych energiach.

Elektrony należące do jednej powłoki poruszają się w ten sposób, że znajdują się w przestrzeni zawartej między dwiema sferami o wspólnym środku (rys. 1.12.), czyli w tzw. **warstwie kulistej**. Im więcej elektronów w atomie, tym więcej może być powłok i odpowiadających im warstw.




Rys. 1.12. Model atomu wapnia z zaznaczonymi warstwami kulistymi, czyli powłokami

**Liczba powłok elektronowych jest równa numerowi okresu w tablicy Mendelejewa, do którego należy dany pierwiastek**. Na przykład atom wapnia ma 4 powłoki, a więc 4 warstwy, ponieważ pierwiastek ten należy do czwartego okresu. Jednocześnie atom wapnia (rys. 1.12.) zawiera 20 elektronów, ponieważ jego liczba atomowa $Z = 20$. W pierwszej, najbliższej jądra powłoce, są 2 elektrony, w drugiej – 8, w trzeciej – 8 i w czwartej – zewnętrznej – 2.

Liczba powłok elektronowych w atomach znanych pierwiastków nie przekracza siedmiu. Zwróć uwagę na liczbę okresów w tablicy Mendelejewa. Kolejne powłoki oznacza się dużymi literami, stanowiącymi fragment alfabetu:

| Numer powłoki $n$ | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Symbol powłoki | $K$ | $L$ | $M$ | $N$ | $O$ | $P$ | $Q$ |

Najbliżej jądra poruszają się elektrony powłoki $K$, najdalej – elektrony powłoki $Q$. Dzięki tym symbolom określenie „powłoka $M$" jest równoznaczne z określeniem „powłoka numer 3 – licząc od jądra". Im wyższy numer powłoki, tym dalej od jądra znajduje się odpowiadająca mu warstwa i tym słabsze są siły wiążące elektrony z jądrem. W miarę jak rosną numery powłok, wzrasta też energia należących do nich elektronów.

Maksymalna liczba elektronów w powłoce jest określona iloczynem $2n^2$, w którym symbol $n$ oznacza numer powłoki. Na przykład:

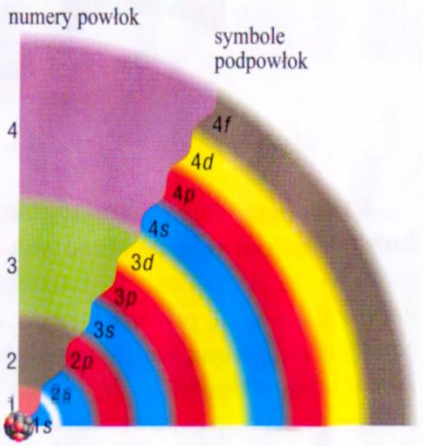
| Numer powłoki $n$ | 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|
| Symbol powłoki | $K$ | $L$ | $M$ | $N$ | $O$ | $P$ | $Q$ |
| Maksymalna liczba elektronów | 2 | 8 | 18 | 32 | 50 | 72 | 98 |

## Elektronowa konfiguracja podpowłokowa

Elektrony tworzące powłokę mają energię zbliżoną, ale nie taką samą. W obrębie powłoki można podzielić elektrony na mniejsze zespoły o równej energii.

**Podpowłoka elektronowa** jest to zespół elektronów o jednakowych energiach.

Każda powłoka zawiera inną liczbę podpowłok. Liczba podpowłok w danej powłoce jest równa numerowi powłoki, np. czwarta powłoka ma ich cztery, a powłoka pierwsza ma formalnie jedną podpowłokę (rys. 1.13.).




Rys. 1.13. Warstwowy model podpowłok w czterech kolejnych powłokach licząc od jądra

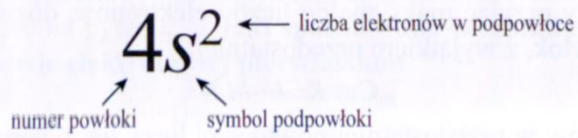
Podpowłoki oznacza się symbolami literowymi *s*, *p*, *d*, *f*, *g*, *h*, *i*. Dalsze treści w tym podręczniku ograniczymy do analizy czterech podpowłok: *s*, *p*, *d* oraz *f*.

Elektrony należące do określonych podpowłok nazywa się, odpowiednio, elektronami *s*, elektronami *p* itd. Przykład:

- pierwsza powłoka zawiera tylko elektrony *s* oznaczane symbolem 1*s*,
- druga powłoka zawiera dwie podpowłoki – *s* oraz *p* – którym odpowiadają symbole 2*s* i 2*p*,
- w trzeciej powłoce występują trzy podpowłoki – *s*, *p*, *d*, – zapisywane jako 3*s*, 3*p*, 3*d*,
- podpowłoka *f* pojawia się dopiero w czwartej powłoce, w której skład wchodzą podpowłoki: 4*s*, 4*p*, 4*d*, 4*f*.

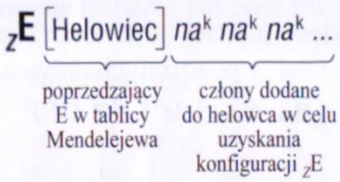
W każdej powłoce najniższą energię mają elektrony należące do podpowłoki *s*, nieco wyższą energię mają elektrony *p*, jeszcze wyższą – *d*. Również w tej kolejności wzrasta odległość między jądrem i warstwą kulistą, w której elektrony danej podpowłoki przebywają najczęściej.

Umowny zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej stanowi ciąg symboli typu $na^k$ ($n$ – numer powłoki, $a$ – symbol podpowłoki, $k$ – liczba elektronów w podpowłoce). Ostatni człon, $4s^2$ (czyt. *cztery es dwa*), informuje o istnieniu dwóch elektronów w podpowłoce $s$ czwartej powłoki:




## Skrócony zapis konfiguracji elektronowej

Podpowłokową konfigurację elektronową można przedstawić tzw. *zapisem skróconym*. Składa się on z ujętego w nawiasie symbolu helowca (kończącego poprzedni okres w układzie okresowym) oraz członów $na^k$ dla elektronów, które należy dopisać, aby uzyskać konfigurację atomu określonego pierwiastka:




Przykłady pełnych i skróconych konfiguracji elektronowych wybranych pierwiastków:

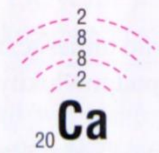
| | $_{19}$K | $_{17}$Cl |
|---|---|---|
| Pełna konfiguracja podpowłokowa | $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ | $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ |
| Skrócona konfiguracja podpowłokowa | $[_{18}\text{Ar}]\ 4s^1$ | $[_{10}\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^5$ |

## Elektronowa konfiguracja powłokowa (treści nieobowiązkowe)

Rozmieszczenie elektronów w powłokach, czyli **elektronową konfigurację powłokową**, można przedstawić zapisem składającym się z symboli literowych powłok zajętych przez elektrony i prawych górnych indeksów określających liczbę elektronów w powłoce. Na przykład dla atomu wapnia:

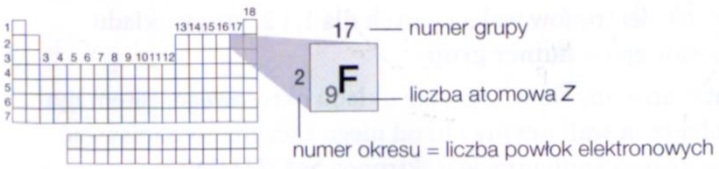
$_{20}$**Ca**: $K^2\ L^8\ M^8\ N^2$

Konfigurację powłokową można też przedstawić w postaci rysunku:



## W jaki sposób ustalić powłokową konfigurację elektronową atomu fluoru?

**Podaj powłokową konfigurację elektronową atomu fluoru i narysuj uproszczony model atomu tego pierwiastka chemicznego.**

1 

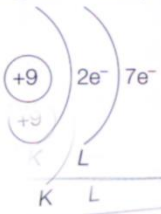

Fluor znajduje się w **2**. okresie układu okresowego, a więc jego atom ma **2** powłoki elektronowe: ***K*** i ***L***.

2 liczba atomowa $Z$ = liczba $p^+$
liczba $p^+$ jest równa liczbie $e^-$
liczba $p^+ = 9$ **liczba $e^- = 9$**

3 Liczba elektronów walencyjnych dla grup 13.–18. układu okresowego = **numer grupy – 10**.

Fluor znajduje się w 17. grupie układu okresowego, zatem ma 7 **elektronów walencyjnych** (17 – 10 = 7), i to od nich zaczynamy zapisywać powłokową konfigurację elektronową: $K^xL^7$. Następnie do pierwszej powłoki elektronowej $K$ przypisujemy pozostałe 2 **elektrony** (9 – 7 = 2), zatem: $K^2L^7$.

4 Powłokowa konfiguracja elektronowa atomu fluoru to: $K^2L^7$.
Uproszczony model atomu:




1 Określ liczbę powłok elektronowych i ich symbole.

2 Ustal liczbę $e^-$ i liczbę $p^+$.

3 Ustal liczbę $e^-$ walencyjnych.

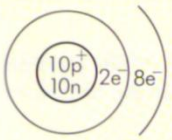
4 Napisz odpowiedź i narysuj uproszczony model atomu.

Temat 3: Wiązania chemiczne.

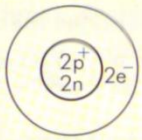
## Podział wiązań chemicznych

Atomy gazów szlachetnych mają na powłoce walencyjnej **8 elektronów** (**oktet elektronowy**). Wyjątkiem jest hel, który ma **2 elektrony** (**dublet elektronowy**). Taka budowa atomów jest bardzo trwała, dlatego gazy szlachetne trudno tworzą związki chemiczne i nie ulegają reakcjom chemicznym. Pozostałe pierwiastki dążą do uzyskania tak trwałych konfiguracji. Trwałą konfigurację helowca mogą uzyskać przez:

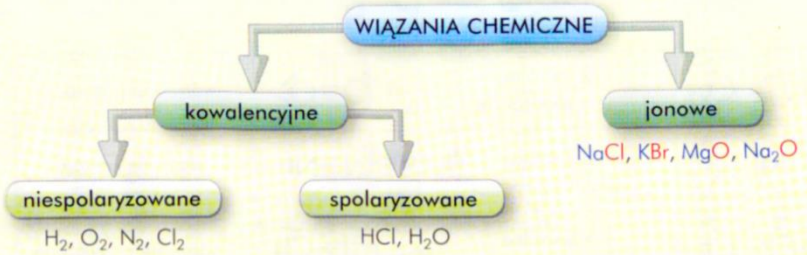
- oddanie elektronów walencyjnych,
- pobranie elektronów walencyjnych,
- uwspólnienie elektronów walencyjnych.




Uproszczony model atomu neonu

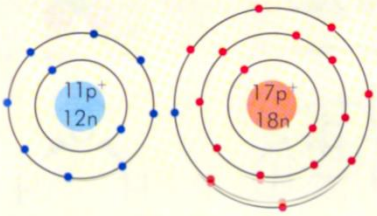


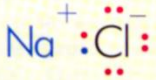

Uproszczony model atomu helu




## Wiązania jonowe

Wiązanie jonowe polega na elektrostatycznym przyciąganiu się jonów dodatnich i ujemnych.

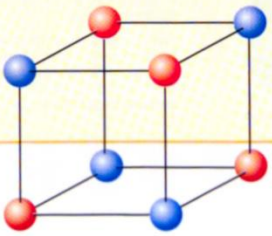


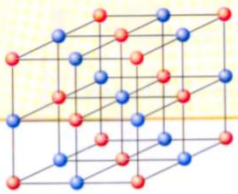



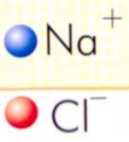

Wiązanie jonowe

Atom sodu oddaje 1 elektron atomowi chloru. Atom sodu zostaje kationem – na ostatniej powłoce uzyskuje konfigurację gazu szlachetnego – oktet elektronowy (identyczną konfigurację elektronową ma neon).

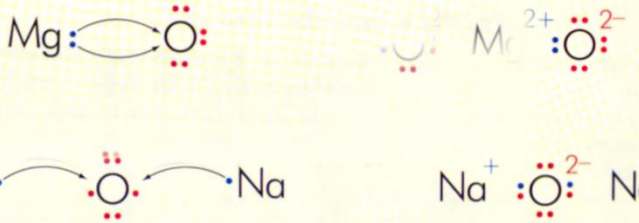
Wiązanie jonowe jest charakterystyczne dla substancji krystalicznych, na przykład cząsteczek chlorku sodu – soli kuchennej.





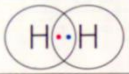
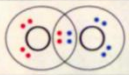
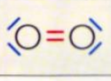
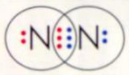
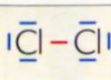


Wiązanie jonowe występuje także w cząsteczkach tlenków magnezu, wapnia i sodu.




## Wiązania kowalencyjne niespolaryzowane

Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane polega na utworzeniu wspólnych par elektronów pomiędzy łączącymi się atomami. Jeśli łączą się atomy tych samych pierwiastków, to powstają **cząsteczki homoatomowe**.

| Wzory elektronowe kropkowe | | Wzory elektronowe kreskowe | |
|---|---|---|---|
|  | 1 wspólna para elektronów |  | wiązanie pojedyncze |
|  | 2 wspólne pary elektronów |  | wiązanie podwójne |
|  | 3 wspólne pary elektronów |  | wiązanie potrójne |
|  | 1 wspólna para elektronów |  | wiązanie pojedyncze |

## Wiązania kowalencyjne spolaryzowane

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane polega na utworzeniu wspólnych par elektronów przesuniętych w kierunku atomu o większej liczbie elektronów. Kiedy łączą się atomy różnych pierwiastków, to powstają **cząsteczki heteroatomowe**, na przykład HCl, $H_2O$, $CO_2$.

## Woda

Cząsteczka wody ma budowę dipolową – ma dwa bieguny: jeden „+", drugi „–". Dipolowa budowa cząsteczek wody ma bardzo duży wpływ na właściwości tej substancji. Konsekwencją takiej budowy jest między innymi:

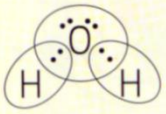
- tworzenie różnych kształtów płatków śniegu,
- mniejsza gęstość lodu niż wody (lód pływa po wodzie),
- to, że woda jest doskonałym rozpuszczalnikiem.

$H_2O$

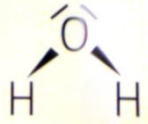
Wzór sumaryczny



Model cząsteczki wody



Wzór elektronowy



Wzór strukturalny (kreskowy)



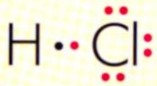
Dipol wodny

Atomy wodoru uzyskują dublet elektronowy (dwa elektrony) – upodabniają się do konfiguracji elektronowej, którą ma hel – najbliższy im w układzie okresowym gaz szlachetny.

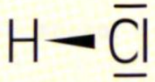
Atom tlenu uzyskuje na powłoce walencyjnej oktet elektronowy (8 elektronów) – upodabnia się do konfiguracji elektronowej, którą ma argon – najbliższy mu w układzie okresowym gaz szlachetny.

## Kwas solny

Atom wodoru przesuwa swój 1 elektron w kierunku atomu chloru i tworzy wspólną parę elektronową z atomem chloru.



Wzór elektronowy



Wzór strukturalny (kreskowy)

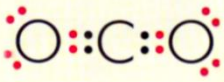


Model cząsteczki chlorowodoru

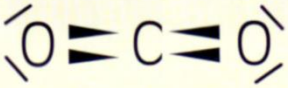
Atom chloru uzyskuje na powłoce walencyjnej oktet elektronowy – upodabnia się do konfiguracji elektronowej, którą ma argon – najbliższy mu w układzie okresowym gaz szlachetny.

## Tlenek węgla(IV)

W cząsteczce tlenku węgla(IV) występuje także wiązanie kowalencyjne. Ta cząsteczka ma budowę liniową, dlatego nie tworzy struktury dipolowej. Jest to cząsteczka niepolarna.



Wzór elektronowy



Wzór strukturalny (kreskowy)



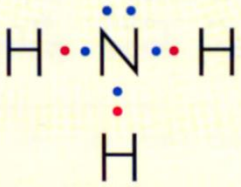
Model cząsteczki

## Amoniak

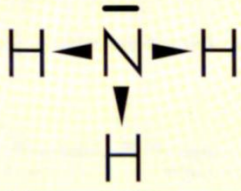
Atom azotu ma 5 elektronów walencyjnych. Aby upodobnić się do konfiguracji najbliższego gazu szlachetnego, czyli do neonu, potrzebuje jeszcze 3 elektronów.



Atom wodoru ma 1 elektron walencyjny H•. Aby upodobnić się do konfiguracji najbliższego gazu szlachetnego, czyli do helu, potrzebuje jeszcze 1 elektronu. Dlatego 1 atom azotu połączy się aż z 3 atomami wodoru.



Azot jest pierwiastkiem silniej przyciągającym elektrony, dlatego wspólne pary elektronowe, które utworzą te dwa pierwiastki, zostaną przesunięte w stronę azotu.



Temat 4: Ważne pojęcia z działu „Budowa atomu” – do egzaminu końcowego.

## Ważne pojęcia:

- **Ziarnistość (nieciągłość) materii** – nazwa cechy wyrażającej budowę materii z drobin.
- **Drobina** – układ zbudowany z jąder i elektronów. Drobiny są podstawowym elementem chemicznej struktury substancji. Każda substancja to zbiór określonych drobin. Do drobin należą np. atomy, cząsteczki i jony.
- **Atom** – drobina elektroobojętna zawierająca jedno jądro. Atom jest najmniejszą porcją pierwiastka chemicznego, która zachowuje jego właściwości chemiczne.
- **Jądro atomowe** – centralna część atomu skupiająca cały ładunek dodatni atomu i niemal całą jego masę.
- **Promień atomowy** – połowa odległości między dwoma sąsiednimi jądrami w krysztale ciała stałego.
- **Sieć krystaliczna** – uporządkowany układ drobin – atomów, cząsteczek lub jonów w ciele stałym.
- **Elektron** (symbol $e^-$) – cząstka o ładunku ujemnym i masie niemal 2000 razy mniejszej od najlżejszego jądra.
- **Proton** (symbol p) – składnik jądra o masie ok. 1 u i jednym ładunku dodatnim.
- **Neutron** (symbol n) – elektrycznie obojętny składnik jądra atomowego o masie ok. 1 u.
- **Nukleon** – składnik jądra atomowego, czyli proton lub neutron.
- **Liczba atomowa** (symbol $Z$) – liczba ładunków dodatnich w jądrze; jest zatem równa liczbie protonów w jądrze. Liczba atomowa jest także równa liczbie elektronów w atomie i jest niepowtarzalną cechą charakterystyczną pierwiastka chemicznego.
- **Pierwiastek chemiczny** – zbiór atomów o takiej samej liczbie atomowej.
- **Izotopy** – odmiany tego samego pierwiastka różniące się liczbą neutronów w jądrze, np. $^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$, $^{18}_{8}O$. Izotopy mają takie same właściwości chemiczne, a różnią się nieznacznie właściwościami fizycznymi.
- **Liczba masowa** (symbol $A$) – liczba nukleonów w jądrze, czyli suma liczby protonów i neutronów. Liczba masowa jest cechą izotopu, a nie pierwiastka.
- **Nuklid** – atom o określonej liczbie atomowej $Z$ i liczbie masowej $A$, np. $^{235}_{92}U$. Niektóre pierwiastki są zbiorami jednakowych nuklidów (np. $^{19}_{9}F$, $^{23}_{11}Na$, $^{27}_{13}Al$), ale większość z nich to mieszanina różnych nuklidów, które względem siebie są izotopami (np. $^{32}_{16}S$, $^{33}_{16}S$, $^{34}_{16}S$).
- **Masa atomowa** – masa atomu wyrażona w atomowych jednostkach masy [u].
- **Atomowa jednostka masy** [u] – jednostka masy używana do wyrażania mas drobin. Do przeliczenia mas wyrażonych w atomowych jednostkach masy na masy wyrażone w gramach (lub odwrotnie) wykorzystuje się zależność:
  $1\ g = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ u$ lub $1u = 1{,}66 \cdot 10^{-24}\ g$
- **Średnia masa atomowa pierwiastka** (wyrażona w atomowych jednostkach masy [u]) – średnia ważona z mas izotopowych w występującej w przyrodzie mieszaninie jego izotopów.

## Ważne pojęcia:

- **Konfiguracja powłokowa** – rozmieszczenie elektronów w powłokach. Konfigurację tę zapisuje się w postaci kolejnych liter alfabetu oznaczających powłoki (uporządkowane od najbliższej jądra do najdalszej) i prawych górnych indeksów określających liczbę elektronów w danej powłoce, np.
  ${}_{15}\mathrm{P}$: $K^2L^8M^5$
- **Podpowłokowa konfiguracja** – rozmieszczenie elektronów w powłokach i podpowłokach, np.
  ${}_{15}\mathrm{P}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$
  Konfigurację podpowłokową można ustalić na podstawie znanej konfiguracji powłokowej.
- **Skrócony zapis konfiguracji elektronowej** – składa się z ujętego w nawias symbolu helowca oraz członów $na^k$ opisujących elektrony rdzenia i elektrony walencyjne, które należy dopisać, aby uzyskać konfigurację elektronową pierwiastka, np.
  ${}_{15}\mathrm{P}$: $[{}_{10}\mathrm{Ne}]\ 3s^2\ 3p^3$

## Ważne pojęcia:

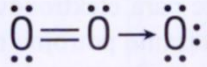
- **Prawo okresowości** (w ujęciu makroskopowym) mówi o tym, że właściwości pierwiastków zmieniają się okresowo ze wzrostem liczby atomowej.
- **Prawo okresowości** (w ujęciu mikroskopowym) mówi o tym, że konfiguracje elektronowe pierwiastków są funkcją okresową liczby atomowej.
- **Tablica Mendelejewa**, czyli **układ okresowy pierwiastków** – tablica wszystkich pierwiastków uporządkowanych w kolumny pionowe – grupy, i szeregi poziome – okresy. Zarówno w grupach jak i w okresach wzrasta liczba atomowa $Z$ pierwiastków i niemal zawsze wzrasta ich masa atomowa.
- **Grupa** – pionowa kolumna zawierająca pierwiastki o podobnych właściwościach. Jest kolumną pierwiastków, których atomy mają ten sam, niepowtarzalny typ konfiguracji walencyjnej i tę samą liczbę elektronów walencyjnych. **Grupy główne**: 1., 2. i od 13. do 18. **Grupy poboczne**: od 3. do 12.
- **Okres** – uporządkowany według wzrastających liczb atomowych szereg pierwiastków o właściwościach zmieniających się stopniowo, których atomy zawierają identyczną liczbę powłok elektronowych.
- **Blok konfiguracyjny (energetyczny)** – zbiór pierwiastków o określonym typie konfiguracji walencyjnej. Liczba grup w bloku konfiguracyjnym jest równa pojemności podpowłoki, którą zajmują elektrony w atomach pierwiastków tego bloku.
- **Blok *s*** – fragment tablicy Mendelejewa obejmujący pierwiastki grupy 1. i 2. oraz hel, czyli zawierający tzw. pierwiastki *s*-elektronowe, w których nowo przybywające elektrony zajmują podpowłokę $ns$.
- **Blok *p*** – fragment tablicy Mendelejewa obejmujący pierwiastki grup od 13. do 18., czyli zawierający tzw. pierwiastki *p*-elektronowe, w których nowo przybywające elektrony zajmują podpowłokę $np$.
- **Blok *d*** – fragment tablicy Mendelejewa obejmujący pierwiastki grup od 3. do 12., czyli zawierający tzw. pierwiastki *d*-elektronowe, w których nowo przybywające elektrony zajmują podpowłokę $(n–1)d$.
- **Blok *f*** – fragment tablicy Mendelejewa obejmujący lantanowce i aktynowce, czyli zawierający tzw. pierwiastki *f*-elektronowe, w których nowo przybywające elektrony zajmują podpowłokę $(n–2)f$.
- **Elektrony walencyjne** – elektrony biorące udział w tworzeniu wiązań chemicznych. Są to elektrony słabo związane z jądrem, poruszające się w zewnętrznej strefie atomu. Do elektronów walencyjnych należą:

| W atomach pierwiastków bloku *s* | W atomach pierwiastków bloku *p* | W atomach pierwiastków bloku *d* | W atomach pierwiastków bloku *f* |
|---|---|---|---|
| $ns$ | $ns$, $np$ | $ns$, $(n–1)d$ | $ns$, $(n–1)d$, $(n–2)f$ |

- **Rdzeń atomowy (zrąb atomowy)** – część atomu składająca się z jądra i elektronów niewalencyjnych. Elektrony rdzenia atomowego nie uczestniczą w tworzeniu wiązań chemicznych.
- **Konfiguracja walencyjna** – fragment konfiguracji elektronowej dotyczący elektronów walencyjnych. Konfiguracja walencyjna decyduje o podstawowych właściwościach chemicznych pierwiastka.

## Ważne pojęcia:

- **Wiązanie kowalencyjne (atomowe)** – wiązanie utworzone przez uwspólnienie elektronów. Atomy, które uwspólniły elektrony, przekształcają się w cząsteczkę.
- **Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane** – wiązanie tworzące się przez uwspólnienie elektronów pomiędzy atomami niemetali, które nie różnią się elektroujemnością lub różnią się nieznacznie. Umownie przyjmuje się, że różnica elektroujemności łączących się atomów nie powinna być większa niż 0,4, np. w metanie $CH_4$.
- **Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane** – wiązanie tworzące się przez uwspólnienie elektronów pomiędzy atomami niemetali, które różnią się elektroujemnością. Umownie przyjmuje się, że różnica elektroujemności łączących się atomów nie powinna być większa niż 1,7, np. w tetrafluorometanie $CF_4$.
- **Wiążące (wspólne) pary elektronowe** – elektrony poruszające się wokół dwóch sąsiadujących jąder.
- **Wiązanie pojedyncze** – wiązanie kowalencyjne utworzone przez uwspólnienie jednej pary elektronowej.
- **Wiązanie wielokrotne** – wiązanie kowalencyjne utworzone przez uwspólnienie dwóch lub trzech par elektronowych.
- **Wartościowość pierwiastka** – w odniesieniu do wiązania kowalencyjnego jest równa liczbie elektronów, które atom uwspólnia. Przyczyną tworzenia różnej liczby wiązań chemicznych przez poszczególne pierwiastki jest różna liczba elektronów walencyjnych.
- **Ładunek cząstkowy (δ)** – ładunek powstający na atomach cząsteczki, w której wspólna para elektronów łączy różne atomy, wskutek silniejszego przyciągania tej pary przez jeden z nich.
- **Wiązanie koordynacyjne** – szczególny przypadek wiązania kowalencyjnego, w którym wspólna para elektronów pochodzi od jednego z atomów i uzupełnia powłokę walencyjną drugiego atomu. Wiązanie koordynacyjne powstaje z wolnej pary elektronowej i we wzorze elektronowym jest zaznaczane strzałką – od donora do akceptora, np.



- **Donor** – atom dostarczający parę elektronów.
- **Akceptor** – atom uzupełniający powłokę walencyjną parą elektronów donora.