

I. CHEMIA OGÓLNA

1. Podstawowe pojęcia chemiczne

1. Podstawą pojęcia izotopu i definicji pierwiastka są liczby atomowa i masowa. Liczba atomowa to liczba protonów znajdujących się w jądrze atomu danego pierwiastka. Liczba masowa jest sumą protonów i neutronów znajdujących się w jądrze. Pierwiastek stanowi zbiór atomów o tej samej liczbie atomowej, natomiast izotop jest zbiorem atomów o tej samej liczbie atomowej i tej samej liczbie masowej.
2.
 - a) Liczba masowa została zdefiniowana w odp. 1/1. Masa atomowa jest masą średniego składu izotopowego atomów danego pierwiastka wyrażoną w jednostkach masy atomowej (u).
 - b) W odróżnieniu od masy atomowej, masę pojedynczego atomu wyraża się w typowych jednostkach masy tj. w gramach lub kilogramach. Jest to jednak wielkość tak mała (rzędu 10^{-27} - 10^{-25} kg), że posługiwanie się nią w praktyce jest niewygodne i dlatego korzystamy zwykle z jednostek masy atomowej.
 - c) Liczba porządkowa określa położenie pierwiastka w układzie okresowym i pozwala podać, ile protonów znajduje się w jądrze atomowym danego pierwiastka oraz ile elektronów występuje na orbitach. Co do wartości jest ona równa liczbie atomowej pierwiastka (por. odp. 1/1).
3. Zapis ${}_Z^AX$ oznacza pierwiastek o symbolu X, o liczbie atomowej Z i liczbie masowej A. Liczba atomowa informuje o liczbie protonów (n_p) i elektronów (n_e) w atomie (por. odp. 1/2):

$$Z = n_p = n_e$$

Liczba masowa jest równa sumie protonów i neutronów (n_n) w jądrze:

$$A = Z + n_n = n_p + n_e$$

4. Wynika to z występowania w przyrodzie izotopów danego pierwiastka, którego masę atomową M oblicza się wówczas ze wzoru:

$$M = \frac{p_1 \cdot M_1 + p_2 \cdot M_2 + \dots + p_n \cdot M_n}{100}$$

gdzie: $M_1, M_2 \dots M_n$ – liczby masowe poszczególnych izotopów danego pierwiastka,
 $p_1, p_2 \dots p_n$ – udział procentowy poszczególnych izotopów w przyrodzie.

5. Zgodnie z definicją molem substancji nazywamy jednostkę liczności materii, która zawiera tyle samo atomów, jonów czy cząsteczek (ogólnie jednostek strukturalnych materii), ile atomów zawartych jest w 0,012 kg izotopu węgla ^{12}C . Tak sformułowana definicja mola wynika z tego, że nie potrafimy podać dokładnej liczby atomów węgla zawartych w 12 g (0,012 kg) izotopu ^{12}C . Z dużym przybliżeniem podaje ją liczba Avogadry ($6,02 \cdot 10^{23}$).

6. Ponieważ dla wyrażenia mas atomów i cząsteczek jest niewygodnie posługiwać się ich masami rzeczywistymi (por. odp. 2/1), przyjęto umowną jednostkę masy atomowej odpowiadającą 1/12 masy izotopu węgla ^{12}C . Oznacza się ją symbolem u (od słowa angielskiego unit – jednostka):

$$u = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Została ona tak dobrana, aby uzyskać masy atomowe pierwiastków większe od jedności np. masa atomowa najbliższego pierwiastka wodoru wynosi 1,0079 u . Za pomocą jednostki masy atomowej można praktycznie wyrazić masę każdego obiektu materialnego. Masa protonu wynosi 1,0073 u , neutronu 1,0087 u a elektronu jest 1836 razy mniejsza od masy protonu i wynosi 0,00055 u .

7. Masę atomu lub cząsteczki oblicza się dzieląc masę molową (M) danego pierwiastka lub związku chemicznego przez liczbę Avogadry (N_A):

$$a) \quad m_N = \frac{M_N}{N_A} = \frac{14 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomów}} = 2,33 \cdot 10^{-23} \text{ g/atom}$$

$$b) \quad m_{N_2} = \frac{M_{N_2}}{N_A} = \frac{28 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek}} = 4,65 \cdot 10^{-23} \text{ g/cząsteczkę}$$

$$c) \quad \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek } N_2 \text{ ma masę } 28 \text{ g}}{10 \text{ cząsteczek } N_2 \text{ ma masę } x}$$

$$x = 4,65 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

Można również skorzystać z obliczonej już wcześniej masy 1 cząsteczki azotu:

$$10 \cdot 4,65 \cdot 10^{-23} = 4,65 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

- d) 28 g azotu czyli 1 mol azotu (1 mol dowolnego gazu) w warunkach normalnych ($t = 0^\circ\text{C}$ $p = 1013 \text{ hPa}$) zajmuje objętość $22,4 \text{ dm}^3$. Stąd można obliczyć, jaką masę (m) mają 2 dm^3 azotu w warunkach normalnych:

$$\frac{28 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 2 \text{ dm}^3}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}} = 2,5 \text{ g}$$

8. $\frac{6,02 \cdot 10^{22} \text{ cząsteczek } C_2H_5-OH \text{ ma masę } 4,6 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek (1 mol)} \quad - \quad x}$

$$x = 46 \text{ g/mol}$$

$$9. \quad M_{Cl} = \frac{77,5\% \cdot 35u + 22,5\% \cdot 37u}{100\%} = 35,45u \quad (\text{por. odp. 4/1})$$

- 10.** Oznaczmy przez x_1 i x_2 procentową zawartość izotopów miedzi o masach atomowych odpowiednio 63 u i 65 u, zatem:

$$x_1 + x_2 = 100\%$$

Z drugiej strony wiadomo, że:

$$\frac{63x_1 + 65x_2}{100} = 63,5\text{u} \quad (\text{por. odp. 4/1})$$

Rozwiązując układ równań otrzymujemy 75% ^{63}Cu i 25% ^{65}Cu .

- 11.** Masę molową pierwiastka obliczamy mnożąc masę jednego atomu tego pierwiastka przez liczbę atomów występujących w 1 molu (liczbę Avogadry):

$$1,063 \cdot 10^{-22} \frac{\text{g}}{\text{atom}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{atom}}{\text{mol}} = 64,0 \text{ g/mol}$$

- 12.** Obliczamy masy molowe (M) soli bezwodnej i uwodnionej:

$$M_{\text{CuSO}_4} = 160 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 250 \text{ g/mol}$$

Liczbę moli (n) obliczamy ze wzoru:

$$n = \frac{m}{M} \quad \text{gdzie } m - \text{masa naważki}$$
$$n_{\text{CuSO}_4} = \frac{1,6 \text{ g}}{160 \text{ g/mol}} = 0,01 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{2,5 \text{ g}}{250 \text{ g/mol}} = 0,01 \text{ mol}$$

W obu naważkach znajduje się jednakowa liczba moli siarczanu(VI) miedzi(II).

- 13.** Przyjmijmy, że naważki mają masę m. W każdej z nich znajduje się $\frac{m}{M}$

moli danego pierwiastka. Ponieważ najmniejszą masę molową

z wymienionych metali ma sód (23 g/mol), stąd największą wartość $\frac{m}{M}$

otrzyma się dla sodu. Najwięcej moli, a zatem i najwięcej atomów będzie zawierała naważka sodu.

14. a) W jednym atomie wodoru znajduje się jeden elektron. W 1 g czyli w 1 molu atomów wodoru znajduje się więc $6,02 \cdot 10^{23}$ elektronów (liczba Avogadry).
- b) 1 atom azotu ma 7 elektronów, a cząsteczka – 14.
w 28 g N_2 (1 mol) znajduje się $6,02 \cdot 10^{23} \cdot 14$ elektronów
w 1 g N_2 znajduje się – x elektronów
-
- $x = 3,011 \cdot 10^{23}$ elektronów

15. Zgodnie z prawem Avogadry głoszącym, że w równych objętościach różnych gazów w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury znajduje się jednakowa liczba cząsteczek, w 10 dm^3 chloru (a) i wodoru (b) będzie tyle samo cząsteczek tych gazów, czyli:

$$\frac{6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{cząst.}}{\text{mol}} \cdot 10 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}} = 2,69 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek}$$

Hel jako gaz szlachetny nie występuje w postaci cząsteczek. Jego objętość molowa wynosi także $22,4 \text{ dm}^3$, ale w niej znajduje się $6,02 \cdot 10^{23}$ pojedynczych atomów. W 10 dm^3 helu w warunkach normalnych będzie więc $2,69 \cdot 10^{23}$ atomów.

16. a) Mol cząsteczek wodoru zawierający $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ atomów zajmuje objętość $22,4 \text{ dm}^3$ w warunkach normalnych; podana w zadaniu liczba atomów znajdzie się w objętości:

$$V = \frac{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} \cdot 1 \cdot 10^{25} \text{ atomów}}{2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{atom}}{\text{mol}}} = 186 \text{ dm}^3$$

- b) chcąc przeliczyć tę objętość na inne warunki korzystamy z jednej z form równania Clausiusa – Clapeyrona:

$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p_1 \cdot V_1}{T_1}$$

przy czym $V_0=186 \text{ dm}^3$, $p_0=1013 \text{ hPa}$, $T_0=273\text{K}$

$V_1=x$, $p_1=900 \text{ hPa}$, $T_1=273+30=303\text{K}$

$V_1=232,4 \text{ dm}^3$

- 17.** W 1 molu H_2SO_4 znajduje się tyle samo moli atomów siarki co w 1 molu SO_2 (cząsteczki obu związków mają po jednym atomie

siarki). Ponieważ $9,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4$ stanowi $\frac{9,8 \text{ g}}{98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,1 \text{ mola}$, więc tyle

samo atomów siarki będzie znajdować się w $0,1 \text{ mola SO}_2$.

1 mol SO_2 zajmuje objętość $22,4 \text{ dm}^3$ (w war. normalnych)

$0,1 \text{ mola SO}_2$ zajmie objętość – x

$x = 2,24 \text{ dm}^3$

- 18.** Wszystkie wymienione w zadaniu substancje z wyjątkiem wody są gazami w temperaturze pokojowej. W warunkach normalnych 1 mol każdego z tych gazów zajmuje objętość $22,4 \text{ dm}^3$, a w temperaturze pokojowej ich objętość nieznacznie zwiększy się. 18 cm^3 stanowić będzie niewielki ułamek mola tych gazów. 18 cm^3 wody ma masę wynoszącą w przybliżeniu 18 g , co odpowiada masie jej 1 mola . Znajduje się więc w niej $6,023 \cdot 10^{23}$ cząsteczek (liczba Avogadry); spośród wymienionych w zadaniu substancji zawiera ona najwięcej cząsteczek.

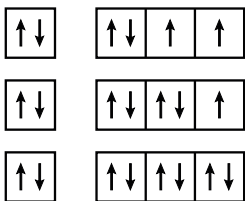
2. Budowa atomu

1. Średnica atomu jest rzędu 10^{-10} m, a średnica jądra jest o pięć rzędów mniejsza i wynosi 10^{-15} m. Jak duża jest odległość między jądrem a krążącymi wokół elektronami, niech wyjaśni następujące porównanie: jeśli atom miałby rozmiary stadionu, to latająca nad stadionem mucha odpowiadałaby swą wielkością jądra atomowego. Tak więc między jądrem a elektronami występuje „pusta przestrzeń”, a cała masa atomu skupiona jest w jądrze.
2. Pod pojęciem nukleonów rozumie się składniki jądra atomowego. Nukleonem jest więc zarówno proton jak i neutron. Nuklidami są natomiast atomy mające określony skład jądra atomowego (tzn. określoną liczbę protonów i neutronów). Nuklidami są zatem atomy dwóch różnych pierwiastków, a także izotopy danego pierwiastka.
3. Główna liczba kwantowa (n) charakteryzuje stan elektronu wynikający z jego odległości od jądra i jest związana z energią elektronu. Może ona przyjmować wartości od $n = 1$ do nieskończoności (oczywiście n może być tylko liczbą całkowitą!). Poboczna (orbitalna) liczba kwantowa (l) charakteryzuje stan elektronu związany z jego orbitalnym momentem pędu, czyli opisuje jego ruch wokół jądra. Orbitalny moment pędu określa iloczyn $m \cdot v \cdot r$ gdzie m , v – odpowiednio masa i prędkość elektronu, r – promień orbity. Poboczna liczba kwantowa przyjmuje wartości $l = 0, 1, 2, 3, \dots (n - 1)$.
Magnetyczna liczba kwantowa (m) charakteryzuje składową wektora orbitalnego momentu pędu elektronu i określa jego zachowanie w zewnętrznym polu magnetycznym. Moment pędu jest wielkością wektorową. Elektronowi wykonującemu ruch orbitalny odpowiada wektor momentu pędu, którego różne możliwe orientacje przestrzenne ujawniają się w zewnętrznym polu magnetycznym; dlatego magnetyczna liczba kwantowa m może przybierać wartości liczb całkowitych z zakresu $-l \leq m \leq l$. Spinowa liczba kwantowa (s) charakteryzuje własny moment pędu elektronu wykonującego ruch wewnętrzny (wirowanie). Konsekwencją tego

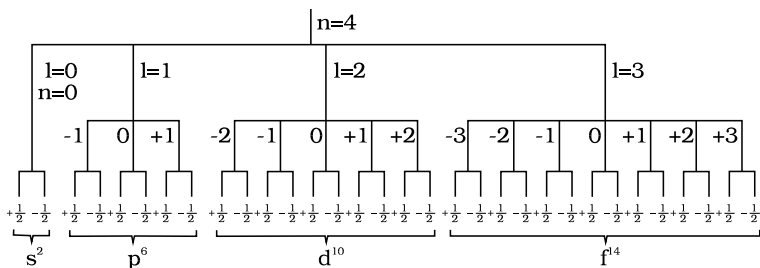
ruchu są właściwości magnetyczne elektronu; staje się on dipolem magnetycznym ($s=\frac{1}{2}$). Magnetyczna spinowa liczba kwantowa m_s charakteryzuje orientację przestrzenną wektora spinu; $m_s = -\frac{1}{2}, +\frac{1}{2}$.

4. a) $2n^2$, gdzie n – numer powłoki i $n = 1, 2, 3, \dots$
 b) $4l + 2$ gdzie l – numer podpowłoki i $l = 0, 1, 2, 3, \dots$
5. Zarówno zakaz Pauliego, jak i reguła Hunda dotyczą obsadzania elektronami orbitali atomowych. Według zakazu Pauliego w jednym atomie nie mogą występować dwa elektrony o takich samych wartościach liczb kwantowych, czyli inaczej – dany orbital mogą zajmować nie więcej niż dwa elektrony różniące się spinową liczbą kwantową. Reguła Hunda określa z kolei liczbę niesparowanych elektronów na danym orbitalu – powinna ona być jak największa. Zapełnianie podpowłok następuje w ten sposób, że najpierw orbitale obsadzane są elektronami o jednym spinie, a potem o spinie antyrównoległym. Poniżej przedstawiono przykład zapełniania orbitali powłoki $n = 2$, która zawiera podpoziom p trójkrotnie zdegenerowany na p_x , p_y i p_z .

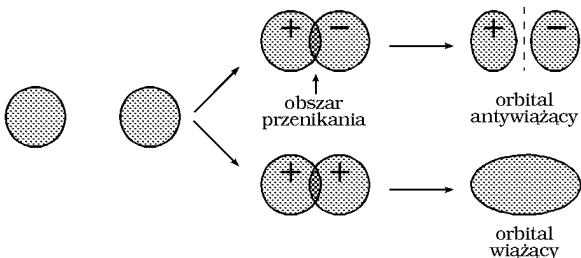
s	p_x	p_y	p_z
<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>	<div style="border: 1px solid black; width: 30px; height: 20px;"></div>	<div style="border: 1px solid black; width: 30px; height: 20px;"></div>	<div style="border: 1px solid black; width: 30px; height: 20px;"></div>
<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>	<div style="border: 1px solid black; width: 30px; height: 20px;"></div>	<div style="border: 1px solid black; width: 30px; height: 20px;"></div>
<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>	<div style="border: 1px solid black; width: 30px; height: 20px;"></div>
<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>
<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑↓</div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>	<div style="border: 1px solid black; padding: 2px; text-align: center;">↑</div>



6. por. także odp. 4 i 5/2.

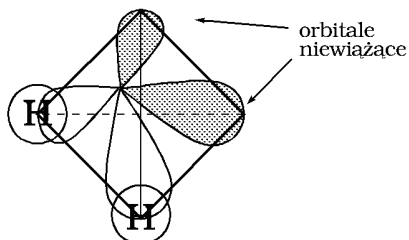


7. Orbitale atomowe mogą nakładać się na siebie tworząc orbitale cząsteczkowe wiążące i antywiązące np.



- Orbital wiążący to taki, który uczestniczy we wiązaniu i ma niższą energię od energii wyjściowych orbitali atomowych.
- Orbital antywiązący ma wyższą energię w stosunku do orbitali wyjściowych i w stanie podstawowym atomu nie jest obsadzany.
- Oprócz wyżej wymienionych orbitali w cząsteczce mogą istnieć tzw. orbitale niewiążące, których nazwa wywodzi się stąd, że nie

tworzą one wiązania np. atom tlenu w cząsteczce wody ma takie dwa orbitale obsadzone przez dwie pary elektronowe:



- d) Jeśli danemu poziomowi energetycznemu odpowiada n orbitali o jednakowej energii, to taki poziom nazywamy n -krotnie zdegenerowanym, a orbitale występujące na tym poziomie – orbitalami zdegenerowanymi. Najprostszym przykładem może być orbital p , który jest trzykrotnie zdegenerowany i daje orbitale p_x , p_y , p_z .

8. Stan podstawowy danego atomu to taki stan, w którym elektrony mają najniższą wartość energii. Wszystkie inne stany nazywają się wzbudzonymi.

9.

Pierwiastek	Stan elektronowy	Rozmieszczenie elektronów na zewnętrznej powłoce
węgiel	podstawowy wzbudzony	$2s^2 2p_{x1} 2p_{y1} 2p_z$ $2s^1 2p_{x1} 2p_{y1} 2p_{z1}$
tlen	tylko podstawowy	$2s^2 2p_{x2} 2p_{y1} 2p_{z1}$
azot	tylko podstawowy	$2s^2 2p_{x1} 2p_{y1} 2p_{z1}$
siarka	podstawowy wzbudzony	$3s^2 3p_{x2} 3p_{y1} 3p_{z1}$ $3s^2 3p_{x1} 3p_{y1} 3p_{z1} 3d^1$ $3s^1 3p_{x1} 3p_{y1} 3p_{z1} 3d^2$
chlor	podstawowy wzbudzony	$3s^2 3p_{x2} 3p_{y2} 3p_{z1}$ $3s^2 3p_{x2} 3p_{y1} 3p_{z1} 3d^1$

10. a) Konfiguracja C; aby nastąpiło wypełnienie podpowłoki 4p, podpowłoka 3d musi być całkowicie wypełniona elektronami. Powinno być zatem ...3d¹⁰ 4p³.
b) Konfiguracja B; na ostatniej powłoce znajduje się 8 elektronów (2s² 2p⁶).
c) Pierwiastek A – jednowartościowy (2s² 2p⁵), pierwiastek B – zerowartościowy (2s² 2p⁶).

11. a) 11 elektronów i 11 protonów.
b) w I grupie układu okresowego jako pierwiastek jednowartościowy (3s¹) i w trzecim okresie (3 powłoki elektronowe). Jest to pierwiastek bloku s.
c) wartościowość określa liczba elektronów na zewnętrznej powłoce – jest on jednowartościowy (3s¹).

12. Podanym w zadaniu cząsteczkom odpowiada następująca hybrydyzacja atomów i kształt przestrzenny:

- a) węgla w CH₄ – sp³ – tetraedr,
b) węgla w CH₂=CH₂ – sp² – płaski,
c) węgla w CH≡CH – sp – liniowy,
d) azotu w NH₃ – sp³ – tetraedr,
e) tlenu w H₂O – sp³ – tetraedr,
f) berylu w BeH₂ – sp – liniowy.

Przypomnijmy, że każdemu typowi hybrydyzacji odpowiada inna budowa przestrzenna cząsteczki, i tak:

- hybrydyzacji sp³ odpowiada budowa trójwymiarowa (tetraedr), a kąty między zhybrydizowanymi orbitalami wynoszą 104°-109°,
- hybrydyzacji sp² odpowiada budowa dwuwymiarowa (płaska) o kątach wynoszących 120°,
- hybrydyzacji sp odpowiada budowa jednowymiarowa (liniowa), a kąt między utworzonymi wiązaniami wynosi 180°.

Drugie pytanie zawarte w zadaniu jest podchwytliwe. Sugeruje ono, że na budowę przestrzenną cząsteczki ma wpływ hybrydyzacja atomów. W rzeczywistości jest inaczej. To typ hybrydyzacji dobiera się tak, aby tłumaczyć przestrzenną budowę cząsteczek, którą określa się na drodze eksperymentalnej. Należy pamiętać, że

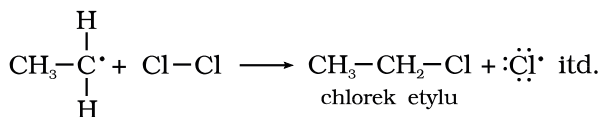
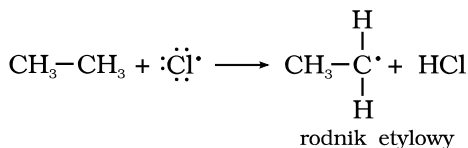
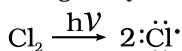
hybrydyzacja nie jest zjawiskiem realnie występującym w cząsteczkach. Jest jedynie elementem teorii tłumaczącej budowę elektronową cząsteczek, a z matematycznego punktu widzenia jest sumowaniem funkcji (orbitali).

13. W atomach pierwiastków grup głównych (bloku s i p) elektrony walencyjne znajdują się tylko na zewnętrznej powłoce. Atomy pierwiastków grup pobocznych (bloku d i f) mogą mieć elektrony walencyjne na ostatniej i przedostatniej powłoce, a nawet na dwóch przedostatnich.
14. Atomy zyskują konfigurację elektronową najbliższej znajdującego się w układzie okresowym gazu szlachetnego. I tak, jeśli atom oddaje elektrony to „traci” zewnętrzną powłokę elektronową zyskując konfigurację gazu szlachetnego z poprzedniego okresu, jeśli przyjmuje elektrony, to uzyskuje konfigurację elektronową gazu szlachetnego z tego samego okresu. W obu wypadkach prowadzi to do utworzenia trwałej, ośmioelektronowej powłoki zewnętrznej.
15. Przyczyną jest trwałość energetyczna powłoki walencyjnej. Wszystkie gazy szlachetne z wyjątkiem helu mają na zewnętrznej powłoce trwały oktet elektronowy.
16. Wodór nie ma ściśle określonego miejsca w układzie okresowym. Jako jednowartościowy może być umieszczany na początku I jak i VII grupy głównej. Niektórzy chemicy proponują go wstawić na początek IV grupy układu okresowego, ze względu na zapełnioną do połowy podpowłokę s (atomy pierwiastków IV grupy mają powłokę walencyjną zapełnioną w połowie w stosunku do oktetu).
17. Podstawowym kryterium porządkowania pierwiastków, jakie przyjął Mendelejew była masa atomowa pierwiastka, chociaż brał on również pod uwagę i właściwości pierwiastków, głównie właściwości chemiczne. We współczesnym układzie okresowym kryterium porządkowania pierwiastków jest ich liczba porządkowa (atomowa), a co się z tym wiąże regularność powtarzania się odpowiednich typów konfiguracji elektronowej.

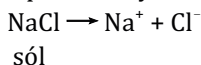
18. Gdyby przez układ okresowy Mendelejewa przeprowadzić przekątną łączącą lewy górny róg układu z prawym dolnym, to pod przekątną leżałyby pierwiastki o charakterze metalicznym, a nad przekątną – niemetale. Pierwiastki występujące na i blisko przekątnej miałyby charakter amfoteryczny.

19. Jonami nazywa się atomy lub grupy atomów obdarzone ładunkiem elektrycznym. Jony dodatnie nazywamy kationami, ujemne – anionami. Rodnik jest to atom lub grupa atomów mająca niesparowany elektron.

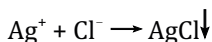
Atom chloru ma na zewnętrznej powłoce nieparzystą liczbę elektronów; jeden z elektronów pozostaje zatem niesparowany. Atom chloru jest więc jednocześnie rodnikiem chloru. Rodnik chloru jest nietrwałą cząstką przejściową występującą w reakcjach chlorowania alkanów, powstającą w wyniku rozpadu cząsteczek chloru pod wpływem promieniowania nadfioletowego (kwant promieniowania nadfioletowego ma energię równą w przybliżeniu energii wiązania w cząsteczce chloru):



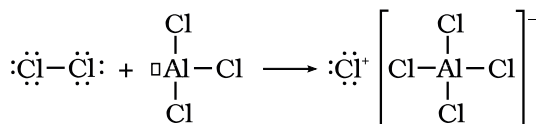
Anion chlorkowy $:\ddot{\text{Cl}}:^-$ powstaje np. w reakcji sodu z chlorem, a w roztworach wodnych uwalniany jest z sieci krystalicznej w wyniku dysocjacji rozpuszczalnych w wodzie chlorków:



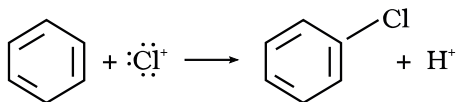
Uczestniczy on w reakcjach jonowych, w których w wyniku zderzenia z innymi jonami utworzy nierozpuszczalny w wodzie osad np.



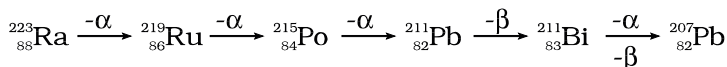
W pełni wykształcony pojedynczy kation chloru (tzw. kation chloroniowy) $:\ddot{\text{Cl}}^+$ jest rzadkim przypadkiem. Można go wytworzyć w reakcji cząsteczki chloru z silnym kwasem Lewisa np. chlorkiem glinu. Tworzy się wówczas para jonowa, w której chlor występuje jako kation:



W reakcjach substytucji elektrofilowej może on atakować cząsteczki aromatyczne dając odpowiednie chloropochodne:

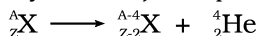


- 20.** Promieniotwórczość jest to zjawisko rozpadu jąder atomowych związane z emisją cząstek elementarnych. Promieniotwórczość naturalna polega na samorzutnym rozpadzie jąder atomowych aż do powstania trwałego izotopu:

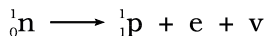


Warunkiem takiego rozpadu jest odpowiedni stosunek liczby neutronów do protonów. Jeżeli przekracza on wartość ok. 1,55 jądra atomowe stają się tak duże, że ulegają samorzutnemu rozszczepieniu.

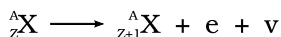
- 21.** Emisja cząstek α polega na wypromieniowywaniu jąder atomu helu podczas rozpadu jąder atomowych danego pierwiastka. Powoduje to zmniejszenie liczby masowej o 4 a porządkowej o 2:



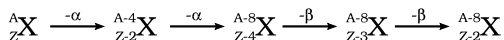
Rozpad β to emisja elektronu prowadząca do przejścia neutronu w proton. Równocześnie z każdym elektronem zostaje wyemitowane neutrino (ν):



Podczas tej przemiany następuje zwiększenie liczby protonów o 1 i zmniejszenie liczby neutronów również o 1. Nie powoduje to zmiany liczby masowej A, natomiast wywołuje zwiększenie liczby atomowej Z o 1:



Zgodnie z treścią zadania pierwiastek X ulega następującym przemianom promieniotwórczym:



Otrzymany pierwiastek ma liczbę masową mniejszą o 8 i liczbę atomową mniejszą o 2 od pierwiastka wyjściowego.

22. Aby jądro było trwałe jego energia musi być mniejsza od sumy energii tworzących je nukleonów. Energia i masa powiązane są ze sobą równaniem Einsteina $E = m \cdot c^2$ (gdzie c – prędkość światła). Stąd wynika, że masa trwałego jądra musi być również mniejsza od sumy mas nukleonów. Suma mas dwóch protonów i dwóch neutronów wynosi 4,0318 u, natomiast masa jądra helu 4,0015 u. Tę różnicę mas nazywa się defektem masy. Podczas tworzenia jądra zostaje ona zamieniona w energię i wydzielona na zewnątrz. Dzięki temu jądro staje się trwałe.
23. Znane są trzy izotopy wodoru: prot (${}_1^1\text{H}$), deuter (${}_1^2\text{H}$ czyli D) i tryt (${}_1^3\text{H}$ czyli T). Jądro atomu wodoru zbudowane jest więc z jednego protonu i odpowiednio 0, 1 lub 2 neutronów. W atomie trytu stosunek liczby neutronów do protonów jest większy od 1,55 (por. odp. 20/2) i izotop ten jest promieniotwórczy.

3. Budowa cząsteczek

1. Elektryczność. Pod tym pojęciem rozumie się tendencję atomu znajdującego się w cząsteczce związku chemicznego do przyciągania