

KARTA PRACY 1.8. USTALANIE WZORU ZWIĄZKU CHEMICZNEGO. STECHIOMETRYCZNY STOSUNEK REAGENTÓW

ZADANIE 1.

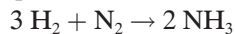
100 g pewnego tlenku azotu zawiera 46,67 g azotu.

Na podstawie odpowiednich obliczeń ustal wzór sumaryczny opisanego związku i podaj jego nazwę systematyczną.

Odpowiedź:

ZADANIE 2.

Przeprowadzono reakcję syntezy amoniaku opisaną równaniem:

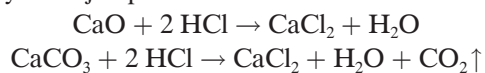


Oblicz objętość amoniaku w przeliczeniu na warunki normalne, jaka powstanie w reakcji 1 mola wodoru ze stechiometryczną ilością azotu.

A full-page view of a blank sheet of graph paper. The grid consists of thin, light gray horizontal and vertical lines forming small squares across the entire page. There are no margins, text, or other markings on the paper.

Odpowiedź:

Na mieszaninę o masie 10 g złożoną z węglanu wapnia i tlenku wapnia w stosunku molowym 1:1 podzielano nadmiarem kwasu solnego. Zaszły reakcje opisane równaniami:



Oblicz masę i objętość w przeliczeniu na warunki normalne gazu wydzielonego podczas opisanego procesu. Przyjmij, że obydwa składniki mieszaniny całkowicie przereagowały z kwasem.

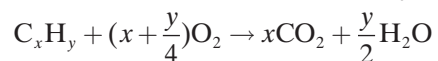
This image shows a full page of blank graph paper. The grid consists of small, uniform squares formed by thin, light gray lines. There are no margins, text, or other markings on the page.

ZADANIE 4.

A full-page view of a blank sheet of graph paper. The grid consists of thin, light gray horizontal and vertical lines forming small squares across the entire page. There are no margins, text, or other markings on the paper.

CHEMIA. KARTA PRACY 1.8. USTALANIE WZORU ZWIĄZKU CHEMICZNEGO. STECHIOMETRYCZNY STOSUNEK REAGENTÓW

7,8 g pewnego węglowodoru spalono całkowicie w tlenie. Zaszła reakcja opisana ogólnym równaniem:



Ustal wzór elementarny (najprostszy) spalonego węglowodoru.

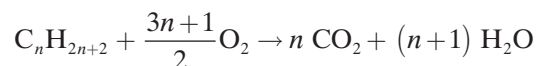
Odpowiedź:

Oblicz masę molową opisanego węglowodoru, jeżeli stosunek molowy węglowodoru do tlenu w reakcji spalania był równy 2 : 15.

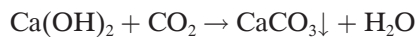
Odpowiedź:

Uszereguj podane tlenki zgodnie z rosnącą zawartością (w procentach masowych) tlenu. Wypisz wzory tlenków w odpowiedniej kolejności.

Węglowodory nasycone ulegają reakcji spalania całkowitego zgodnie z ogólnym równaniem:



Wydzielony CO_2 wprowadzono do wody wapiennej. Zaszła reakcja, w wyniku której strącił się biały osad, opisana równaniem:



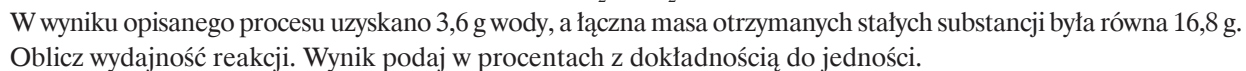
Na podstawie odpowiednich obliczeń ustal wzór empiryczny badanego węglowodoru.

Odpowiedź:

Oblicz masę uzyskanego osadu, jeżeli reakcja strącania zaszła z wydajnością 90%.

Odpowiedź:

Próbkę technicznego tlenku miedzi(II) o masie 20 g, zawierającą 10% masowych zanieczyszczeń, zredukowano gazowym wodorem w podwyższonej temperaturze. Reakcję biegnącą podczas tego doświadczenia można przedstawić równaniem:



ZADANIE 6.

$$\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2 \text{H}_2\text{O}$$

Ogrzewanie przzerwano w momencie, w którym masa wytworzonej w wyniku reakcji wody była równa 2,7 g. Oblicz objętość uzyskanego w ten sposób N_2O oraz określ, jaka część początkowej masy substratu uległa rozkładowi.

Odpowiedź:

KARTA PRACY 1.10. ATOMY, CZĄSTECZKI I STECHIOMETRIA CHEMICZNA. POWTÓRZENIE – CZ. 1

Informacja do zadań 1. i 2.

W spektroskopii magnetycznego rezonansu jądrowego (NMR) wykorzystuje się pewne charakterystyczne właściwości magnetyczne jąder atomowych, w skład których wchodzi nieparzysta liczba nukleonów. Najpowszechniej stosowane w analizie związków organicznych są widma rezonansu protonowego (^1H -NMR) i węglowego (^{13}C -NMR).

Z uwagi na fakt, że próbki analizuje się w postaci roztworów, konieczne jest użycie odpowiednich rozpuszczalników, których cząsteczki nie zawierają atomów o nieparzystej liczbie nukleonów. Dzięki temu nie pozostawiają one sygnałów w widnie NMR.

ZADANIE 1.

Oceń, czy ciężka woda (D_2O) może być stosowana jako rozpuszczalnik w spektroskopii 1H -NMR. Odpowiedź uzasadnij, odwołując się do składu ilościowego atomów.

Ocena:

Uzasadnienie:

ZADANIE 2.

Jednym z rozpuszczalników stosowanych w spektroskopii ^1H -NMR jest DMSO- d_6 , czyli deuterowany dimetylosulfotlenek – siarkoorganiczny związek o wzorze $\text{CH}_3\text{-SO-CH}_3$, w którego cząsteczkach wszystkie atomy wodoru ^1H zostały zastąpione atomami deuteru.

Oblicz, ile atomów deuteru znajduje się w przygotowanej do analizy próbce o masie 1 g, zawierającej 0,01 g badanej substancji (nie zawierającej atomów deuteru) oraz opisanego rozpuszczalnika. Przyjmij, że wartości mas atomowych poszczególnych izotopów są wyrażone liczbami całkowitymi.

A full-page view of a blank sheet of graph paper. The grid consists of small, uniform squares formed by thin, light gray lines. The grid covers the entire area of the page, leaving no margins or other markings.

Odpowiedź:

Iperyt siarkowy, zwany gazem musztardowym, jest toksycznym związkiem organicznym o następującym wzorze półstrukturalnym:

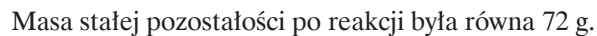
This image shows a full page of blank graph paper. The grid consists of small, uniform squares formed by thin, light gray lines. There are no margins, text, or other markings on the page.

Oblicz objętość etenu w przeliczeniu na warunki normalne konieczną do otrzymania 100 g iperytu siarkowego opisaną metodą, jeżeli wydajność reakcji wynosi 40%.

This image shows a full page of blank graph paper. The grid consists of small, uniform squares formed by thin, light gray lines. There are no margins, text, or other markings on the page.

33

Próbkę sproszkowanego dolomitu (minerału złożonego z węglanu wapnia i węglanu magnezu w stosunku molowym 1:1) o masie 92 g prażono w temperaturze 400°C. W tych warunkach reakcji rozkładu ulega tylko węglan magnezu, zgodnie z równaniem reakcji:



Wydzielony CO_2 przepuszczono przez roztwór $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Zaszła reakcja, w wyniku której strącił się biały osad, opisana równaniem:



ZADANIE 5.

Oblicz procentową wydajność reakcji rozkładu węglanu magnezu oraz podaj skład mieszaniny poreakcyjnej w gramach.

Odpowiedź:

ZADANIE 6.

Oblicz, jaki procent wydzielonego tlenku węgla(IV) nie przereagował z wodorotlenkiem baru w reakcji strącania osadu.

Odpowiedź:



Odpowiedź:

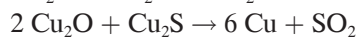
ZADANIE 4.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	W wyniku spalania 10 dm ³ zimowego LPG powstają 34 dm ³ tlenku węgla(IV).	P	F
2.	Łączna liczba moli produktów spalania całkowitego letniego LPG jest większa niż łączna liczba moli substratów spalania.	P	F
3.	Gęstość letniego LPG jest większa niż gęstość zimowego LPG w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury.	P	F

A full-page view of a blank sheet of graph paper. The grid consists of thin, light gray horizontal and vertical lines forming small squares across the entire page. There are no margins, text, or other markings on the paper.

Do najważniejszych rud miedzi należą: chalkozyn (Cu_2S), chalkopiryt (CuFeS_2), kupryt (Cu_2O) i kowelin (CuS).

$$2 \text{Cu}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Cu}_2\text{O} + 2 \text{SO}_2$$


ZADANIE 5.

Wykonaj odpowiednie obliczenia i uszereguj wymienione rudy zgodnie z rosnącą zawartością miedzi w procentach masowych.

najwyższa zawartość miedzi

Oblicz summaryczną wydajność procesu prażenia chalkozynu, jeżeli z 500 kg tej rudy otrzymano 350 kg miedzi, a ruda zawierała 4% zanieczyszczeń.

Odpowiedź:

Siarczan(VI) niklu(II) jest solą, która występuje w postaci bezwodnej i w postaci uwodnionej – hydratu o wzorze ogólnym $\text{NiSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Symbol n oznacza liczbę cząsteczek wody, jaka przypada na jedną parę jonów w jednostce formalnej tej soli.

Oblicz, ile cząsteczek wody wchodzi w skład jednostki formalnej opisanego hydratu, jeżeli tlen stanowi 62,63% masowych $\text{NiSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. W obliczeniach zastosuj masy molowe z dokładnością do liczb całkowitych.

U szereguj pierwiastki wchodzące w skład opisanego hydratu zgodnie z malejącą zawartością procentową (w procentach masowych). Wypisz symbole w odpowiedniej kolejności.

Uzupełnij tabelę dotyczącą opisanego hydratu. Wpisz odpowiednie wartości w puste miejsca.

Masa hydratu	Liczba jonów niklu	Liczba cząsteczek wody	Liczba moli tlenu
28,1 g			
	$3,01 \cdot 10^{24}$		
			33
		1400	

KARTA PRACY 2.1. BUDOWA ATOMU. POWTÓRZENIE ZE SZKOŁY PODSTAWOWEJ

ZADANIE 1.

Poniżej podano opisy trzech pierwiastków chemicznych oznaczonych *A*, *E* i *X*.

Pierwiastek *A* w temperaturze pokojowej jest bezbarwnym gazem. Słabo rozpuszcza się w wodzie, a jego roztwór nie przewodzi prądu elektrycznego.

Pierwiastek *E* jest w temperaturze pokojowej ciałem stałym o barwie różowobrazowej i charakterystycznym połysku. Jest bardzo dobrym przewodnikiem elektryczności i ciepła.

Pierwiastek *X* jest łatwotopliwym, kruchym ciałem stałym o barwie żółtej. Nie rozpuszcza się w wodzie, nie jest dobrym przewodnikiem ciepła ani elektryczności.

Na podstawie opisanych właściwości pierwiastków przyporządkuj je do metali lub niemetałów. Wpisz litery *A*, *E* oraz *X* do tabeli.

Metale	Niemetale

Informacja do zadań 2.–4.

Poniżej podano schemat fragmentu układu okresowego pierwiastków, na którym zaznaczono wybrane pierwiastki oznaczone literami *A*, *E* oraz *X*.

1								18
1		2	13	14	15	16	17	
2		<i>E</i>				<i>X</i>		
3								
4	<i>A</i>							
5								

ZADANIE 2.

Na podstawie położenia pierwiastków w układzie okresowym uzupełnij informacje na temat budowy atomów.

Liczba powłok elektronowych atomu pierwiastka *X* jest równa i jest taka sama, jak liczba powłok elektronowych atomu pierwiastka Liczba elektronów w ostatniej powłoce pierwiastka *A* jest równa, a liczba elektronów w ostatniej powłoce pierwiastka jest równa 6. Elektrony w atomie pierwiastka są rozmieszczone w powłokach według schematu: [2,8,8,1].

ZADANIE 3.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Pierwiastki <i>A</i> oraz <i>X</i> są metalami, a pierwiastek <i>E</i> jest niemetalem.	P	F
2.	Pierwiastek <i>X</i> ma podobne właściwości chemiczne do pierwiastka <i>E</i> , gdyż obydwa leżą w tym samym okresie.	P	F
3.	Im mniej elektronów ma atom w zewnętrznej powłoce elektronowej, tym silniejszy jest charakter metaliczny pierwiastka.	P	F



ZADANIE 4.

Na podstawie położenia w układzie okresowym określ wartościowości pierwiastków względem wodoru i względem tlenu. Wpisz odpowiednie cyfry rzymskie.

Wartościowość pierwiastka *X* względem wodoru

Wartościowość pierwiastka *E* względem tlenu

Wartościowość pierwiastka *A* względem wodoru

Maksymalna wartościowość pierwiastka *X* względem tlenu

ZADANIE 5.

Pewien pierwiastek chemiczny jest w temperaturze pokojowej gazem. Jest bardzo mało aktywny chemicznie i nie tworzy trwałych związków z innymi pierwiastkami. Elektrony w atomie tego pierwiastka są rozmieszczone w trzech powłokach elektronowych.

Podkreśl symbol pierwiastka, którego dotyczy opis.

Cl

Br

Ar

O

Kr

He

ZADANIE 6.

Sformułuj zależności pomiędzy charakterem chemicznym pierwiastka a budową atomu i położeniem w układzie okresowym. Podkreśl właściwe sformułowanie w każdym nawiasie.

Wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków w tej samej grupie (*rośnie/maleje*) ich charakter metaliczny i (*rośnie/maleje*) charakter niemetaliczny.

Wszystkie pierwiastki 2 grupy układu okresowego są (*metalami/niemetalami*), a ich aktywność chemiczna (*rośnie/maleje*) wraz ze wzrostem liczby atomowej.

Wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków w tym samym okresie (*rośnie/maleje*) ich charakter metaliczny i (*rośnie/maleje*) charakter niemetaliczny.

ZADANIE 7.

Odczytaj z układu okresowego odpowiednie symbole pierwiastków, a następnie napisz wzory sumaryczne związków chemicznych o podanych nazwach.

tlenek żelaza(III) –

tlenek ołowiu(II) –

tlenek chloru(I) –

tlenek manganu(VII) –

ZADANIE 8.

Ustal wzory sumaryczne oraz nazwy związków chemicznych zbudowanych z cząsteczek o podanym składzie. Wpisz wzory i nazwy do tabeli.

Skład cząsteczki	Wzór sumaryczny	Nazwa związku
3 atomy tlenu i 2 atomy azotu		
1 atom żelaza i 1 atom siarki		
1 atom węgla i 2 atomy tlenu		

ZADANIE 9.

Poniżej wymieniono wzory sumaryczne dwuskładnikowych związków chemicznych.



Wymień pierwiastki występujące w podanych związkach zgodnie z poniższymi kryteriami. Wypisz odpowiednie nazwy lub symbole.

Dwuwartościowe niemetale:

Jednowartościowe niemetale:

Pierwiastki leżące w 3 okresie:

.....

Pierwiastki, których atomy mają nieparzystą liczbę elektronów:

.....

KARTA PRACY 2.2. ROZWÓJ TEORII BUDOWY ATOMU. KWANTOWO-MECHANICZNY MODEL ATOMU

ZADANIE 1.

Poniżej wymieniono w porządku alfabetycznym nazwiska uczonych (A–F), których badania i odkrycia przyczyniły się w dużym stopniu do poznania i zrozumienia budowy materii, w tym struktury atomu.

- A. Niels Bohr
- B. Louis de Broigle
- C. John Dalton
- D. Werner Heisenberg
- E. Ernst Rutherford
- F. Johh Thomson

Przyporządkuj odpowiednie nazwiska do osiągnięć opisanych w tabeli. Do każdego z opisów dopisz odpowiednią literę oznaczającą uczonego.

Ruch każdej cząstki ma cechy falowe; elektron można opisać jako cząstkę obdarzoną masą i ładunkiem lub jako tzw. falę materii.	
Prawie cała masa atomu skupiona jest w jego centrum – naładowanym dodatnio jądrze, wokół którego krążą elektrony, jak planety wokół Słońca.	
Elektron w atomie wodoru zajmuje określony poziom energetyczny; absorbując kwant energii, elektron może przejść na wyższy poziom energetyczny.	

Informacja do zadań 2. i 3.

Stan kwantowy jednego z elektronów w atomie jodu opisują następujące wartości liczb kwantowych:

$$n = 4$$

$$l = 2$$

$$m = 1$$

$$m_s = \frac{1}{2}$$

ZADANIE 2.

Uzupełnij poniższe zdania tak, aby otrzymać prawdziwe informacje na temat opisanego elektronu. Podkreśl właściwe określenie w każdym nawiasie.

Opisany elektron znajduje się na (*pierwszej/drugiej/czwartej*) powłoce elektronowej i na podpowłoce (*s/p/d*).

Maksymalna liczba elektronów na powłoce, na której znajduje się opisany elektron, jest równa (*8/18/32*).

Podpowłoka, na której znajduje się opisany elektron, jest podzielona na (*trzy/pięć/siedem*) obszarów orbitalnych.

ZADANIE 3.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Obszar orbitalny zajmowany przez opisany elektron ma kształt kulisty.	P	F
2.	Energia opisanego elektronu jest niższa niż energia elektronu znajdującego się na powłoce walencyjnej.	P	F
3.	Stan kwantowy, opisany w informacji wprowadzającej, jest zajmowany przez dwa elektrony o przeciwnych spinach.	P	F

Informacja do zadań 4. i 5.

O atomach pierwiastków oznaczonych jako X i Z wiadomo, że:

- rdzeń atomowy pierwiastka X obejmuje 18 elektronów;
- jedyny niesparowany elektron w atomie pierwiastka Z jest opisany przez następujące wartości liczb kwantowych: $n = 4$, $l = 1$, $m = 1$, $s = \frac{1}{2}$;
- suma elektronów walencyjnych atomów X i Z jest równa 9;
- pierwiastki X i Z tworzą związek jonowy typu AB_2 .

ZADANIE 4.

Zidentyfikuj pierwiastki X i Z , podaj ich liczby atomowe i symbole podpowłok, na których znajdują się elektrony o najwyższej energii.

	Symbol/nazwa	Liczba atomowa	Symbol podpowłoki z elektronem o najwyższej energii
pierwiastek X			
pierwiastek Z			

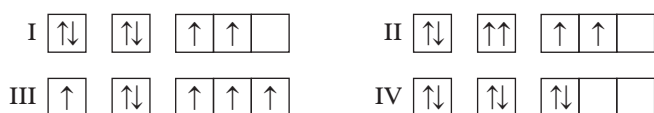
ZADANIE 5.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Atom pierwiastka X ma dwa elektrony, dla których wartość głównej liczby kwantowej $n = 4$.	P	F
2.	Atom pierwiastka X ma pięć elektronów, dla których wartość głównej liczby kwantowej $n = 4$.	P	F
3.	Pierwiastki X i Z leżą w tym samym okresie układu okresowego.	P	F

ZADANIE 6.

Poniżej przedstawiono schematy (I–IV) wypełnienia orbitali atomowych przez elektrony w atomie pewnego pierwiastka.



Podaj numer schematu, który:

a) jest niezgodny z regułą Hunda:

b) jest prawidłowy:

c) jest niezgodny z zakazem Pauliego:

Elektron znajdujący się na zewnętrznej powłoce atomu pierwiastka może zaabsorbować kwant energii i przejść ze stanu o najniższej możliwej energii (podstawowego) w stan wzbudzony, o wyższej energii. Czas życia atomu w stanie wzbudzonym jest bardzo krótki, mieści się zwykle w zakresie $10^{-4} - 10^{-9}$ s. Po upływie tego czasu elektron powraca do stanu podstawowego, emitując kwant energii w postaci promieniowania elektromagnetycznego.

$$E = h\nu$$

v – częstotliwość fali promieniowania elektromagnetycznego

$$\lambda = \frac{c}{\nu}$$

λ – długość fali promieniowania elektromagnetycznego



Oblicz energię kwantu promieniowania elektromagnetycznego o długości 585 nm, jakie emituje wzbudzony atom sodu.

Wraz ze wzrostem długości fali (*rośnie/maleje*) energia i (*rośnie/maleje*) częstotliwość promieniowania. Promieniowanie UV ma (*większą/mniejszą*) energię niż promieniowanie z zakresu widzialnego. Jony niektórych metali (np. Cu^{2+} lub Cr^{3+}), których wodne roztwory są barwne, absorbują promieniowanie z zakresu (*widzialnego/ultrafioletowego*), a bezbarwne – spoza tego zakresu.

KARTA PRACY 2.3. KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMÓW I JONÓW. UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW A KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMU

Informacja do zadań 1. i 2.

Pierwiastki oznaczone jako X i Z leżą w tym samym okresie układu okresowego. Suma ich liczb atomowych jest równa 55. O atomach tych pierwiastków wiadomo, że:

- w atomie pierwiastka X znajdują się cztery niesparowane elektrony;
- dwudodatni jon pierwiastka Z ma o jeden elektron więcej niż atom pierwiastka X .

ZADANIE 1.

Zidentyfikuj pierwiastki X i Z , a następnie zapisz podpowłokowe konfiguracje elektronowe podanych drobin.



Symbol pierwiastka X : Nazwa pierwiastka Z :

Pełna konfiguracja elektronowa dwudodatniego jonu pierwiastka Z :

.....

Skrócona konfiguracja elektronowa (z symbolem helowca) atomu pierwiastka X :

.....

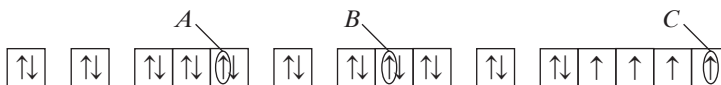
ZADANIE 2.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Atom pierwiastka X w stanie podstawowym ma dwa elektrony, dla których wartość głównej liczby kwantowej $n = 4$.	P	F
2.	Atom pierwiastka X w stanie podstawowym ma pięć elektronów, dla których wartość orbitalnej liczby kwantowej $l = 2$.	P	F
3.	Atom pierwiastka Z w stanie podstawowym ma dwa elektrony, dla których wartość głównej liczby kwantowej $n = 4$.	P	F

Informacja do zadań 3. i 4.

Poniżej podano schemat wypełnienia orbitali w atomie pewnego pierwiastka. Literami A, B i C oznaczono trzy wybrane stany kwantowe elektronów.



ZADANIE 3.

Określ numer okresu, grupy i blok energetyczny, do którego należy opisany pierwiastek. Podaj jego nazwę i symbol oraz liczbę atomową.

Numer okresu	Numer grupy	Symbol bloku energetycznego	Nazwa pierwiastka	Symbol pierwiastka	Liczba atomowa

ZADANIE 4.

Uzupełnij informacje o elektronach opisanego pierwiastka. Wpisz w wyznaczone miejsca odpowiednie litery.

Elektron oznaczony literą znajduje się na drugiej powłoce, a elektron oznaczony literą
– na trzeciej powłoce elektronowej.

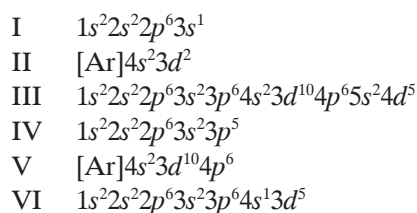
Główna liczba kwantowa $n = 4$ jest elementem stanu kwantowego elektronu

Elektron oznaczony literą znajduje się na podpowłoce d .

Najniższą energię spośród wymienionych ma elektron oznaczony literą

Informacja do zadań 5.–7.

Poniżej podano schematy konfiguracji elektronowych atomów wybranych pierwiastków (I–VI) w stanie podstawowym.



ZADANIE 5.

Uzupełnij poniższe schematy tak, aby otrzymać zapis wypełnienia orbitali atomowych w podanych jonach:

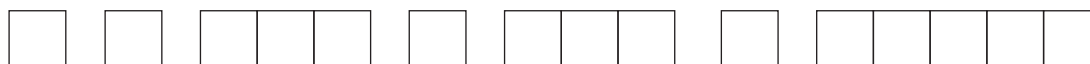
Trwały kation pierwiastka I



Trwały anion pierwiastka IV



Dwudodatni kation pierwiastka VI



ZADANIE 6.

Wskaż i uszereguj pierwiastki według podanych kryteriów. Wpisz w wyznaczone miejsca znaki I–VI w odpowiedniej kolejności.

Wszystkie – zgodnie z rosnącym ładunkiem jądra:

Pierwiastki bloku s i bloku p – zgodnie z rosnącą elektroujemnością:

Pierwiastki, których atomy mają więcej niż jeden elektron niesparowany – zgodnie z rosnącą liczbą atomową:

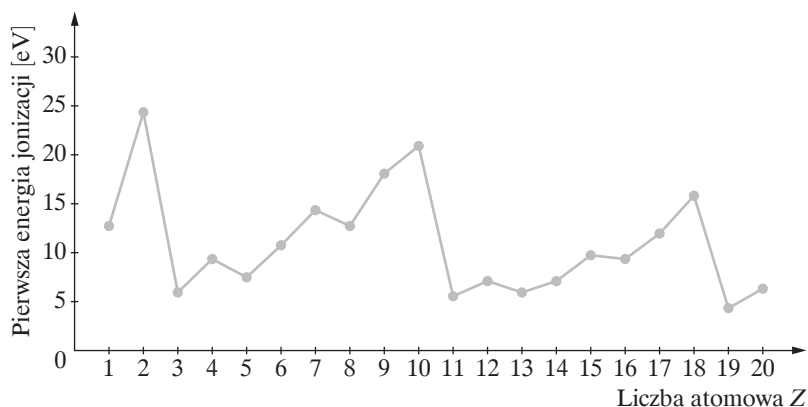
ZADANIE 7.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Pierwiastki II, III i V należą do tego samego bloku konfiguracyjnego.	P	F
2.	Pierwiastki I, II i IV leżą w tym samym okresie układu okresowego.	P	F
3.	Pierwiastki III i VI leżą w tej samej grupie układu okresowego.	P	F

ZADANIE 8.

Pierwsza energia jonizacji to energia, którą należy dostarczyć do atomu, aby oderwać od niego jeden elektron. Na wykresie przedstawiono wartości pierwszej energii jonizacji pierwiastków od $Z=1$ do $Z=20$ wyrażone w elektronowoltach.



Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2015.

Przeanalizuj powyższy wykres i uzupełnij zdania. Wpisz w wy kropkowane miejsca określenia wybrane spośród podanych.

większa niż

mniejsza niż

rośnie

maleje

Wartość pierwszej energii jonizacji glinu jest wartość pierwszej energii jonizacji manganu. Energia jonizacji atomów pierwiastka pierwszej grupy jest energia jonizacji pierwiastka drugiej grupy, należącego do tego samego okresu. Wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków należących do tej samej grupy ich pierwsza energia jonizacji

KARTA PRACY 2.4. BUDOWA ATOMU. POWTÓRZENIE – CZ. 1

Informacja do zadań 1.–3.

Poniżej wymieniono symbole i wzory drobin – atomów i jonów pierwiastków drugiego i trzeciego okresu.

Na Na⁺ Mg Mg²⁺ Al Al³⁺ Si P S S²⁻ Cl Cl⁻ Ar

ZADANIE 1.

W tabeli umieszczono wartości liczb kwantowych opisujących elektrony o najwyższej energii w poszczególnych drobinach oraz symbole powłok i podpowłok, które zajmują te elektrony w każdej z wymienionych drobin. Wpisz do tabeli brakujące symbole lub liczby oraz określ dla każdego z pierwiastków blok konfiguracyjny.

Atom lub jon	<i>n</i>	<i>l</i>	Powłoka	Podpowłoka	Blok konfiguracyjny pierwiastka
Al ³⁺		1			
Si	3		<i>M</i>		
Cl				<i>p</i>	

ZADANIE 2.

Podaj symbole lub wzory wszystkich drobin, którym odpowiadają poniższe schematy zapełnienia orbitali atomowych.



ZADANIE 3.

Uzupełnij zdania. Wpisz w wykropkowane miejsca określenia wybrane spośród podanych.

wiekszy niż

mniej niż

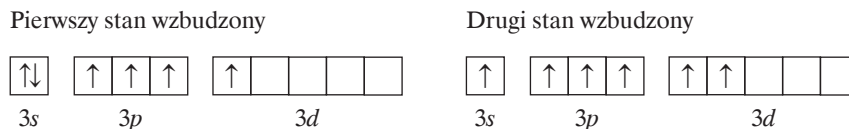
Promień atomu glinu jest promień atomu magnezu.

Promień anionu chlorkowego jest promień atomu chloru.

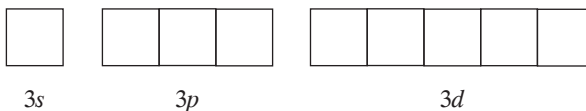
Promień kationu sodu jest promień kationu magnezu.

ZADANIE 4.

Kiedy elektron walencyjny atomu znajdującego się w stanie podstawowym zaabsorbuje kwant energii, może zająć kolejną podpowłokę. W atomach, które dysponują wieloma wolnymi orbitalami, na wyższe podpowłoki może przejść kilka elektronów. W ten sposób powstają odpowiednio kolejne stany wzbudzone elektronowo. Konfiguracje zewnętrznych podpowłok atomu siarki w dwóch stanach wzbudzonych przedstawiono na schematach.



Uzupełnij poniższy schemat tak, aby otrzymać konfigurację elektronów zewnętrznej powłoki dla drugiego stanu wzbudzonego atomu chloru.



Informacja do zadań 5.–7.

Molowa energia jonizacji określa energię, którą należy dostarczyć w celu oderwania elektronów od jednego mola atomów lub jonów danego pierwiastka. Pierwsza energia jonizacji dotyczy pierwszego elektronu, który usuwany jest z atomu, natomiast druga, trzecia i czwarta – odpowiednio kolejnych elektronów. Wartości energii jonizacji różnych pierwiastków zależy od struktury elektronowej, między innymi od odległości elektronu od jądra atomu.

W tabeli podano wartości kolejnych energii jonizacji atomów: litu, berylu i boru.

Pierwiastek	Energia jonizacji, kJ · mol ⁻¹			
	pierwsza	druga	trzecia	czwarta
Li	520	7298	11815	
Be	899	1757	14848	21006
B	800	2427	3659	25024

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2015.

ZADANIE 5.

Wyjaśnij, dlaczego wartość pierwszej energii jonizacji berylu jest większa niż wartość pierwszej energii jonizacji boru. W odpowiedzi odnieś się do struktury elektronowej atomów berylu i boru.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Oblicz energię, którą należy dostarczyć do jednego atomu berylu, aby oderwać od niego wszystkie elektrony walencyjne.

[illegible]

Jedną z jednostek energii, którą stosuje się w odniesieniu do pojedynczych drobin, jest elektronowolt (eV). Wartość 1 elektronowolta jest następująca:

Pierwsza energia jonizacji pewnego atomu jest równa 8,298 eV.

Wykonaj odpowiednie obliczenia i określ, którego z pierwiastków wymienionych w informacji wstępnej dotyczy ta wartość energii jonizacji.

This image shows a full page of blank graph paper. The grid consists of small, uniform squares formed by thin, light gray lines. There are no margins, text, or other markings on the page.

50

KARTA PRACY 2.5. BUDOWA ATOMU. POWTÓRZENIE – CZ. 2

Informacja do zadań 1.–3.

Elektrony w atomie pierwiastka X są rozmieszczone w ośmiu podpowłokach elektronowych. Liczba elektronów sparowanych w powłoce walencyjnej atomu pierwiastka X jest dwa razy większa od liczby elektronów niesparowanych. Łączna liczba elektronów w atomie pierwiastka X jest liczbą parzystą.

ZADANIE 1.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Tlenek pierwiastka X ma charakter zasadowy.	P	F
2.	Elektroujemność pierwiastka X jest mniejsza niż elektroujemność pierwiastka o liczbie atomowej $Z=16$.	P	F
3.	Wszystkie pierwiastki położone wraz z pierwiastkiem X w tej samej grupie układu okresowego są niemetalami.	P	F

ZADANIE 2.

Uzupełnij schemat tak, aby przedstawiał skróconą (z symbolem helowca) konfigurację elektronową atomu pierwiastka X (klatkową i podpowłokową). Podkreśl symbol podpowłoki o najwyższej energii oraz uzupełnij informacje o pierwiastku w tabeli.

[.....]

.....

	Nazwa	Numer		Symbol bloku energetycznego
		grupy	okresu	
Pierwiastek X				

ZADANIE 3.

Uzupełnij tabelę. Wpisz informacje o pierwiastkach, których atomy spełniają warunki opisane w pierwszej kolumnie.

Opis atomu	Numer grupy	Liczba atomowa	Symbol bloku energetycznego
Ma o dwa elektrony sparowane więcej niż atom pierwiastka X .			
Elektrony zajmują o jedną podpowłokę mniej niż w atomie pierwiastka X .	10		
Wszystkie elektrony w jego atomie są sparowane i zajmują o jeden orbital więcej niż elektrony w atomie pierwiastka X .			s

Informacja do zadań 4.–7.

Na schemacie układu okresowego wyróżniono pierwiastki oznaczone literami: *A*, *E*, *Q*, *X* i *Z*, a strzałkami 1–4 oznaczono wybrane tendencje.

1																	18
2		<i>E</i>															
3																	
4	<i>A</i>										<i>Q</i>						
5																	
6																	
7																	

Strzałki: 1 (z lewej na prawą stronę, na poziomie 2), 2 (z góry na dół, na poziomie 2), 3 (z prawej na lewą stronę, na poziomie 3), 4 (z dołu na górę, na poziomie 17).

ZADANIE 4.

Wskaż, którymi strzałkami oznaczono wymienione poniżej zmiany właściwości pierwiastków. Wpisz właściwe cyfry obok podanych sformułowań.

wzrost elektroujemności – i

wzrost charakteru metalicznego – i

wzrost charakteru niemetalicznego – i

ZADANIE 5.

Wpisz do tabeli litery *A*, *E*, *Q*, *X* lub *Z* odpowiadające pierwiastkom zgodnie z opisami.

Opis	Pierwiastek
Metal o najwyższej liczbie atomowej	
Niemetal o najmniejszej elektroujemności	
Metal o największym promieniu atomowym	
Pierwiastek o największym ładunku jądra atomowego	

ZADANIE 6.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Atomy pierwiastków <i>A</i> , <i>Q</i> oraz <i>Z</i> mają równą liczbę niesparowanych elektronów.	P	F
2.	Atomy pierwiastków <i>E</i> , <i>Q</i> oraz <i>X</i> mają całkowicie zapełniony orbital <i>s</i> w zewnętrznej powłoce elektronowej.	P	F
3.	Kation pierwiastka <i>A</i> i anion pierwiastka <i>X</i> mają takie same konfiguracje elektronowe.	P	F

ZADANIE 7.

Uzupełnij zdania. Wpisz w wykropkowane miejsca sformułowania wybrane spośród podanych.

silniejszy

słabszy

Charakter zasadowy tlenku pierwiastka *A* jest niż charakter zasadowy tlenku pierwiastka *E*.

Charakter kwasowy tlenku pierwiastka *E* jest niż charakter kwasowy tlenku pierwiastka *Z*.

Informacja do zadań 8. i 9.

Poniżej podano schematy konfiguracji elektronowych atomów wybranych pierwiastków (I–VI) w stanie podstawowym.

I	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
II	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^5$
III	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$
IV	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
V	$[\text{Kr}] 5s^1$
VI	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

ZADANIE 8.

Uzereguj pierwiastki I–VI zgodnie z wymienionymi kryteriami.

Zgodnie z rosnącym numerem grupy:

Zgodnie z malejącą liczbą atomową:

Pierwiastki czwartego okresu zgodnie z rosnącym ładunkiem jądra:

Pierwiastki bloku *s* zgodnie z rosnącym promieniem atomu:

Pierwiastki bloku *d* zgodnie z rosnącą liczbą atomową:

ZADANIE 9.

Wpisz do tabeli wartości odpowiednich liczb kwantowych dla opisanych elektronów.

Elektron	<i>n</i>	<i>l</i>	<i>m_l</i>
Niesparowany w atomie pierwiastka IV			
Sparowany, zajmujący orbital <i>s</i> w atomie pierwiastka II			
O najwyższej energii w atomie pierwiastka V			
O najniższej energii w powłoce walencyjnej atomu pierwiastka III			
O najwyższej energii w jednododatnim jonie pierwiastka I			

KARTA PRACY 3.1. WIĄZANIA CHEMICZNE – POWTÓRZENIE ZE SZKOŁY PODSTAWOWEJ

Informacja do zadań 1.–3.

Poniżej wymieniono symbole wybranych pierwiastków.

Na

K

Mg

P

O

F

S

ZADANIE 1.

Oceń, czy poniższe informacje dotyczące wymienionych pierwiastków są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Pierwiastkiem, którego atom najłatwiej oddaje elektron, jest potas.	P	F
2.	Pierwiastki zostały uszeregowane zgodnie z rosnącą elektroujemnością.	P	F
3.	Pierwiastkiem o największej elektroujemności jest fluor.	P	F

ZADANIE 2.

Dokończ zdanie.

Najwięcej elektronów zewnętrznej powłoki bierze udział w tworzeniu wiązań chemicznych z atomem wodoru przez atom:

A. P

B. O

C. F

D. S

ZADANIE 3.

Uzupełnij poniższe zdania. Podkreśl właściwe sformułowanie w każdym nawiasie.

Wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków w tej samej grupie (*rośnie/maleje*) ich elektroujemność i (*rośnie/maleje*) zdolność do tworzenia kationów.

Atomy wymienionych metali 3 okresu tworzą kationy (Na^+/Na^{2+}) i (Mg^+/Mg^{2+}), liczba elektronów w ich atomach jest równa liczbie elektronów w atomie helowca leżącego w (*tym samym okresie/poprzedzającym okresie*).

W szeregu pierwiastków: Na, Mg, P, S (*rośnie/maleje*) ich elektroujemność i rośnie ich zdolność do tworzenia (*kationów/anionów*), w których przyjmują konfigurację atomu helowca leżącego w (*tym samym okresie/poprzedzającym okresie*).

ZADANIE 4.

Uzupełnij interpretację słowną poniższych zapisów. Wpisz odpowiednio „atom” lub „cząsteczka” oraz niezbędne liczebniki w odpowiednich formach gramatycznych.

$3P_4$ – trzy fosforu

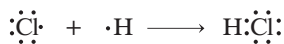
$5CO$ – pięć tlenku węgla(II)

$2Cl$ – chloru

$4H_2$ – wodoru

Informacja do zadań 5. i 6.

Na schematach przedstawiono tworzenie dwuatomowych cząsteczek azotu i chlorowodoru. Elektrony zewnętrznych powłok oznaczono kropkami

**ZADANIE 5.**

Podaj wzory cząsteczek azotu i chlorowodoru oraz określ typ wiązania (kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane, jonowe) pomiędzy atomami. Zapisz wzory i nazwy wiązań w tabeli.

	Wzór sumaryczny	Typ wiązania
azot		
chlorowódor		

ZADANIE 6.

Uzupełnij zdania. Wpisz w wykropkowane miejsca wybrane wyrazy spośród podanych poniżej.

trzy

uwpólnia

oktet

pięć

oddaje

dublet

W cząsteczce chlorowodoru każdy z atomów po jednym elektronie zewnętrznej powłoki.

W ten sposób atom wodoru zyskuje elektronowy, a atom chloru – elektronowy.

W cząsteczce azotu każdy atom uwpólnia po elektronów/elektrony zewnętrznej powłoki.

ZADANIE 7.

Wskaż poprawny schemat tworzenia anionu chlorkowego i kationu magnezu.

	Schemat tworzenia kationu magnezu	Schemat tworzenia anionu chlorkowego
A.	$\text{Mg} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^{2+}$	$\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$
B.	$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	$\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{e}^-$
C.	$\text{Mg} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mg}^{2+}$	$\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{e}^-$
D.	$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$	$\text{Cl} + \text{e}^- \rightarrow \text{Cl}^-$

Informacja do zadań 8. i 9.

Poniżej podano nazwy trzech pierwiastków.

fosfor

tlen

wapń

ZADANIE 8.

Wybierz pierwiastki, które w wyniku reakcji chemicznej utworzą związek jonowy złożony z równej liczby kationów i anionów. Podaj nazwę tego związku.

Wybrane pierwiastki to:

Nazwa związku:

ZADANIE 9.

Narysuj schemat powstawania wiązania jonowego, które utworzy się w wyniku tego procesu. Elektrony zewnętrznej powłoki zaznacz kropkami.

**ZADANIE 10.**

Narysuj wzory strukturalne związków chemicznych podanych w tabeli.

Metan	Tlenek węgla(IV)	Tlenek chloru(I)

KARTA PRACY 3.2. WIĄZANIE JONOWE I METALICZNE. WIĄZANIE KOWALENCYJNE

Informacja do zadań 1. i 2.

O atomach pierwiastków oznaczonych jako X i Z wiadomo, że:

- skróconą konfigurację elektronową atomu X można przedstawić jako $[\text{Ne}]3s^23p^4$;
- atom pierwiastka Z ma trzy razy mniej elektronów niż trwały anion pierwiastka X .

ZADANIE 1.

Zidentyfikuj opisane pierwiastki, a następnie oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Na podstawie różnicy elektroujemności można wnioskować, że wiązanie kowalencyjne w cząsteczce związku ZX_2 jest niespolaryzowane.	P	F
2.	Pierwiastek X tworzy tlenek, w którego cząsteczce sumaryczna liczba elektronów walencyjnych jest równa 18.	P	F
3.	Dwuatomowa cząsteczka tlenku pierwiastka Z jest polarna.	P	F

ZADANIE 2.

Zapisz wzory sumaryczne związków, w których pierwiastki X i Z tworzą z innymi pierwiastkami wiązania jonowe, kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane.

Związek z udziałem pierwiastka	Wiązanie		
	jonowe	kowalencyjne	
		niespolaryzowane	spolaryzowane
X			
Z	CaC_2		

Informacja do zadań 3.–5.

Poniżej podano wzory cząsteczek pierwiastków i związków chemicznych.

I. SO_2

III. NO_2

V. CO

VII. F_2

II. CO_2

IV. NO

VI. N_2

VIII. SO_3

ZADANIE 3.

Przeanalizuj budowę podanych cząsteczek, a następnie wpisz odpowiednie znaki rzymskie do tabeli.



Cząsteczki, których trwały moment dipolowy jest równy 0	
Cząsteczki, w których jeden z atomów nie jest obdarzony wolną parą elektronową	
Cząsteczki, w których jest obecny niesparowany elektron	

ZADANIE 4.

Uzupełnij zdania. Wpisz w wykropkowane miejsca odpowiednie określenia wybrane spośród poniższych.

mniejsza niż

większa niż

taka sama jak

Liczba wiązań π w cząsteczce NO jest liczba wiązań π w cząsteczce CO.

Liczba wiązań σ w cząsteczce SO₂ jest liczba wiązań σ w cząsteczce CO₂.

Liczba wiązań π w cząsteczce N₂ jest liczba wiązań π w cząsteczce NO₂.

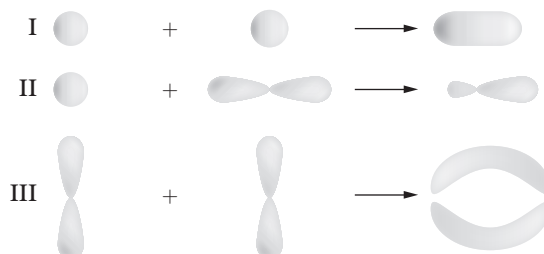
ZADANIE 5.

Przypisz wybrane wzory cząsteczek podanym poniżej strukturom elektronowym. Jedna ze struktur reprezentuje cząsteczkę heteroatomową. Wpisz odpowiednie cyfry rzymskie w poszczególne wiersze tabeli.

Struktura elektronowa cząsteczki	Wybrane wzory
$ \bar{X} - \bar{X} $	
$ Y \equiv Y $	
$ A \equiv Z $	

Informacja do zadań 6. i 7.

Orbitale molekularne typu σ powstają w wyniku czołowego nakładania orbitali atomowych, a typu π – w wyniku bocznego. Poniżej podano modelowe ilustracje przedstawiające schematy powstawania orbitali molekularnych różnych typów.



ZADANIE 6.

Wskaż, które z powyższych schematów przedstawiają powstawanie orbitali typu σ .

A. I i II

B. I i III

C. II i III

D. tylko I

ZADANIE 7.

Uzupełnij poniższy tekst. Podkreśl właściwe określenia w każdym nawiasie.

W cząsteczce chlorowodoru wiążąca para elektronowa zajmuje orbital, którego tworzenie przedstawiono na schemacie nr (I/II). Jest to orbital molekularny utworzony w wyniku (*bocznego/czołowego*) nakładania dwóch orbitali atomowych (*tego samego typu/różnych typów*). W cząsteczce azotu znajdują się dwa orbitale molekularne przedstawione na schemacie (II/III). Orbitale te zostały utworzone w wyniku (*bocznego/czołowego*) nakładania dwóch orbitali atomowych (*tego samego typu/różnych typów*).

ZADANIE 8.

W tabeli zestawiono temperatury topnienia wybranych pierwiastków i związków chemicznych.

Wzór substancji	Temperatura topnienia, °C
HCl	−114
Cl ₂	−102
HBr	−87
K	63
Na	98
NaCl	801
CaO	2899

Przeanalizuj powyższe dane i określ, jakie czynniki wpływają na różnice temperatur topnienia podanych substancji. Wpisz w wykropkowane miejsca określenia wybrane spośród wymienionych.

różnicą elektroujemności

różnicą mas cząsteczkowych

różnicą mas atomowych

silniejsze

slabsze

spadek

wzrost

Różnica temperatur topnienia pomiędzy sodem a potasem wskazuje, że wiązanie metaliczne w kryształach sodu jest niż w kryształach potasu. Wyższa temperatura topnienia bromowodoru w porównaniu z chlorowodem jest spowodowana tych związków. Różnica temperatur topnienia pomiędzy substancjami zbudowanymi z jonów prostych jest spowodowana pomiędzy atomami. Im większe ładunki i mniejsze rozmiary jonów, tym jest wiązanie jonowe.

KARTA PRACY 3.3. BUDOWA CZĄSTECZEK. HYBRYDYZACJA ORBITALI ATOMOWYCH

Informacja do zadań 1.–3.

Poniżej przedstawiono wzory jonów i cząsteczek.



ZADANIE 1.

Wybierz drobinę, dla której wartość liczby przestrzennej jest równa 2. Narysuj jej wzór elektronowy.

ZADANIE 2.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Liczba przestrzenna we wszystkich wymienionych anionach jest równa 3.	P	F
2.	Atomy centralne dwóch spośród wymienionych cząsteczek nie dysponują wolną parą elektronową.	P	F
3.	Wszystkie atomy w wymienionych jonach i cząsteczkach dysponują oktetem elektronowym.	P	F

ZADANIE 3.

Uzupełnij zdania. Wpisz w wykropkowane miejsca odpowiednie określenia wybrane spośród poniższych.

mniejsza niż

większa niż

taka sama jak

Sumaryczna liczba wolnych par elektronowych w jednym jonie NO_3^- jest

sumaryczna liczba wolnych par elektronowych w jednej cząsteczce NO_2 .

Liczba wiążących par elektronowych w jednej cząsteczce CO_2 jest

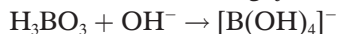
liczba wiążących par elektronowych w jednej cząsteczce NO_2 .

Liczba zhybrydyzowanych orbitali atomu centralnego w jednym jonie NO_3^- jest

liczba zhybrydyzowanych orbitali atomu centralnego w jednym jonie ClO_4^- .

Informacja do zadań 4.–6.

Kwas borowy H_3BO_3 jest zbudowany z cząsteczek, w których atom centralny łączy się z trzema atomami tlenu, a każdy atom tlenu – z jednym atomem wodoru. Kwas ten reaguje z mocnymi zasadami zgodnie z równaniem:

**ZADANIE 4.**

Uzupełnij tabelę. Wpisz w puste miejsca odpowiednie liczby wiązań w cząsteczce kwasu borowego i w jonie powstającym w wyniku opisanej reakcji.

	Wiązanie			
	kowalencyjne			jonowe
	w tym koordynacyjne	niespolaryzowane	spolaryzowane	
cząsteczka H_3BO_3				
jon $[\text{B}(\text{OH})_4]^-$				

ZADANIE 5.

Uzupełnij poniższy tekst. Podkreśl właściwe określenia w każdym nawiasie.

Wszystkim atomom tlenu w cząsteczce H_3BO_3 przypisuje się hybrydyzację typu (sp^2/sp^3). Cząsteczka kwasu w reakcji z jonem OH^- pełni funkcję (*donora/akceptora*) pary elektronowej, a jon OH^- – funkcję (*donora/akceptora*) pary elektronowej. Hybrydyzacja atomu centralnego w cząsteczce H_3BO_3 w wyniku reakcji (*ulega zmianie/nie ulega zmianie*).

ZADANIE 6.

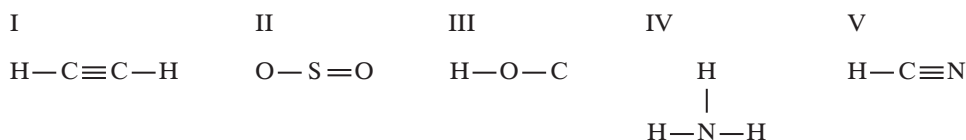
Narysuj wzory elektronowe wszystkich trzech drobin, które uczestniczą w opisanej reakcji. Uwzględnij wszystkie pary elektronowe i zaznacz w odpowiedni sposób wiązania koordynacyjne, jeśli takie występują w jonie lub cząsteczce.



--	--	--

ZADANIE 7.

Poniżej przedstawiono wzory strukturalne cząsteczek, które nie uwzględniają ich geometrii oraz wolnych par elektronowych.



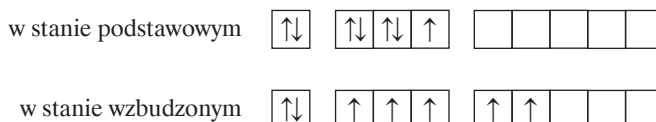
Określ kształt wymienionych cząsteczek. Wpisz odpowiednie znaki rzymskie do tabeli.

liniowy	
kątowy	
płaski/trójkątny	
piramidy trygonalnej	

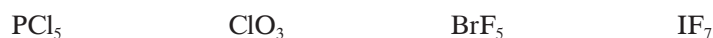
ZADANIE 8.

Atomy pierwiastków bloku *p*, których elektrony walencyjne znajdują się na trzeciej, czwartej i kolejnych powłokach elektronowych, w stanie wzbudzonym elektronowo mogą tworzyć tzw. oktet rozszerzony. Oznacza to, że atom tworzy wówczas więcej niż cztery pojedyncze wiązania kowalencyjne, a w powstawaniu zhybrydowanych orbitali uczestniczą również orbitale *d*. Atomom centralnym w utworzonych w ten sposób cząsteczkach przypisuje się hybrydyzację typu dsp^3 , d^2sp^3 lub d^3sp^3 . Niewiążące pary elektronowe również wypełniają orbitale zhybrydowane.

Poniżej przedstawiono schematy rozmieszczenia elektronów walencyjnych na orbitalach w atomie pewnego pierwiastka czwartego okresu układu okresowego:



Spośród wymienionych poniżej wzorów wybierz i podkreśl ten, którego konfiguracja elektronów walencyjnych atomu centralnego w stanie wzbudzonym odpowiada przedstawionej na schemacie. Określ typ hybrydyzacji atomu centralnego (dsp^3 , d^2sp^3 lub d^3sp^3) i uzasadnij wybór, odwołując się do struktury elektronowej.



Typ hybrydyzacji:

Uzasadnienie:

.....

.....