

PL

CHEMIA

Klasa **8**

Wydawnictwo „BukRek”



2016

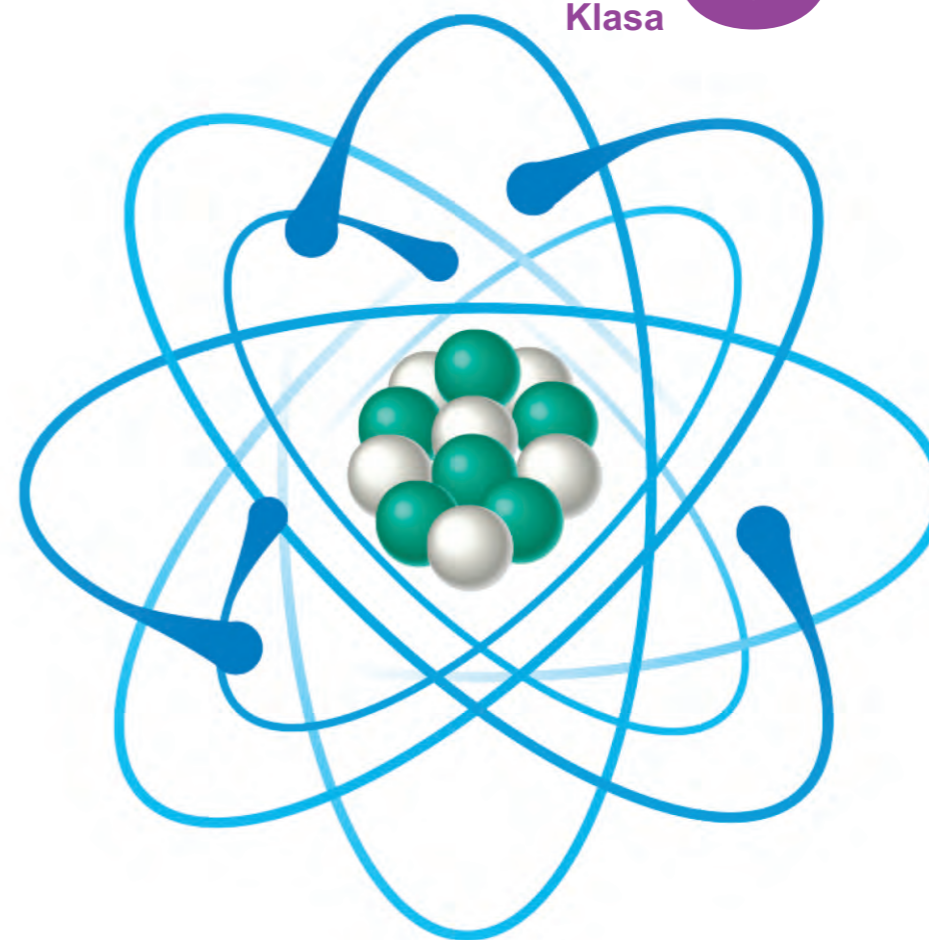
CHEMIA 8

P. Popel, L. Krykla

P. Popel, L. Krykla

CHEMIA

Klasa **8**



P. Popel, L. Krykla

CHEMIA

Podręcznik

dla klasy 8. szkół
ogólnokształcących



Zalecany przez
Ministerstwo Oświaty i Nauki Ukrainy

Czerniowce
Wydawnictwo „BukRek”
2016

УДК 547(075.3)
ББК 24.2я721
П57

Перекладено за виданням:
П. П. Попель, Л. С. Крикля. Хімія. Підруч. для 8 кл.
загальноосвіт. навч. закл. — К. : ВЦ Академія, 2016. — 240 с. : іл.

*Рекомендовано Міністерством освіти і науки України
(наказ від 27.05.2016 р. № 585)*

Видано за рахунок державних коштів. Продаж заборонено

Експерти, які здійснили експертизу даного підручника під час проведення конкурсного відбору проектів підручників для учнів 8 класу загальноосвітніх навчальних закладів і зробили висновок про доцільність надання підручнику грифа „Рекомендовано Міністерством освіти і науки України”:

Кир'ян О. Л. — учитель гімназії № 71 м. Запоріжжя;

Степанова Л. В. — завідувач лабораторії викладання хімії Вінницької академії неперервної освіти;

Баранець С. О. — молодший науковий співробітник Інституту загальної та неорганічної хімії ім. В. І. Вернадського НАН України, кандидат хімічних наук

Попель П. П., Крикля Л. С.
П57 Хімія : підруч. для 8 кл. загальноосвіт. навч. закл. з навч. пол. мовою / П. П. Попель, Л. С. Крикля; Пер. з укр. — Чернівці : Букрек, 2016. — 240 с. : іл.

ISBN 978-966-399-777-3

Підручник підготовлено за програмою з хімії для 7—9 класів загальноосвітніх навчальних закладів. Він містить теоретичний матеріал із розділів „Періодичний закон і періодична система хімічних елементів. Будова атома”, „Хімічний зв'язок і будова речовини”, „Кількість речовини. Розрахунки за хімічними формулами”, „Основні класи неорганічних сполук”, практичні роботи, лабораторні досліді, вправи, задачі, додатковий матеріал для допитливих, словник термінів, предметний покажчик, список літератури та інтернет-сайтів.

**УДК 547(075.3)
ББК 24.2я721**

ISBN 978-966-580-482-6 (укр.)
ISBN 978-966-399-777-3 (пол.)

© Попель П. П., Крикля Л. С., 2016
© ВЦ „Академія”, оригінал-макет, 2016
© Видавничий дім „Букрек”, переклад, 2016

Drodzy Uczniowie 8 klasy!

Na lekcjach chemii w 7 klasie zapoznaliście się z ciekawą nauką o substancjach oraz o ich przemianach. Opanowaliście język chemiczny, dowiedzieliście się co to są pierwiastki chemiczne, jak oznacza się je oraz utworzone z nich substancje, a także jak zapisuje się reakcje chemiczne. Nauczyliście się także wykonywać najprostsze obliczenia chemiczne i różne doświadczenia. Już wiecie, że istnieje nieskończona ilość substancji, a cząstek, z których one są zbudowane jest tylko trzy rodzaje: atomy, cząsteczki i jony. Dowiedzieliście się wiele ciekawego o tlenie jako o jednym z najważniejszych pierwiastków chemicznych, a także o właściwościach chemicznych jego prostej substancji — tlenie jako składniku powietrza oraz jego związku z wodorem — wody. Wiecie już o innych tlenkach oraz o produktach ich reakcji z wodą — o zasadach i kwasach.

W 8 klasie chemia otworzy przed wami swe nowe tajemnice. Przekonacie się o tym, że wśród pierwiastków oraz ich związków istnieje porządek i ścisła współzależność. Ilustruje to prawo okresowości odkryte prawie 150 lat temu przez wybitnego uczonego Dymitra Mendelejewa. Wkrótce przekonacie się, że prawu okresowości podlegają także substancje złożone.

Najwięcej uwagi na lekcjach chemii w tym roku szkolnym udzielimy poznaniu budowy atomów, cząsteczek, jonów i wyjaśnieniu dlaczego i jak one łączą się w każdej substancji. Omówimy skład najważniejszych grup związków oraz ich właściwości chemiczne.

Wiele przyjemności sprawi wam wykonywanie różnych doświadczeń chemicznych.

Jak pracować z podręcznikiem

Podręcznik ten ma na celu pomóc w uczeniu się chemii. Na początku każdego paragrafu ukazano jakie znaczenie będzie miał dla was zawarty w nim materiał, a w końcu — zawsze sformułowane są wnioski. Tekst podany drobniejszym drukiem przeznaczony jest dla uczniów, którzy chcieliby pogłębić swą wiedzę z chemii.

Dodatkową informację i ciekawe fakty umieszczono na marginesie. Podstawowe oznaczenia wydzielono kolorowym drukiem, a nowe pojęcia, ważne twierdzenia i słowa, które trzeba zaakcentować — pochylonym drukiem. Tekst potrzebny do wykonania doświadczeń laboratoryjnych i prac praktycznych podano na kolorowym tle.

W końcu każdego paragrafu umieszczone są ćwiczenia i zadania różnych rodzajów. Rozmieszczone są one w miarę wzrastania trudności. W końcu podręcznika mieszczą się odpowiedzi do niektórych zadań i ćwiczeń, słowniczek podstawowych terminów oraz skorowidz, który pozwoli prędko znaleźć stronę podręcznika, na której jest mowa o danym zjawisku, pojęciu, substancji itp.

Dla tych, kto zechce pogłębić swe wiadomości z chemii podano listę dodatkowej literatury.

Jeżeli wnikliwie, ze zrozumieniem będziecie starali się pracować z podręcznikiem, to głębiej zrozumiecie zależności istniejące między składem, budową i właściwościami substancji, będziecie potrafili przewidywać i objaśniać przemiany chemiczne.

Przygotowanie do doświadczenia chemicznego

Do prac praktycznych należy rzetelnie się przygotowywać. Polecen odnośnie przepisów i techniki bezpieczeństwa w gabinecie chemicznym, umieszczonych w podręczniku do 7 klasy, należy bezwzględnie przestrzegać także w klasie 8. Doświadczenia domowe można robić tylko z pozwolenia rodziców.

Chemia — to naprawdę zachwycająca nauka. Przekonaliście się już, że potrzebna jest ona po to, by zrozumieć jak zbudowany jest otaczający nas świat, według jakich praw odbywa się jego rozwój, jak wykorzystywać różne substancje nie niszcząc przyrody, a przynajmniej jej bogactwa.

A więc sukcesów w poznawaniu chemii.

Autorzy

ROZDZIAŁ 1

Prawo okresowości i układ okresowy pierwiastków chemicznych.

Budowa atomu

Burzliwy rozwój chemii ostatniego półtora stulecia stał się możliwy dzięki odkryciu przez D. Mendelejewa prawa okresowości pierwiastków. Prawo okresowości pomaga wyjaśnić wiele faktów chemicznych, prognozować i uzasadnić różne prawidłowości w świecie substancji. To prawo ilustruje układ okresowy pierwiastków chemicznych, który mieści najważniejsze wiadomości o pierwiastkach, jest niezastąpionym źródłem informacji dla tych, kto uczy się chemii lub pracuje w tej gałęzi nauki. Pierwsza twoja znajomość z układem okresowym odbyła się w klasie 7. Od dziś sfera jego zastosowania dla ciebie rozszerzy się.

Dzięki odkryciom w zakresie budowy atomu prawo okresowości otrzymało potężne wsparcie teoretyczne. Ustalono, że charakter chemiczny pierwiastka zależy od liczby elektronów oraz ich rozmieszczenia w atomach.

1 Pierwsze próby klasyfikacji pierwiastków chemicznych

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- wyjaśnić, jak rozwijała się wiedza o pierwiastku chemicznym;

- dowiedzieć się o pierwszych próbach klasyfikacji pierwiastków chemicznych.

Jak pogłębiała się wiedza o pierwiastkach chemicznych. Filozofowie Starożytnej Grecji twierdzili, że wszystkie substancje składają się z czterech pierwiastków — „żywiołów”: ognia, powietrza, wody i ziemi. Ich zdaniem, „żywioły” były nosicielami pewnych cech substancji — ciepła, zimna, wilgoci i suchości. Takie poglądy podzielali również alchemicy.

Termin „pierwiastek” ze znaczeniem bardzo zbliżonym do współczesnego pojawił się w nauce w XVII w. Chemik angielski R. Boyle nazwał pierwiastkiem to, co jest granicą rozkładu substancji. Gdybyśmy żyli w tych czasach, to powiedzielibyśmy, że pierwiastek — to atom. Tak również rozumiał termin pierwiastek M. Łomonosow.

Francuski uczony A. Lavoisier uważał, że pierwiastek to substancja prosta, dlatego nie można go rozłożyć. Dziś znamy wiele substancji złożonych, które nie poddają się rozkładowi, na przykład, tlenki SiO_2 , Al_2O_3 , a substancja prosta ozon łatwo przemienia się na inną prostą — tlen: $2\text{O}_3 = 3\text{O}_2$. Nie widział różnicy między pojęciami „substancja prosta” a „pierwiastek” i angielski uczony D. Dalton. Później D. Mendelejew wypowiedział się tak: „Ciała proste jest substancją..., a pod pojęciem „pierwiastek” należy rozumieć składową część ciał prostych i złożonych”.

Na początku XX w. uczeni ustalili, że atom składa się z dodatnio naładowanego jądra i ujemnie naładowanych elektronów. Od tego czasu określa się pierwiastek jako pewien rodzaj atomów o pewnym ładunku jądra. Dziś, charakteryzując jakościowy skład wody, każdy z was powie: substancja ta jest utworzona z dwóch rodzajów atomów (o ładunku jąder +1 i +8, lub z dwóch pierwiastków — wodoru i tlenu).

Pierwsze próby klasyfikacji pierwiastków chemicznych. Na pierwszych etapach rozwoju chemii uczeni próbowali „uporządkować” kilkadziesiąt znanych wówczas pierwiastków chemicznych, dokonać ich klasyfikacji.

Klasyfikacja — to podział obiektów (przedmiotów, organizmów żywych, zjawisk i in.) na grupy lub rodzaje według pewnych cech.

W chemii istnieje kilka klasyfikacji pierwiastków, substancji, reakcji chemicznych.

- ▶ Na jakie grupy dzielą się substancje? Nazwij znane Ci typy reakcji chemicznych?

Klasyfikację substancji prostych, na podstawie której później powstała pierwsza klasyfikacja pierwiastków chemicznych, zaproponował w końcu XVIII w. A. L. Lavoisier. Podzielił on substancje proste na metale i niemetale (dziś pierwiastki chemiczne dzielą się na metaliczne i niemetaliczne). Taka klasyfikacja była dość ogólna i niedoskonała. Niektóre substancje proste (na przykład, grafit, telur) według jednych właściwości przypominały metale, a według innych — niemetale. Jednak, podział substancji prostych oraz pierwiastków chemicznych na dwie wielkie grupy odegrał wielką rolę w rozwoju chemii.

Wśród metali i wśród niemetali trafiały się bardzo podobne substancje. Uczniwi połączyli je w osobne grupy. Substancje proste każdej grupy otrzymały następujące ogólne nazwy: metale alkaliczne, metale ziemalkaliczne, fluorowce (chlorowce, halogeny), gazy szlachetne.

Metale alkaliczne (litowce) — to lit, sód, potas, rubid, cez, frans. One są bardzo miękkie, lekkie, łatwotopliwe (rys. 1).

W reakcjach chemicznych metale alkaliczne są bardzo aktywne (rys. 2). Na powietrzu szybko reagują z tlenem, parą wodną. Powierzchnia ich ciemnieje i ulega utlenieniu. Dlatego te metale przechowuje się w hermetycznie zamkniętym naczyniu (rys. 3) lub w ampułach, z których usunięto powietrze. Opisane metale zostały nazwane alkalicznymi, ponieważ one reagując z wodą, tworzą alkalia (ługi) — rozpuszczalne zasady o ogólnym wzorze MOH.

Metale ziemalkaliczne. Do tych substancji należą: beryl, magnez, wapń, stront, bar i rad.



Rys. 1.
Sód można
kroić nożem



Rys. 2.
Reakcja cezu
z wodą



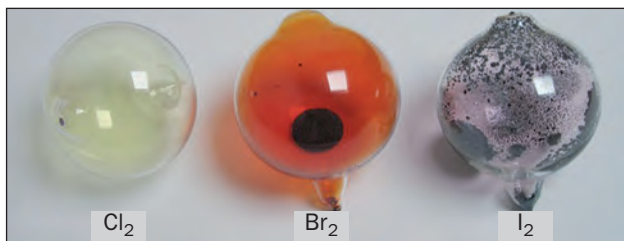
Rys. 3.
Tak przechowuje się
metale alkaliczne

Podobnie jak metale alkaliczne reagują one z wieloma substancjami, lecz nie tak aktywnie. Produktami ich reakcji z wodą są ługi¹ o ogólnym wzorze $M(OH)_2$.

Fluorowce (halogeny) — taką nazwę mają najaktywniejsze niemetal. Należą do nich: fluor, chlor, brom, jod. Cząsteczki tych substancji prostych są dwuatomowe: F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 . W zwykłych warunkach fluor i chlor są gazami, brom — cieczą, a jod — substancją stałą (rys. 4). Fluor jest najaktywniejszym spośród halogenów i innych niemetalu.

Halogeny reagują z wodorem tworząc związki, które mają następujące wzory: HF, HCl, HBr, HI. Te związki, w warunkach normalnych — gazy, dobrze rozpuszczają się w wodzie: ich wodne roztwory to — kwasy. Halogeny współdziałają z wieloma metalami. Produktem takich reakcji jest sól. Dlatego nazwa „halogeny” pochodzi od słowa greckiego „halos” — sól. Wszystkim znany jest związek sodu z chlorem — NaCl, sól kuchenna.

Helowcami albo gazami szlachetnymi (obojętymi) nazywamy pierwiastki: hel, neon, argon, kryp-



Rys. 4.
Chlor, brom i jod

¹Wodorotlenek magnezu nie jest ługiem.

Warto wiedzieć

Gaz szlachetny hel uczeni najpierw odkryli na Słońcu, dopiero po 13 latach — na naszej planecie

ton, ksenon i radon. Otrzymały one taką nazwę dlatego, że są to gazy chemicznie prawie nieczynne. Gazy te składają się nie z cząsteczek jak inne gazy, lecz z atomów. Te substancje proste odkryte były w drugiej połowie XIX w.

Pierwiastki, od których pochodzą omówione wyżej substancje proste, mają analogiczne nazwy ogólne: *pierwiastki alkaliczne, pierwiastki ziemalkaliczne, halogeny, pierwiastki obojętne (inertne)*.

Pod koniec lat 20-tych XIX wieku chemik niemiecki W. Debereiner podzielił część podobnych pierwiastków na trójki tzw. *triady*:

Li, Na, K Ca, Sr, Ba S, Se, Te
Cl, Br, I Fe, Co, Ni

W pierwszej triadzie znalazły się pierwiastki alkaliczne, w drugiej — ziemalkaliczne, w czwartej — halogeny. Umieścił on pierwiastki w triadach według wzrastania mas względnych atomowych i zauważył ciekawą prawidłowość: względna masa atomowa środkowego pierwiastka stanowiła w przybliżeniu średnią arytmetyczną względnych mas atomowych pierwiastków skrajnych. Względna masa atomowa atomu środkowego pierwiastka jest dokładna lub podana w przybliżeniu:

$$\frac{A_r(\text{Li}) + A_r(\text{K})}{2} = \frac{7 + 39}{2} = 23 = A_r(\text{Na}).$$

Oprócz tego, właściwości substancji prostej i związków tego pierwiastka okazały się „przejściowymi” w porównaniu z właściwościami substancji prostych i związków dwóch sąsiednich pierwiastków w triadach Debereinera. Stworzyć triady z innych pierwiastków Debereinerowi nie udało się.

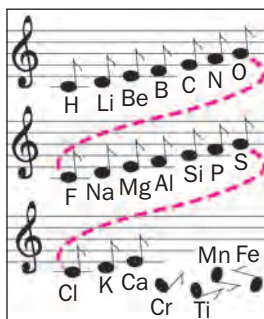
W 1865 r. chemik angielski John Newlands z znanych wówczas pierwiastków ułożył rząd w kolejności wzrastania ich względnych mas atomowych:

H Li Be B C N O F Na Mg Al Si P S Cl K Ca Cr Ti Mn Fe ...

Zauważył on, że każdy ósmy pierwiastek miał podobne właściwości do pierwszego. Podobnie było z odpowiednimi substancjami prostymi. Taką prawidłowość ma szereg dźwiękowy w muzyce każda pierwsza i ósma nuta mają takie same nazwy i podobny dźwięk.

► Znajdź w powyższym szeregu pierwiastki podobne do sodu i fluoru.

Rys. 5.
„Oktawy”
pierwiastków
chemicznych



Prawidłowość spostrzeżoną przez Newlandsa nazwano *prawem oktaw*. Lecz przejawiała się ona tylko na początku szeregu pierwiastków, a potem dalej była zaburzona (rys. 5). Na przykład, mangan w dużym stopniu różnił się od żelaza, a żelazo całkowicie nie podobne było do siarki. Liczba 8 była, jak świadczy o tym historia chemii, w tych czasach uważana była za liczbę magiczną, lecz po zbadaniu budowy atomu była otrzymało to objaśnienie naukowe.

Z innych prób systematyki pierwiastków na uwagę zasługuje praca niemieckiego chemika L. Meyera. W 1864 r. ułożył on pierwiastki według wzrastania względnych mas atomowych i według ich wartościowości (tabl. 1). Ponieważ wiele wartości mas atomowych i wartościowość pierwiastków były błędnie obliczone, i dla niektórych pierwiastków w ogóle nieznane, dlatego nie wszystkie pierwiastki weszły do tablicy zaproponowanej przez L. Meyera. Uczony umieścił w swej tablicy tylko 28 pierwiastków chemicznych, czyli o wiele mniej niż znano w tym czasie.

Tablica 1

Tablica pierwiastków chemicznych L. Meyera

Wartościowość					
IV	III	II	I	I	II
...	Li = 7,03	(Be = 9,3?)
C = 12,0	N = 14,04	O = 16,00	F = 19,0	Na = 23,05	Mg = 24,0
Si = 28,5	P = 31,0	S = 32,07	Cl = 35,46	K = 39,13	Ca = 40,0
...	As = 75,0	Se = 78,8	Br = 79,97	Rb = 85,4	Sr = 87,6
Sn = 117,6	Sb = 120,6	Te = 128,3	I = 126,8	Cs = 133,0	Ba = 137,1
Pb = 207,0	Bi = 208,0	(Tl = 204?)	...

Te różne próby uczonych pogrupowania pierwiastków chemicznych były już wstępem do ogólnej ich systematyki. Wkrótce D. Mendelejew zawiadomił o opracowanym przez niego układzie okresowym pierwiastków chemicznych.

WNIOSKI

Wyobrażenie o pierwiastku chemicznym zmieniało się wraz z rozwojem nauki. Dawniej chemicy nie rozróżniali pojęć pierwiastek chemiczny i substancja prosta. Było znanych kilka grup podobnych substancji prostych: metale alkaliczne, metale ziemalkaliczne, halogeny. Później były odkryte gazy szlachetne.

Pierwsze próby klasyfikacji pierwiastków chemicznych obejmowały tylko pewną ich część i nie miały one najczęściej poważnego uzasadnienia naukowego.



1. Co dawniej uważano za pierwiastek chemiczny, a co obecnie?
2. Wybierz cechy, które wykorzystał A. Lavoisier, W. Debereiner, Y. Newlands, L. Meyer do klasyfikacji substancji prostych i pierwiastków chemicznych: właściwości substancji prostych, rozprzestrzenienie pierwiastków w przyrodzie, skład związków, wartości względnych mas atomowych, wartościowość pierwiastków.
3. Scharakteryzuj rozmieszczenie pierwiastków każdej triady W. Debereinera w układzie okresowym.
4. Porównaj względną masę atomową bromu z połową sumy względnych atomowych mas chloru i jodu.
5. Porównaj szereg pierwiastków J. Newlandsa z ich kolejnością w układzie okresowym D. Mendelejewa i znajdź cechy odmienne.

2

Prawo okresowości D. Mendelejewa

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- dowiedzieć się o istnieniu naturalnego szeregu pierwiastków chemicznych;

- wyobrazić sobie, w jaki sposób zostało odkryte przez D. Mendelejewa prawo okresowości;
- zrozumieć treść prawa okresowości.

Problem klasyfikacji pierwiastków chemicznych w latach 60. XIX w. bardzo zainteresował D. Mendelejewa (rys. 6). Doszukiwał się on prawidłowości i więzi istniejących między wszystkimi pierwiastkami, a nie tylko między ich częścią.

Rys. 6.
D. Mendelejew
w okresie pracy
nad systematyką
pierwiastków



Rys. 7.
Początek
szeregu
pierwiastków*
ułożony przez
D. Mendelejewa

W tym czasie już były znane 63 pierwiastki chemiczne. Dla każdego z nich uczony sporządził kartkę, na której wypisał symbol chemiczny pierwiastka, jego nazwę, względną masę atomową, wartościowość i niektóre ważniejsze cechy substancji prostej i związków. Ponieważ masa atomu wydawała się wówczas najbardziej charakterystyczną i trwałą cechą pierwiastków, Mendelejew postanowił przyjąć ją za podstawę klasyfikacji. Grupując pierwiastki w odpowiedniej kolejności, zgodnie ze wzrastającą względną masą atomową (rys. 7)¹ Mendelejew zauważył (jak i J. Newlands przedtem) ciekawą prawidłowość. Okazało się, że co pewien interwał pierwiastki mają podobne do siebie właściwości chemiczne i tworzą podobne substancje proste i związki.

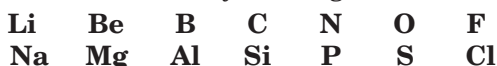
H	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	...
1	7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	

* Pod symbolem pierwiastka ukazano wartość względną masy atomowej. Na kartkach o ciemniejszym kolorze — pierwiastki metaliczne.

¹ Pierwiastki szlachetne odkryto później.

Szereg zaczyna się od pierwiastka niemetalicznego — wodoru, którego atom miał najmniejszą masę. Po nim są rozmieszczone pierwiastki metaliczne lit i beryl, a potem znów pierwiastki niemetaliczne boru do fluoru, dalej znów pierwiastki metaliczne itd. A więc, *w szeregu charakter pierwiastków okresowo powtarza się.*

Mendelejew podzielił ułożony szereg na kilka fragmentów (są to znane wam *okresy*). Każdy taki fragment zaczyna się z typowego pierwiastka metalicznego (alkalicznego) i kończy się typowym pierwiastkiem niemetalicznym (halogenem):



D. Mendelejew zauważył ciekawą nową prawidłowość: w każdym fragmencie charakter pierwiastków, właściwości ich substancji prostych, oraz skład i właściwości związków zmieniają się stopniowo. Rozpatrzmy jeden z fragmentów szeregu pierwiastków (rys. 8).

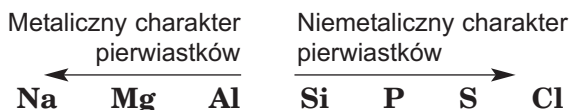
Na pierwszym miejscu w tym szeregu jest pierwiastek alkaliczny sód. Jest on jednowartościowy, tworzy bardzo aktywny metal sód, a także tlenek zasadowy Na_2O i ług NaOH . Za nim jest umieszczony dwuwartościowy magnez, od którego pochodzą substancje o mniejszej aktywności chemicznej — metal magnez, tlenek zasadowy MgO i słabrozpuszczalna zasada $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Trzecie miejsce zajmuje trójwartościowy glin. Jego tlenek Al_2O_3 i wodorotlenek Al_2O_3 są amfoteryczne czyli znacznie różnią się od analogicznych związków magnezu. Następne pierwiastki to niemetale: krzem, fosfor, siarka i chlor. Maksymalna wartościowość tych pierwiastków wzrasta od 4 do 7. Aktywność chemiczna odpowiednich niemetali a także kwasów odpowiadających wyższym tlenkom pierwiastków wzrasta; najaktywniejszy jest chlor i kwas HClO_4 .

Rys. 8.
Fragment szeregu pierwiastków*

Na I Na_2O NaOH	Mg II MgO $\text{Mg}(\text{OH})_2$	Al III Al_2O_3 $\text{Al}(\text{OH})_3$	Si IV SiO_2 H_2SiO_3	P V P_2O_5 H_3PO_4	S VI SO_3 H_2SO_4	Cl VII Cl_2O_7 HClO_4
---	--	--	--	---	---	---

* Pod symbolami pierwiastków umieszczono maksymalne znaczenia wartościowości, wzory wyższych tlenków, odpowiednich wodorotlenków i kwasów.

Zauważono, że w każdym fragmencie właściwości metaliczne przechodzą w niemetaliczne. *Metaliczny charakter pierwiastków rośnie od prawej do lewej strony, a charakter niemetaliczny — od lewej do prawej.*



Szereg pierwiastków ułożony według wzrastania mas atomowych D. Mendelejew nazwał *szeregiem naturalnym*, czyli takim, który istnieje w przyrodzie niezależnie od człowieka.

Prawidłowości wyjawione w naturalnym szeregu pierwiastków naprowadziły uczonego na odkrycie w 1869 r. *prawa okresowości*:

Właściwości pierwiastków chemicznych oraz substancji prostych, a także skład i właściwości ich związków znajdują się w zależności okresowej od wartości ich mas atomowych.

Okresowość w chemii — to powtórzenie (lecz nie kopiowanie) charakteru chemicznego pierwiastków, cech szczególnych budowy ich atomów, składu, budowy i właściwości substancji co pewną ilość pierwiastków w ich szeregu naturalnym.

W czasach Mendelejewa poziom nauki nie był dość wysoki. Dlatego nie udało się mu wyjaśnić przyczyny okresowości, lecz wierzył on, że to stanie się w przyszłości. Dzisiaj wiadomo, że *okresowość w świecie pierwiastków chemicznych uwarunkowana jest przez budowę elektronową atomów.*

Mendelejew nie ograniczał się do faktycznego materiału, który miała do swojej dyspozycji nauka chemiczna. Jeżeli przez jakiś pierwiastek była naruszona ogólna prawidłowość w szeregu naturalnym, on proponował uczonym chemikom jeszcze raz skontrolować względną masę atomową pierwiastka. Uchony przewidział nie tylko odkrycie nowych pierwiastków, lecz i wartości ich mas atomowych, właściwości substancji prostych, istnienie związków w przyrodzie itp.

Warto zauważyć, że rozmieszczenie kilku pierwiastków w szeregu naturalnym nie odpowiada wzrastaniu względnych mas atomowych. Mendelejew

umieścił, na przykład, telur przed jodem, chociaż względna masa atomowa teluru jest trochę większa. Uczony wziął pod uwagę to, że substancja prosta jod jest aktywniejszym niemetalem niż substancja prosta telur, też niemetale. A więc, jod ma silniej wyrażony charakter niemetaliczny i powinien być umieszczony po telurze.

Prawo okresowości — jedno z głównych praw przyrody. Prawo przedstawia łączność pierwiastków chemicznych, wzajemne więzi między nimi. Ucząc się chemii, często będziesz odwoływać się do tego prawa, wyszukiwać nowe fakty, które potwierdzają jego prawidłowość. Ono pomoże Ci przewidywać właściwości chemiczne substancji prostych i złożonych, możliwość przemian chemicznych w reakcjach z ich udziałem.

WNIOSKI

Układając pierwiastki chemiczne w szereg według wzrastania względnych mas atomowych, D. Mendelejew odkrył prawo okresowości. Uczony sformułował go tak: właściwości pierwiastków chemicznych oraz substancji prostych, a także skład i właściwości ich związków znajdują się w zależności okresowej od ich mas atomowych.

Prawo okresowości — jedno z podstawowych praw przyrody. Stanowi ono podstawę nauki chemicznej.



6. Na podstawie układu okresowego wyjaśnij, o ile więcej pierwiastków jest znanych w porównaniu z czasami, kiedy żył Mendelejew?
7. Jak rozumiesz pojęcie „okresowość”? Jakie zmiany w przyrodzie można scharakteryzować tym słowem? Porównaj je ze słowami „ciągłość” i „stopniowość”.
8. Ułóż pierwiastki F, C, B, O, N w porządku osłabienia ich charakteru niemetalicznego.
9. Który z pierwiastków wykazuje większe właściwości metaliczne: potas beryl (Be) czy lit (Li). Który z podanych metali jest aktywniejszy w reakcjach chemicznych?

- Okresowo czy stopniowo zmienia się wartościowość pierwiastków w ich szeregu naturalnym? Podaj przykłady.
- Znajdź w układzie okresowym kilka par pierwiastków, w każdej z których pierwiastek o większej liczbie porządkowej ma mniejszą masę atomową.

3 Układ okresowy pierwiastków chemicznych

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- korzystać z różnych wariantów układu okresowego;
- otrzymywać informację o pierwiastku chemicznym z układu okresowego;
- przewidywać charakter pierwiastka według jego rozmieszczenia w układzie okresowym.

Warto wiedzieć

Układ okresowy nazywany jest również „wielkim uogólnieniem” pierwiastków

Układ okresowy — źródło wiadomości o pierwiastkach chemicznych. Po tym jak D. Mendelejew podzielił szereg naturalny pierwiastków chemicznych na fragmenty, umieścił drugi fragment pod pierwszym, trzeci — pod drugim itd. Tak powstała tablica, a w jej kolumnach znalazły się podobne pierwiastki: alkaliczne, ziemalkaliczne, halogeny itp. Tak powstał *układ okresowy pierwiastków chemicznych*.

Układ okresowy pierwiastków chemicznych jest w każdym szkolnym gabinecie chemicznym. Jest on w każdym podręczniku z chemii. Układem okresowym posługują się uczniowie, studenci, wykładowcy, uczeni, ponieważ w nim podana jest najważniejsza informacja o pierwiastku chemicznym. Według miejsca pierwiastka w układzie okresowym można wyjaśnić budowę jego atomu, przewidzieć właściwości chemiczne substancji prostej, różnych związków chemicznych.

Układ okresowy pierwiastków ma formę tablicy. Nazywamy ją *tablicowym przedstawieniem prawa okresowości*. Są dwa rodzaje tablicy: *krótka forma* (wyklejka I) i *długa* (dodatek). Krótką formą posługujemy się częściej, ponieważ jest wygodniejsza i bardziej ścisła.

Warto wiedzieć

Wodór rozmieszczony jest w dwóch kratkach, które znajdują się w lewym górnym i w prawym górnym rogu układu okresowego

Każdy pierwiastek zajmuje w tablicy układu okresowego określoną kratkę (oprócz wodoru). W każdej kratce jest podana główna informacja o pierwiastku:

- symbol pierwiastka;
- jego liczba porządkowa (liczba atomowa);
- nazwa pierwiastka;
- masa atomowa (wartość względnej masy atomowej);
- nazwa substancji prostej, jeżeli różni się ona od nazwy pierwiastka.

► Jakie wiadomości można zaczerpnąć z układu okresowego o pierwiastku nr 9?

W krótkiej formie tablicy układu okresowego każda kratka mieści dane o elektronowej budowie atomu, zaś w długiej formie tablicy podane są tylko symbole i nazwy pierwiastków, liczba porządkowa oraz nazwy niektórych substancji prostych.

Budowa układu okresowego. Podstawowe jednostki strukturalne układu to *okresy* i *grupy*.

Okres — to fragment naturalnego szeregu pierwiastków od pierwiastka alkalicznego¹ do gazu obojętnego.

Każdy z wariantów układu okresowego składa się z siedmiu okresów. W długiej formie tablicy okres składa się z jednego rzędu pierwiastków, a w krótkiej — z jednego lub dwóch rzędów pierwiastków. Ostatni okres posiada puste kratki; trzech pierwiastków, które powinny być w nich umieszczone jeszcze nie odkryto.

W pierwszym okresie są 2 pierwiastki, w drugim i w trzecim po 8 pierwiastków. Nazywamy je okresami krótkimi. W 4. i 5. okresie jest 18 pierwiastków, w 6. okresie — 32, w 7. (niedokończonym) — tylko 29. Nazywamy je długimi.

Okresy numeruje się cyframi arabskimi.

Grupa — to pionowa kolumna pierwiastków o podobnych właściwościach chemicznych. Krótka forma tablicy ma jedną kolumnę, a długa — dwie kolumny.

¹ Pierwszy okres zaczyna się od wodoru.

W układzie okresowym jest osiem grup. Grupy numeruje się za pomocą liczb rzymskich. Każda grupa dzieli się na dwie podgrupy: *główną* i *poboczną*. W tablicy o długiej formie główne podgrupy w układzie okresowym oznaczają się literą „a”, a poboczne — „b”. W tablicy o krótkiej formie układu okresowego, pierwiastki głównych podgrup są umieszczone z lewej strony od środka kratki, a symbole pierwiastków podgrup pobocznych — z prawej strony. Rozpoznać podgrupy można jeszcze tak: kratki pierwiastków głównych podgrup są zabarwione różowym lub żółtym kolorem, a kratki pierwiastków podgrup pobocznych — kolorem niebieskim lub zielonym.

Fragmenty dwóch rodzajów układu okresowego są podane na rys. 9.

Rys. 9.

Okresy, grupy i podgrupy w długiej formie (a) i krótkiej formie (b) układu okresowego

Podgrupy główne
Podgrupy poboczne

Grupa \ Okresy	Ia	IIa	IIIb	IVb		Ib	IIb	IIIa	IVa	Va	VIa	VIIa	VIIIa
1	H												He
2	Li	Be						B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg						Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti		Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr

a

Podgrupy główne

Grupa	a I b	a II b	a III b	a IV b	
1	H				
2	Li	Be	B	C	
3	Na	Mg	Al	Si	
4	K	Ca	Sc	Ti	
	Cu	Zn	Ga	Ge	
5	Rb	Sr	Y	Zr	
	Ag	Cd	In	Sn	
6	Cs	Ba	La	Hf	
	Au	Hg	Tl	Pb	
7	Fr	Ra	Ac	Rf	
	Rg	Cn		Fl	

Podgrupy poboczne

b

- ▶ Nazwij pierwiastki grup I i IV, które należą:
a) do podgrup głównych; b) do podgrup pobocznych.

W dolnej części krótkiej i długiej formy (wariantów) układu okresowego są dwa odrębne rzędy, w każdym z nich jest po 14 pierwiastków. W górnym rzędzie są umieszczone pierwiastki o ogólnej nazwie „lantanowce” (podobne do lantanu), w dolnym — „aktynowce” (podobne do aktynu). Większą ilość tych pierwiastków odkryto w XX wieku. Wchodzi one do szeregu naturalnego pierwiastków, do grupy III podgrupy pobocznej. Lantanowce — to pierwiastki okresu 6-tego, a aktynowce — 7-go. Dla wygody, żeby nie dzielić kratki lantanu i aktynu, po to by rozmieścić w nich lantan i lantanowce, aktyn i aktynowce, pierwiastki te wyniesiono za granice głównego pola układu okresowego.

Znając miejsce pierwiastka w układzie okresowym można przewidywać chemiczny charakter pierwiastka. Z klasy 7 wiadomo Ci, że w tablicy o formie długiej (w długim wariacie) układu jest linia łamana, na lewo od której znajdują się pierwiastki metaliczne, a na prawo — pierwiastki niemetaliczne. Niektóre pierwiastki znajdują się blisko tej linii (Ge, Sb, Po). Tworzą one substancje proste, które według pewnych właściwości są podobne do metali, a według innych do niemetali. W podgrupach głównych są umieszczone pierwiastki zarówno metaliczne, jak i niemetaliczne, w podgrupach pobocznych — tylko pierwiastki metaliczne¹.

- ▶ Jakich rodzajów pierwiastki znajdują się w podgrupach Ia, Ib, IVa, IVb?

Najbardziej podobne do siebie są pierwiastki jednej podgrupy, a między pierwiastkami podgrupy głównej i pobocznej w każdej grupie są istotne różnice.

¹ Pierwiastki podgrup pobocznych noszą nazwę przejściowych.

WNIOSKI

Układ okresowy pierwiastków chemicznych w postaci tablicy przedstawia prawo okresowości.

Istnieją dwa warianty układu okresowego — krótki i długi. Każdy wariant układu okresowego składa się z okresów i grup, a każda grupa z podgrupy głównej i pobocznej.

Okres jest to fragment naturalnego szeregu pierwiastków chemicznych. Każdy okres zaczyna metal alkaliczny, a kończy gaz obojętny. Grupa jest to pionowa kolumna pierwiastków o podobnych właści

wościach chemicznych. W krótkim wariacie układu jest to jedna kolumna, a w długim — dwie.

Linia łamana w wariacie długim układu okresowego dzieli go na dwie części. Na lewo i niżej od niej są umieszczone pierwiastki metaliczne, a na prawo i wyżej — pierwiastki niemetaliczne.



12. Jaka część układu okresowego nazywa się okresem, a jaka grupą pierwiastków chemicznych?
13. Ile jest okresów w układzie okresowym? Porównaj je według ilości pierwiastków.
14. Ile jest grup w układzie okresowym? Ile podgrup ma każda grupa? Jak one one się nazywają i jak się je rozróżnia?
15. W której z grup układu okresowego znajduje się najwięcej pierwiastków? Ile?

Pierwiastek chemiczny		Liczba porządkowa	Położenie w układzie okresowym		
			okres	grupa	podgrupa
symbol	nazwa				
C					
			4	V	a
		26			

16. Uzupełnij tabelę:
17. Nazwij pierwiastki, które są rozmieszczone:
 - a) w 2. okresie, V grupie;

- b) w 5. okresie, w podgrupie głównej IV grupy;
 - c) w 4. okresie, w podgrupie pobocznej VII grupy;
 - d) w 6. okresie, w pobocznej podgrupie VIII grupy.
- Dla każdego pierwiastka wskaż liczbę porządkową.

18. Spośród podanych liczb odszukaj te, które odpowiadają liczbie porządkowej pierwiastków metalicznych i niemetalicznych: 1, 6, 11, 16, 20, 30, 35.
19. Biorąc pod uwagę rozmieszczenie w układzie okresowym bromu, magnezu, manganu, selenu, wskaż czy metaliczny, czy niemetaliczny jest każdy z wymienionych pierwiastków.
20. Nazwij po dwa pierwiastki najbardziej podobne do:
 - a) strontu Sr;
 - b) niobu Nb;
 - c) cyny Sn;
 - d) chloru Cl.

4 Budowa atomu

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- wyjaśnić budowę atomu i skład jego jądra;
- obliczać liczbę protonów, neutronów i elektronów w atomie.

Z czego składa się atom. W ciągu wielu wieków poglądy starożytnych filozofów o atomie jako najdrobniejszej, jednorodnej, niepodzielnej cząstce nie zmieniały się. Jednak w drugiej połowie XIX w. uczeni ustalili, że atom nie jest jednolitą cząstką, a ma budowę złożoną, składa się on z jeszcze drobniejszych cząstek.

Z kursu chemii w klasie 7 już wiesz, że:

- atom jest najmniejszą elektrycznie obojętną cząstką substancji, która składa się z dodatnio naładowanego jądra i ujemnie naładowanych elektronów, które krążą wokół niego (rys. 10);
- wielkość ładunku jądra oraz ilość elektronów w atomie są takie same jak liczba porządkowa pierwiastka;
- jądro jest dziesiątki tysięcy razy mniejsze od atomu;
- prawie cała masa atomu skoncentrowana jest w jądrze.

Rys. 10
Model atomu
wodoru —
pierwiastka nr 1



Dalsze badania naukowe budowy atomu w XX wieku wykazały, że jądra atomów składają się z elementarnych cząstek materii dwóch rodzajów: *protonów*¹ oraz *neutronów*². Ogólna ich nazwa — *nukleony*³.

Proton ma taki sam ładunek według wartości jak elektron, lecz dodatni: +1. Liczba protonów określa ładunek jądra atomu i jest taka sama, jak ilość elektronów. Neutron — cząstka nienaładowana. Proton oznaczamy p^+ , a neutron — n^0 .

Charakteryzując cząstki, które wchodzą w skład atomów, jak również same atomy, posługujemy się nie absolutnymi, lecz względnymi masami. Masy protonu i neutronu w przybliżeniu są jednakowe i prawie 2000 razy większe od masy elektronu. Wartość względnych mas protonu i neutronu dorównuje jedności.

Tak więc, w atomie są cząstki o ładunku dodatnim, ujemnym oraz te, które nie mają ładunku (schemat 1).

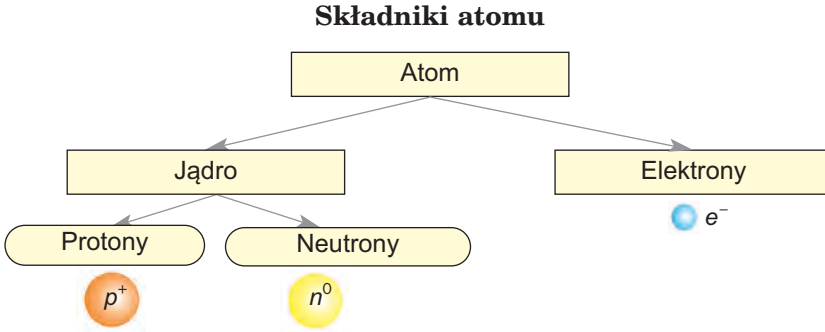
Elektrony przyciągają się do jądra atomu dzięki siłom elektrostatycznym, jednak nie padają na niego, ponieważ poruszają się z wielką szybkością. Protony i neutrony utrzymywane są w jądrze przez specyficzne, siły „jądrowe”. Pochodzenie tych sił nie zostało jeszcze do końca poznane.

Liczba protonowa i liczba nukleonów. Liczbę protonów w atomie nazywamy *liczbą protonową*. Oznacza się ją dolnym indeksem z lewej strony od symbolu pierwiastka: ${}_4\text{Be}$.

¹ Nazwa pochodzi od greckiego słowa *prōtos* — pierwszy, najprostszy.

² Nazwa pochodzi od łacińskiego słowa *neutrum* — ni to, ni tamto.

³ Nazwa pochodzi od łacińskiego słowa *nucleus* — jądro.



- Jakie wartości liczb protonowych mają pierwiastki fluor i sód?

Biorąc pod uwagę budowę atomu, można podać następującą definicję pierwiastka chemicznego:

pierwiastek chemiczny jest to rodzaj atomów o pewnej liczbie protonowej.

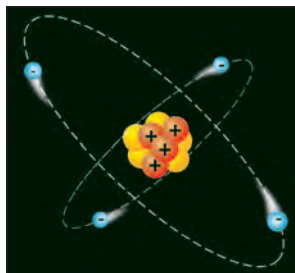
Sumaryczną liczbę protonów i neutronów nazywamy *liczbą nukleonów (liczbą masową)*. Oznacza się ją literą *A* i zapisuje się górnym indeksem z lewej strony od symbolu pierwiastka: ${}^9\text{Be}$.

Ilość neutronów równa się różnicy między liczbą nukleonów a liczbą protonową: $9 - 4 = 5$. A więc neutronów w atomie berylu jest 5 (rys. 11).

Istnieje dwadzieścia pierwiastków chemicznych, w których wszystkie atomy mają jednakowe liczby nukleonów są one prawie zgodne ze względnymi masami atomowymi podanymi w tabelcy okresowej pierwiastków:

**Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, Co, As,
Y, Nb, Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Au, Bi.**

Liczba nukleonów
→ ${}^9\text{Be}$
Liczba protonów
→ ${}_4\text{Be}$



Rys. 11
Model atomu
berylu

- zrozumieć, czym współczesne sformułowanie prawa okresowości różni się od tego, które odkrył D. Mendelejew.

Izotopy. Atomy jednego pierwiastka mają jednakową ilość protonów i elektronów, ale nie zawsze jednakową ilość neutronów.

Rodzaje atomów jednego pierwiastka z różną ilością neutronów nazywamy *izotopami*¹.

Znane są trzy izotopy pierwiastka wodoru. Każdy ma odmienną nazwę własną i oznaczenie (rys. 12). W przyrodzie jest najwięcej takich atomów wodoru, jądro których składa się tylko z protonu. Na kilka tysięcy takich atomów przypada jeden atom wodoru, jądro którego oprócz protonu mieści jeszcze neutron. Dwa rodzaje atomów — prot i deuter — są naturalnymi izotopami wodoru. Uczonym fizykom udało się w laboratorium sztucznie otrzymać atomy tego pierwiastka o dwóch neutronach w jądrze. Ten sztuczny trzeci rodzaj atomów wodoru nazwano trytem.

Rys. 12.
Izotopy wodoru



Liczba nukleonów (sumaryczna ilość protonów i neutronów) dla izotopów wodoru stanowi 1, 2, 3. Tak więc, *izotopy* — to rodzaje atomów jednego pierwiastka posiadające różne liczby nukleonów.

Substancje utworzone przez izotopy pierwiastka nieco różnią się według właściwości fizycznych. Gęstość wody „ciężkiej”, która składa się z cząsteczek D_2O , stanowi $1,104 \text{ g/cm}^3$,

¹ Termin pochodzi z jęz. grec. isos — ten sam, jednakowy oraz topos — miejsce. Izotopy pierwiastka „należą” do jednej kratki układu okresowego.

a temperatura wrzenia (przy normalnym ciśnieniu) — +101,43 °C. Dla zwykłej wody (H₂O) te właściwości fizyczne są wam dobrze znane — gęstość 1,000 g/cm³ i +100° C. Chemiczne właściwości obydwu substancji (H₂O i D₂O) są jednakowe. Woda „ciężka” podobnie jak zwykła reaguje z sodem, tlenkiem wapnia, tlenkiem fosforu (V) oraz z innymi związkami.

W przyrodzie jest wiele pierwiastków, które mają kilka rodzajów atomów, czyli izotopów. A dwadzieścia pierwiastków wymienionych w poprzednim paragrafie mają tylko jeden rodzaj atomów (atomy każdego z tych pierwiastków są zupełnie jednakowe).

Izotopy

¹H, ²H, ³H

Izotopy oznacza się za pomocą symboli lub nazw pierwiastków z obowiązkowym zaznaczeniem liczby nukleonów: ¹H, ²H, ³H (chlor-35, chlor-37). Często wykorzystuje się pełne oznaczenia izotopów — ¹₁H, ²₁H, ³₁H, ³⁵₁₇Cl, ³⁷₁₇Cl (dolny indeks — to liczba porządkowa pierwiastka).

Dowolny rodzaj atomów nazywa się *nuklidem*.

Nuklidy są to rodzaje atomów różnych pierwiastków: ¹H, ¹²C, ²³Na, ²³⁸U, ³⁵Cl, ⁵⁴Fe, ¹⁰⁹Ag, ¹³⁸Ba. Obecnie znanych jest prawie 2300 nuklidów.

Nuklidy

¹H, ¹²C, ⁴⁰K

Izotopy — to nuklidy (rodzaje atomów) jednego pierwiastka:

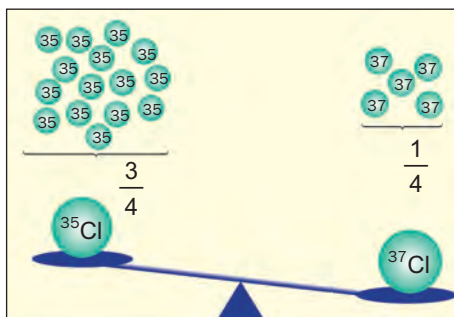
¹H, ²H, ³H — izotopy wodoru;

¹²C, ¹³C — izotopy węgla.

Obliczanie względnych mas pierwiastków, które mają izotopy. W przyrodzie istnieją dwa nuklidy chloru. Dla jednego rodzaju atomów liczba nukleonów (względna masa atomowa) równa się 35, a dla innego — 37. Uczni ustalili, że ilość „lekkich” atomów chloru stanowi trzy czwarte ogólnej ilości atomów tego pierwiastka, natomiast ilość „ciężkich” atomów — jedną czwartą (rys. 13). Według tych danych można obliczyć względną masę atomową chloru:

$$A_r(\text{Cl}) = \frac{3}{4} \cdot 35 + \frac{1}{4} \cdot 37 = 35,5.$$

Rys. 13.
Izotopy
chloru



Liczby $\frac{3}{4}$ i $\frac{1}{4}$ — nazywają się *uławkami atomowymi* izotopów. Jest to stosunek ilości atomów każdego nuklidu do ogólnej ilości atomów pierwiastka. Podane ułamki atomowe dla izotopów chloru można wyrazić także w procentach: 75 % i 25 %.

Щось із буквами

Ułamki atomowe oznacza się literą grecką χ (czyta się „chi”). Znając ułamki atomowe izotopów pierwiastka (χ_1, χ_2 itd.) w ich mieszaninie naturalnej oraz odpowiednie liczby nukleonów (A_1, A_2 itd.), można obliczyć względną masę atomową pierwiastka według wzoru:

$$A_r = \chi_1 \cdot A_1 + \chi_2 \cdot A_2 + \dots + \chi_n \cdot A_n.$$

Niżej podano przykład obliczania ułamków atomowych dwóch nuklidów pierwiastka według jego względnej masy atomowej.

ZADANIE. Miedź posiada naturalne nuklidy ^{63}Cu i ^{65}Cu . Oblicz ich ułamki atomowe, biorąc pod uwagę dokładną wartość względnej masy atomowej pierwiastka.

Dane:

$$\begin{array}{l} ^{63}\text{Cu} \\ ^{65}\text{Cu} \\ \hline \chi(^{63}\text{Cu}) \text{ — ?} \\ \chi(^{65}\text{Cu}) \text{ — ?} \end{array}$$

Rozwiązanie

1. Znajdujemy w układzie okresowym wartość względnej masy atomowej miedzi:

$$A_r(\text{Cu}) = 63,546.$$

2. Oznaczamy ułamek atomowy nuklidu ^{63}Cu znakiem x . Wtedy ułamek atomowy nuklidu ^{65}Cu wyniesie $1 - x$.

3. Obliczamy ułamki atomowe nuklidów miedzi, wykorzystując wzór podany w paragrafie:

$$A_r(\text{Cu}) = \chi(^{63}\text{Cu}) \cdot 63 + \chi(^{65}\text{Cu}) \cdot 65;$$

$$63,546 = x \cdot 63 + (1 - x) \cdot 65;$$

$$2x = 65 - 63,546 = 1,454;$$

$$x = \chi(^{63}\text{Cu}) = 0,727, \text{ albo } 72,7 \%;$$

$$\chi(^{65}\text{Cu}) = 1 - 0,727 = 0,273, \text{ sau } 27,3 \%.$$

Odpowiedź: $\chi(^{63}\text{Cu}) = 72,7 \%$; $\chi(^{65}\text{Cu}) = 27,3 \%$.

Wyraźne odchylenie wartości względnej masy atomowej pierwiastka od liczby całej wskazuje na istnienie w przyrodzie co najmniej dwóch jego nuklidów. Na przykład, cynk ($A_r = 65,38$) posiada 5 izotopów (^{64}Zn , ^{66}Zn , ^{67}Zn , ^{68}Zn i ^{70}Zn), cyna ($A_r = 118,71$) posiada 10 izotopów. Jeżeli, natomiast, względna masa atomowa pierwiastka zbliżona jest do liczby całkowitej, to nie jest to dowodem posiadania przez pierwiastek jedyne naturalnego nuklidu. Na przykład, glin ($A_r = 26,982$) posiada jeden nuklid ^{27}Al , brom ($A_r = 79,904$) — dwa nuklidy ^{79}Br i ^{81}Br , których ułamki atomowe w ich naturalnej mieszaninie są prawie jednakowe (odpowiednio 50,5 i 49,5 %).

- **Objaśnij**, dlaczego wartość względnej masy atomowej wodoru stanowi 1,0079, czyli prawie 1, jeżeli ten pierwiastek posiada dwa naturalne izotopy.

Sprecyzowanie ważnych pojęć chemicznych. Z lekcji chemii w klasie 7 wiadomo, że względna masa atomowa i względna masa cząsteczkowa — jest to stosunek masy atomu lub cząsteczki do 1/12 masy atomu węgla. Jednak atomy tego pierwiastka, które istnieją w przyrodzie, nie są jednakowe. Węgiel ma trzy nuklidy — ^{12}C (atomów tego rodzaju — jest 98,89 % od ogólnej ilości atomów węgla) oraz ^{13}C i ^{14}C . Za jednostkę masy atomowej wzięto 1/12 masy atomu węgla — 12. Podajemy dokładniejszą definicję podanych wyżej wielkości fizycznych:

względna masa atomowa jest to stosunek masy atomu do 1/12 masy atomu ^{12}C ;

względna masa cząsteczkowa jest to stosunek masy cząsteczki do 1/12 masy atomu ^{12}C .

Jeden z odpowiednich wzorów obliczeniowych jest taki:

$$A_r(E) = \frac{m_a(E)}{\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C})}$$

Współczesne sformułowanie prawa okresowości. D. Mendelejew nie wiedział jeszcze jaką budowę ma atom. Jednak był on przekonany, że przyczyną okresowości w zmianach charakteru chemicznego pierwiastków i właściwości substancji należy szukać w samych atomach. Uczony rozumiał, że prawo okresowości potrzebuje głębszego poznania samych atomów.

Odkrycie złożonej budowy atomu pomogło ustalić, że fundamentalną właściwością każdego pierwiastka jest ładunek jądra atomu, a nie masa, ponieważ większość pierwiastków posiada izotopy. Dlatego współcześnie prawo okresowości jest sformułowane tak:

właściwości pierwiastków chemicznych, substancji prostych, a także skład i właściwości związków znajdują się w zależności okresowej od wartości ładunków jąder atomów.

Wiadomo, że D. Mendelejew umieścił jod w układzie okresowym po telurze, choć masa atomu jodu jest trochę mniejsza od masy atomu teluru. Za podstawę uczony brał nie tylko masę atomową, lecz i charakter chemiczny pierwiastków oraz właściwości utworzonych z nich substancji (str. 15). Dziś wiemy, że w jądrze atomu jodu mieści się o jeden proton więcej niż w jądrze atomu teluru, a więc i liczba porządkowa jodu ma być o jeden większa.

W układzie okresowym jest jeszcze kilka par pierwiastków, które zgodnie z wartościami masy atomowej trzeba byłoby zamienić miejscami. Wśród nich są: argon i potas. Wiadomo, że atom potasu ma o jeden proton więcej. Ale dlaczego wtedy jego masa atomowa jest mniejsza niż argonu? Obydwa pierwiastki mają po trzy naturalne nuklidy. Argon prawie całkowicie składa się z „ciężkiego” nuklidu ^{40}Ar i takich atomów jest 99,6 % od ich ogólnej ilości (są jeszcze ^{36}Ar i ^{38}Ar). Potas ma „lekki” nuklid ^{39}K ,

na który przypada 93,2 % ogólnej ilości wszystkich atomów (są jeszcze nuklidy ^{40}K i ^{41}K).

WNIOSKI

Izotopy — to rodzaje atomów jednego pierwiastka o różnej liczbie neutronów. Dowolny rodzaj atomów nazywa się nuklidem. Izotopy — to nuklidy jednego pierwiastka.

Względna masa atomowa lub cząsteczkowa jest odpowiednio stosunkiem masy atomu lub cząsteczki do $1/12$ masy atomu węgla ^{12}C .

Prawo okresowości obecnie sformułowane jest tak: właściwości pierwiastków chemicznych, substancji prostych, a także skład i właściwości związków przebywają w zależności okresowej od wartości ładunków jąder atomów.



29. Co to są izotopy, nuklidy? Jak się je oznacza? Podaj przykłady.
30. Ile protonów, neutronów i elektronów ma każdy z podanych nuklidów: ^{20}Ne , ^{21}Ne , ^{40}K , ^{40}Ca , ^{192}Pt ?
31. Podaj pełne oznaczenia następujących nuklidów: azot-15, siarka-33, neon-22.
32. Czym różnią się nuklidy: tytan-50, wanad-50, chrom-50?
33. Biorąc pod uwagę, że w przyrodzie istnieją dwa nuklidy wodoru (^1H , ^2H) i trzy nuklidy tlenu (^{16}O , ^{17}O , ^{18}O), oblicz ile może być rodzajów cząsteczek wody. Napisz ich wzory chemiczne z oznaczeniem nuklidów (na przykład $^1\text{H}^2\text{H}^{16}\text{O}$). Ile wartości masy może mieć cząsteczka wody?
34. Jeden z uczniów powiedział, że względna masa atomu dorównuje względnej masie atomowej odpowiedniego pierwiastka, podanej w układzie okresowym, a drugi jemu zaprzeczył. Kto z nich ma rację? Odpowiedź uzasadnij podając przykłady.
35. Naturalny magnez składa się z izotopów ^{24}Mg , ^{25}Mg i ^{26}Mg . Ułamek atomowy pierwszego nuklidu stanowi 78,7 %, a drugiego — 10,1%. Oblicz względną masę atomową pierwiastka.
36. Pierwiastek bor ma dwa naturalne nuklidy. Ułamek atomowy nuklidu ^{11}B stanowi 80,43 %. Wykorzystując dokładną wartość względnej masy atomowej podaną w układzie okresowym, oblicz drugi nuklid tego pierwiastka.
37. Czym różni się współczesne sformułowanie prawa okresowości od tego, które odkrył D. Mendelejew?

6 Współczesny model atomu

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- zrozumieć, co to jest orbital, poziom i podpoziom energetyczny;
- wyjaśnić, jakie są kształty i rozmieszczenie orbitali w przestrzeni;
- obliczać maksymalną liczbę elektronów na poziomie i podpoziomie energetycznym.

Warto wiedzieć

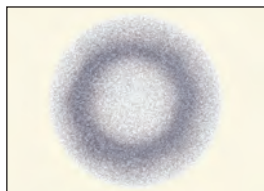
Elektronu nie można zobaczyć nawet przez najsilniejszy mikroskop.

Orbitale elektronowe. Wyniki badań elektronów świadczą o tym, że cząstki te różnią się od zwykłych ciał fizycznych. Dokładne obliczenie trajektorii ruchu elektronu, jego współrzędnych w przestrzeni jest niemożliwe. Może on przebywać w dowolnym punkcie atomu (rys. 14).

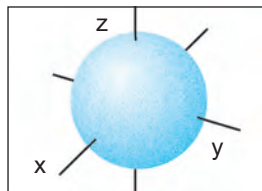
Część przestrzeni w atomie, w której najprawdopodobniej występuje elektron, nazywa się *orbitalem*.

Orbital z elektronem jest podobny do mikroskopijnej chmury (istnieje termin „chmura elektronowa”). Mieści on zarówno masę i ładunek elektronu.

Orbitale (chmury elektronowe) różnią się kształtem¹. Najprostszy spośród nich — to *sferyczny* (rys. 15), czyli mający kształt kuli (w jej środku znajduje się jądro atomu). Taki orbital oznacza się literą *s*, a elektron w nim — elektron-*s*. Drugi

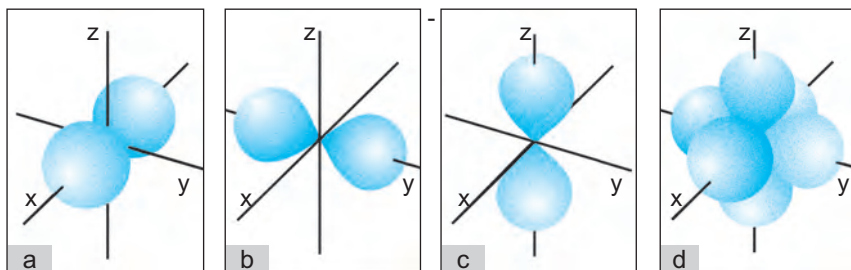


Rys. 14.
„Miejsca przebywania”
elektronu w atomie
wodoru



Rys. 15.
Orbital sferyczny
(orbital-s)

¹ Kształty orbitali określono za pomocą obliczeń.



Rys. 16.

Orbitale w kształcie hantli (orbitale- p):

a , b , c – orbitale- p o różnej orientacji w przestrzeni;

d – trzy orbitale- p w jednym atomie.

rodzaj kształtu — *hantle* (rys. 16). Posiada je orbital- p . Rozmieszczone są one w przestrzeni wzdłuż osi x , y , z ; dlatego też nazywamy je orbitalami p_x , p_y , p_z . Elektrony tych orbitali nazywamy elektronami- p . Istnieją także orbitale oznaczone literami $-d$ i $-f$, które mają bardziej skomplikowany kształt.

Dowolny orbital w sposób uproszczony oznacza się małym kwadratem \square , a elektrony w nim w postaci strzałki \uparrow .

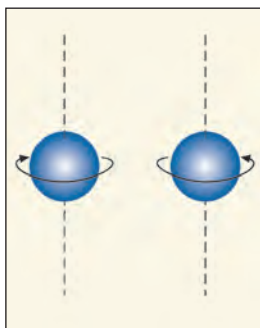
W każdym orbitalu może przebywać jeden lub dwa elektrony. Oprócz obrotu elektronu wokół jądra odbywa się jeszcze jego ruch własny wokół swej osi — *spin*¹ (tak obraca się nasza planeta, dzięki czemu następuje zmiana dnia i nocy). Jeden z elektronów obraca się wokół swej osi zgodnie z ruchem wskazówek zegara, a drugi w kierunku przeciwnym (rys. 17), czyli ma spin przeciwny. Te elektrony oznacza się strzałkami skierowanymi przeciwnie:



Orbital, na którym przebywają dwa elektrony jest zapelniony. Jeżeli na orbitalu jest jeden elektron, to nazywamy go *niesparowanym*, a jeżeli dwa — *sparowanym*.

¹ Termin pochodzi od ang. słowa *spin* — obracać się.

Rys. 17.
Elektrony
o różnych
spinach



Poziomy energetyczne. Najważniejszą cechą elektronu, którą można dość dokładnie obliczyć jest jego *energia*. Elektrony zajmujące w atomie jeden lub kilka orbitali o jednakowym kształcie i wielkości posiadają jednakową energię.

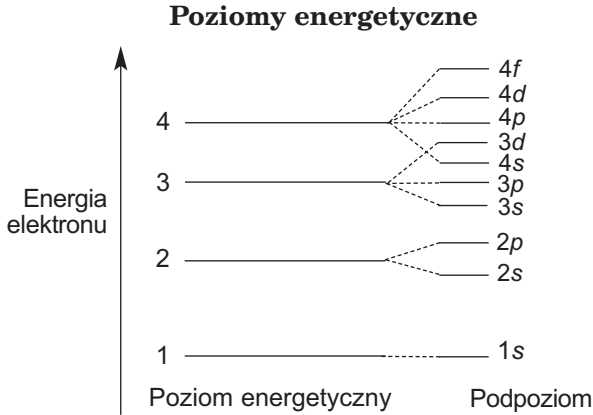
Czym większa jest gęstość orbitalu i czym bliżej jądra przebywa elektron, tym mniejsza jest jego energia.

Współczesny model atomu uwzględnia energię elektronów. Elektrony są w nim rozmieszczone według tak zwanych *poziomów energetycznych* (schemat 2). Każdy poziom energetyczny zapelniony jest przez elektrony o jednakowej lub podobnej energii. Elektrony pierwszego poziomu energetycznego są silniej przyciągane do jądra i będąc bliżej do niego, mają najmniejszą energię. Inne, słabiej przyciągane, są dalej od jądra. Drugi poziom zajmują elektrony o wyższej wartości energii, trzeci — o jeszcze wyższej itd.

Zamiast terminu „poziom energetyczny” często używa się innego terminu — „powłoka elektronowa”.

Poziomy energetyczne składają się z *podpoziomów*. Numer poziomu wskazuje na ilość podpoziomów. A więc, pierwszy poziom ma jeden podpoziom, drugi — dwa, trzeci — trzy, czwarty — cztery itd. (schemat 2).

Rozmieszczenie elektronów na poziomach energetycznych. Każda powłoka elektronowa



mieści ograniczoną ilość elektronów. Ich maksymalną ilość oblicza się według wzoru

$$N_{\max}(e^-) = 2n^2,$$

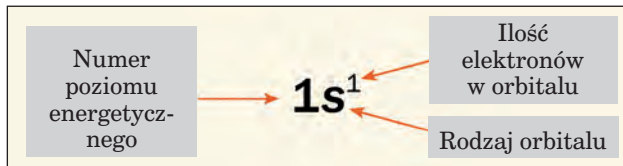
gdzie n — numer poziomu.

Na *pierwszym poziomie energetycznym* (na powłoce) może być nie więcej niż $2 \cdot 1^2 = 2$ elektrony. Są one rozmieszczone na jednym orbitalu (sferycznym) i są elektronami — s. Mają jednakową energię, lecz różnią się swoimi spinami.

Zapełnienie pierwszego poziomu energetycznego przez elektrony można przedstawić za pomocą tak zwanych wzorów elektronowych (rys. 18) oraz ich schematycznych (graficznych) wariantów:



Rys. 18.
Wzór elektronowy



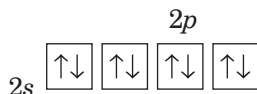
Drugi poziom energetyczny może mieścić maksymalnie $2 \cdot 2^2 = 8$ elektronów. Dwa z nich zajmują jeden orbital-s, ale o większej objętości, niż ten

który należy do pierwszego poziomu. One także mają przeciwne spiny. Pozostałe (sześć) elektrony drugiego poziomu — to elektrony-*p*. Ponieważ na każdym orbitalu może być nie więcej niż 2 elektrony, to orbitali-*p* powinno być $6 : 2 = 3$. Są to orbitale jednego poziomu energetycznego: mają one jednakową objętość i rozmieszczone są wzdłuż trzech wzajemnie prostopadłych osi współrzędnych (rys. 16).

Wzór elektronowy zapełnionego drugiego poziomu energetycznego jest następujący:



Orbital sferyczny jest dla elektronu bardziej wygodny niż orbital podobny do hantli. Dlatego elektrony-*s* drugiego poziomu mają trochę niższą energię niż elektrony-*p*. Dobrze to ilustruje graficzny wariant wzoru elektronowego, gdzie orbitale-*p* umieszczone są wyżej niż orbitale-*s*:



A więc, drugi poziom energetyczny składa się z dwóch podpoziomów. Oznacza się je tak samo, jak i odpowiednie elektrony: podpoziom-*2s*, podpoziom-*2p* (schemat 2).

Warto wiedzieć

Elektrony zaczynają nadchodzić do orbitali-*3d* po zapełnieniu orbitali-*4s*.

Trzeci poziom energetyczny mieści nie więcej niż 18 elektronów: $2 \cdot 3^2 = 18$ elektronów. Na nim są rozmieszczone trzy podpoziomy — *3s*, *3p* i *3d*. Podpoziom-*s* może mieć nie więcej niż 2 elektrony, podpoziom-*p* — nie więcej niż 6 elektronów. Dlatego maksymalna liczba elektronów na podpoziomie-*d* będzie $18 - 2 - 6 = 10$. Są to elektrony-*d*, które zajmują pięć orbitali.

- Napisz wzór elektronowy i jego graficzne oznaczenie dla trzeciego poziomu energetycznego całkowicie wypełnionego przez elektrony.

Za pomocą współczesnego modelu atomu można przedstawić jego budowę elektronową, określić możliwość łączenia się atomu z innymi atomami, oraz zdolność atomu oddawać elektrony lub przyjmować je. Wszystko to uwarunkowuje właściwości chemiczne substancji prostych i złożonych.

WNIOSKI

Część przestrzeni w atomie, w której najprawdopodobniej występuje elektron nazywa się orbitalem. Orbitale mają różny kształt: sferyczny (na tym orbitalu są umieszczone elektrony-*s*), podobny do hantli (na tym orbitalu mieszczą się elektrony-*p*) oraz inne. Na orbitalu może mieścić się jeden lub dwa elektrony.

Właściwość elektronu przypominającą ruch wokół swej osi nazywa się spinem.

We współczesnym modelu atomu elektrony rozmieszczone są według poziomów oraz podpoziomów energetycznych. Na każdym poziomie i podpoziomie jest umieszczona pewna określona liczba elektronów.



38. Co to jest orbital? Jakie kształty mają orbitale -*s* i -*p*?
39. Jak są rozmieszczone w przestrzeni orbitale-*p* jednego atomu? Dlaczego orbitale-*s* nie mają indeksu (na przykład, s_x)?
40. Połącz prawidłowo:
 - 1) a) orbital zajęty;
 - 2) ↑ b) elektrony sparowane;
 - 3) ↑↓ c) elektrony o przeciwnych spinach;
 - d) elektron niesparowany;
 - e) orbital pusty.
41. Podaj cechy, według których jeden elektron różni się od drugiego, lub jest podobny do niego.
42. Energia jakiej cząstki jest mniejsza: elektronu-*s* na 1. poziomie energetycznym czy elektronu-*p* na 2. poziomie energetycznym? Odpowiedź uzasadnij.
43. Czy zawsze energia elektronu 3. poziomu energetycznego jest większa od energii 2. poziomu? Czy zmieni się odpowiedź, jeżeli porównać energię elektronu 4. poziomu i 3. poziomu? Wykorzystaj schemat 2.
44. Który ze wzorów daje więcej informacji o elektronach: wzór elektronowy czy graficzny? Dlaczego?
45. Wśród podanych podpoziomów nazwij te, które w atomie są nieograniczone: $6p$, $2d$, $1p$, $5s$.

7 Budowa elektronowa atomów

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- zrozumieć, że budowa elektronowa atomu odpowiada jego stanowi o najmniejszej energii;
- układać wzory elektronowe atomów;
- rozróżniać stan podstawowy i wzbudzony atomu.

Rozmieszczenie elektronów w atomach.

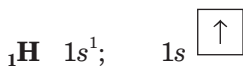
Wszystko w otaczającym świecie pragnie przejść do stanu o najmniejszej energii. Taki stan jest najtrwalszy i dlatego wygodniejszy. Zasada najmniejszej energii decyduje o budowie elektronowej atomu.

Elektrony w atomie są rozmieszczone tak, aby ich energia była najmniejsza.

Rozpatrzmy, jak elektrony zapełniają poziomy i podpoziomy energetyczne atomów różnych pierwiastków.

Atom pierwiastka nr 1 — wodoru zawiera tylko 1 elektron. Zgodnie z zasadą najmniejszej energii ten elektron powinien przebywać jak najbliżej jądra, czyli ma być rozmieszczony na pierwszym poziomie energetycznym na jedynym orbitalu-s.

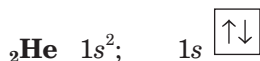
Wzór elektronowy oraz graficzny atomu wodoru¹ ma postać:



Atom pierwiastka nr 2 helu zawiera dwa elektrony. Czy może drugi elektron przejść na pierwszy poziom energetyczny? Tak, bo na pierwszym poziomie energetycznym maksymalnie mogą znajdować się dwa elektrony. Będą one przebywać w jednym orbitalu i będą miały różne spiny.

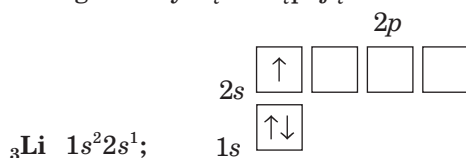
¹ Zapisany wzór elektronowy atomu ma także nazwę konfiguracji elektronowej.

Zapiszemy wzór elektronowy oraz graficzny atomu helu:



W atomie pierwiastka nr 3 litu są 3 elektrony. Dwa elektrony zajmują orbital-1s. Pierwszy poziom energetyczny jest już zapełniony, więc trzeci elektron przejdzie na drugi poziom (schemat 2). Na drugim poziomie są dwa orbitale-s i -p. Lecz on wybiera ten orbital, który ma niższą energię, to jest orbital-2s.

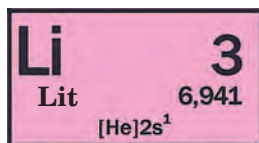
Struktura elektronowa atomu litu oraz jej wariant graficzny są następujące:



Elektrony ostatniego poziomu energetycznego nazywają się *zewnętrznymi*. Atom litu posiada jeden elektron zewnętrzny. Zajmuje on orbital-2s.

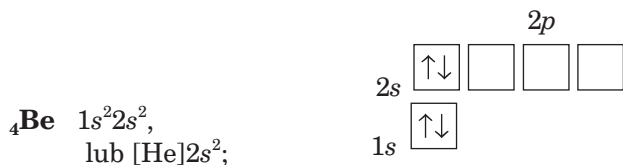
Żeby wyodrębnić w atomie zewnętrzne elektrony, można skorzystać z uproszczonego zapisu wzoru elektronowego. Dla atomu litu on jest następujący: $[\text{He}]2s^1$. Symbol pierwiastka helu w nawiasach kwadratowych oznacza, że wewnętrzna część powłoki elektronowej litu jest taka sama, jak powłoka elektronowa atomu helu ($1s^2$). Skrócone wzory elektronowe umieszczone są w krótkim wariantcie układu okresowego (wyklejka 1, rys. 19).

Rys. 19.
Kratka litu
w układzie
okresowym

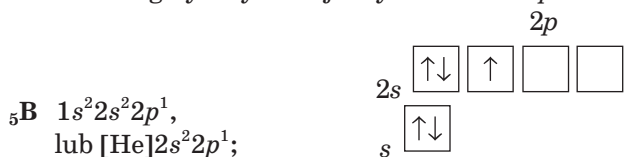


Czasami wzory elektronowe atomów zapisujemy, wskazując tylko elektrony zewnętrzne. Na przykład, wzór dla litu — $\dots 2s^1$.

W atomie pierwiastka nr 4 berylu — 4 elektrony. Czwarty elektron „tworzy” parę z trzecim i ulokowuje się w orbitalu-2s:



Atom pierwiastka nr 5 — boru ma 5 elektronów. Piąty elektron będzie umieszczony na drugim poziomie energetycznym na jednym z orbitali- p :

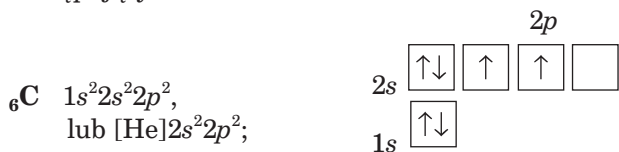


Warto wiedzieć

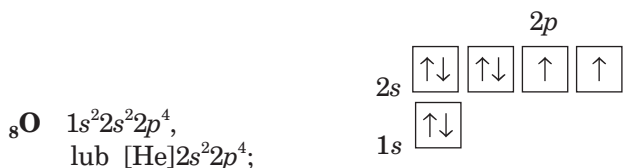
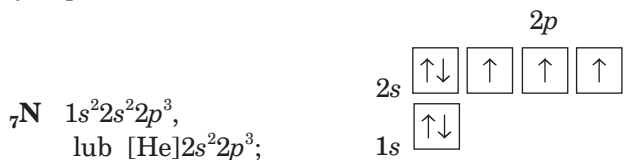
Budowa elektronowa niedawno odkrytych pierwiastków nie jest jeszcze do końca zbadana.

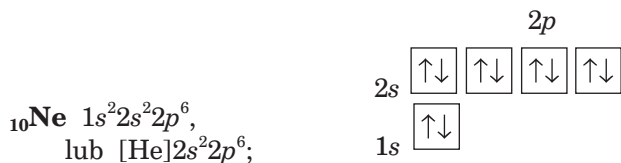
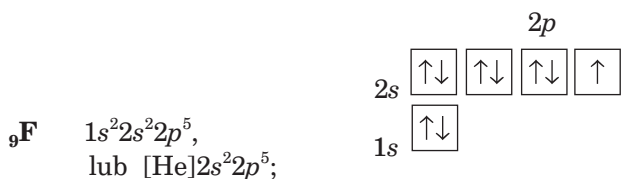
W atomie pierwiastka nr 6 węgla pojawia się szósty elektron. Może on „przyłączyć się” do piątego elektronu orbitalu- p lub zająć inny wolny orbital- p . Spełnia się druga możliwość: elektrony, mając ładunki jednoimienne, odpychają się od siebie; wygodniej jest im przebywać w różnych orbitalach.

Wzór elektronowy i graficzny atomu węgla jest następujący:



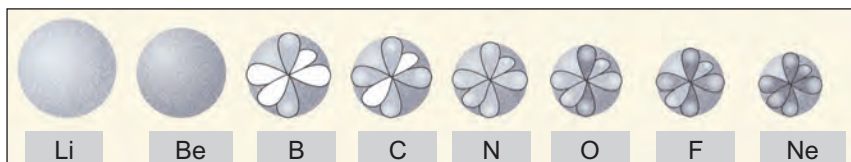
Biorąc pod uwagę to, że każdy elektron stara się zająć wolny, nie zajęty orbital ostatniego podpoziomu, to w sytuacji, gdy go nie ma, on przyłącza się do innego elektronu (elektrony te będą miały przeciwne spiny). Zapiszemy wzory elektronowe pozostałych pierwiastków 2. okresu:



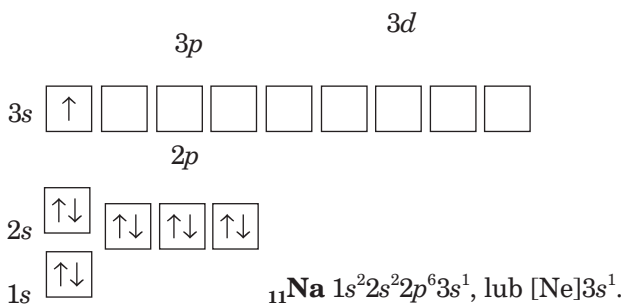


Rys. 20.
Atomy
pierwiastków 2.
okresu

Atomy pierwiastków 2. okresu z orbitalami zewnętrznego poziomu energetycznego pokazano na rys. 20 (orbitale zapełnione do połowy — jasnoszare, całkowicie zapełnione — ciemnoszare).



W atomie pierwiastka nr 11 sodu zaczyna się zapełniać trzeci poziom energetyczny. Na nim pojawia się jeden elektron, który mieści się w orbitalu-3s.



► Wyprowadź wzory elektronowe pozostałych pierwiastków 3-go okresu.

Zwróć uwagę: *liczba poziomów energetycznych w atomie jest równa numerowi okresu, w którym znajduje się pierwiastek.*

8

Prawo okresowości i budowa elektronowa atomów

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- zrozumieć sens fizyczny prawa okresowości;
- ujawnić zależność istniejącą między numerem grupy a liczbą elektronów na zewnętrznym poziomie energetycznym atomu;
- objaśnić zmianę promieni atomów pierwiastków w okresach i w podgrupach.

Sens fizyczny prawa okresowości. Zwróćmy uwagę na zewnętrzne powłoki elektronowe atomów pierwszych 18 pierwiastków (rys. 21). Jak widzimy, w szeregu naturalnym pierwiastków chemicznych liczba zewnętrznych elektronów w atomach oraz ich rozmieszczenie w orbitalach okresowo powtarza się. Na przykład, w atomach wodoru, litu, sodu na ostatnim poziomie energetycznym jest jeden elektron-*s*, a atomy helu, berylu, magnezu — mają dwa elektrony-*s*, atomy fluoru, chloru — dwa elektrony-*s* i pięć elektronów-*p*.

Według liczby zewnętrznych elektronów można przewidywać charakter chemiczny pierwiastka. W atomach pierwiastków 2. i 3. okresów — litu, berylu, sodu, magnezu, glinu na ostatnim poziomie energetycznym jest niewielka ilość elektronów —

Rys. 21
Zewnętrzne poziomy energetyczne atomów pierwiastków pierwszych trzech okresów

Okres	Grupy							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H $1s^1$ (I)*							He $1s^2$
2	Li $2s^1$ (I)	Be $2s^2$ (II)	B $2s^2 2p^1$ (III)	C $2s^2 2p^2$ (IV)	N $2s^2 2p^3$ (IV)	O $2s^2 2p^4$ (II)	F $2s^2 2p^5$ (I)	Ne $2s^2 2p^6$
3	Na $3s^1$ (I)	Mg $3s^2$ (II)	Al $3s^2 3p^1$ (III)	Si $3s^2 3p^2$ (IV)	P $3s^2 3p^3$ (V)	S $3s^2 3p^4$ (VI)	Cl $3s^2 3p^5$ (VII)	Ar $3s^2 3p^6$

* W nawiasach podano wartościowość pierwiastków (jedyną lub maksymalną).

od 1 do 3 (rys. 21). Są to pierwiastki metaliczne. W atomach pierwiastków niemetalicznych liczba elektronów zewnętrznych jest większa — od 4 do 8.

Ponieważ budowa zewnętrznej powłoki elektronowej atomu ma wpływ na charakter chemiczny pierwiastka, to *okresowość zmiany budowy elektronowej atomów pierwiastków powoduje okresowość zmiany składu i właściwości substancji*. Na tym polega sens fizyczny prawa okresowości.

Klasyfikacja pierwiastków chemicznych według budowy elektronowej atomów. Za podstawę jednej z chemicznych klasyfikacji pierwiastków chemicznych wzięto elektronową budowę atomów. Zależnie od rodzaju orbitalu, w którym są rozmieszczone elektrony o największej energii (elektrony zewnętrzne) rozróżnia się: *pierwiastki-s*, *pierwiastki-p*, *pierwiastki-d* oraz *pierwiastki-f*. Kratki pierwiastków każdego rodzaju w układzie okresowym mają pewną barwę: różową (*pierwiastki-s*), żółtą (*pierwiastki-p*), niebieską (*pierwiastki-d*), zieloną (*pierwiastki-f*).

Pierwiastki-s (oprócz helu) należą do głównych podgrup I i II, a *pierwiastki-p* — do głównych podgrup III—VIII grup. We wszystkich podgrupach pobocznych są umieszczone *pierwiastki-d*, a *pierwiastki-f* należą do pobocznej podgrupy III grupy. Są to lantanowce i aktynowce. Umieszczono je poza granicą głównego pola układu okresowego.

Układ okresowy, budowa elektronowa atomów i wartościowości pierwiastków. Pamiętaj, że numer okresu, w którym znajduje się pierwiastek wskazuje na liczbę poziomów energetycznych w jego atomie. Z rysunku 21 widać, że numer grupy, w której znajduje się pierwiastek-*s* lub -*p* zgadza się z liczbą elektronów na zewnętrznej powłoce atomu.

Ponieważ wartościowość pierwiastków zależy od budowy elektronowej ich atomów, to powinna istnieć zależność między rozmieszczeniem pierwiastka w układzie okresowym a jego wartościowością. Tę zależność ilustrują takie prawidłowości:

- maksymalna wartościowość pierwiastka zgadza się z numerem grupy, w której on przebywa;

- wartościowość pierwiastka niemetalicznego w związku z wodorem lub pierwiastkiem metalicznym jest równa różnicy między liczbą 8 a numerem grupy, w której znajduje się pierwiastek niemetaliczny;
- pierwiastki niemetaliczne grup parzystych mają parzystą wartościowość, a pierwiastki niemetaliczne nieparzystych grup — nieparzystą wartościowość.

Potwierdzimy te prawidłowości na przykładzie siarki. Pierwiastek ten znajduje się w VI grupie układu okresowego i tworzy związki, w których wykazuje parzystą wartościowość — 2, 4 i 6 (maksymalnie):



Istnieje kilka pierwiastków, których maksymalna wartościowość różni się od numeru odpowiednich grup układu okresowego. Azot jest pierwiastkiem grupy V, lecz jego wartościowość nie przewyższa — 4. Stała wartościowość tlenu (2) i fluoru (1) też nie odpowiadają numerowi grupy (VI i VII). Przyczynę tego poznasz na lekcjach chemii w starszych klasach.

Zmiana promieni atomów pierwiastków w okresach i podgrupach. Atom w naszym wyobrażeniu jest mikroskopijną kulką o pewnym promieniu¹.

Promień atomu — to odległość od środka jądra do sferycznej powierzchni, którą dotykają orbitale z elektronami ostatniego poziomu energetycznego.

Promienie atomów zależy od ładunku ich jąder i liczby poziomów energetycznych, na których są rozmieszczone elektrony.

Atomy pierwiastków jednego okresu mają jednakową liczbę poziomów energetycznych z elektronami, lecz różne promienie (rys. 20, 22). W okresie ładunki jąder atomów pierwiastków wzrastają. *Czym większy jest ładunek jądra, tym silniej są przyciągane do niego elektrony, a to powoduje zmniejszenie promienia atomu.*

¹ Promienie odrębnego atomu i takiego, który mieści się w substancji, są niejednakowe.



Rys. 22.
Względne
wymiary atomów
pierwiastków
3. okresu.

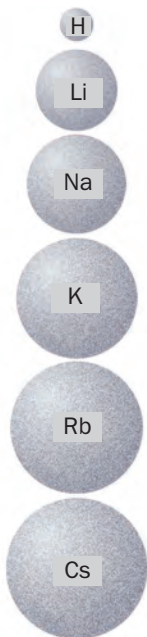
Taką zależność tłumaczy prawo fizyki, zgodnie z którym cząstka o większym ładunku silniej przyciąga inną cząstkę przeciwnie naładowaną.

Promienie atomów pierwiastków w okresach zmniejszają się od lewej strony do prawej.

- Posługując się rys. 22, porównaj promienie atomów pierwiastków metalicznych i niemetalicznych 3-go okresu.

Teraz porównamy atomy pierwiastków jednej podgrupy. Ze wzrostem liczby porządkowej pierwiastka wzrasta liczba poziomów energetycznych, na których są umieszczone elektrony. To powoduje zwiększenie rozmiarów atomów (rys. 23). *Czym więcej poziomów energetycznych ma atom, tym promień jego jest większy.*

Promienie atomów pierwiastków w podgrupie wzrastają z góry do dołu.



Rys. 23.
Względne
wymiary atomów
pierwiastków
podgrupy głównej
I grupy.

Zwróć uwagę na ładunki jąder atomów litu, sodu i potasu. One bardzo wzrastają: +3 (Li), +11 (Na), +19 (K). To powinno powodować silniejsze przyciąganie elektronów do jądra i przyczynić się do zmniejszenia promienia atomów. Jednak wzrastające ładunki jąder są zubożniane (neutralizują się) przez ujemne ładunki elektronów „wewnętrznych”. Liczba tych elektronów od litu do potasu zwiększa się tak samo, jak wielkość ładunków jąder. Dlatego czynnikiem, który ma wpływ na promienie atomów pierwiastków tej czy innej podgrupy jest liczba poziomów energetycznych, na których przebywają elektrony.

WNIOSKI

Sens fizyczny prawa okresowości polega na tym, że ze wzrastaniem ładunków jąder okresowo zmienia się budowa elektronowa atomów, co powoduje okresową zmianę charakteru chemicznego pierwiastków, ich wartościowości, właściwości substancji prostych i związków.

Według budowy elektronowej atomów różni się pierwiastki *-s*, *-p*, *-d*, *-f*.

Numer grupy, w której znajduje się pierwiastek *-s* czy *-p* wskazuje na liczbę elektronów na zewnętrznym poziomie energetycznym atomu oraz na maksymalną wartościowość pierwiastka.

Promienie atomów pierwiastków w okresie zmniejszają się od lewej strony do prawej, a w podgrupach wzrastają z góry do dołu.



- Stopniowo czy okresowo zmienia się wraz ze wzrastaniem liczby porządkowej pierwiastka: a) ogólna ilość elektronów w atomie; b) ilość elektronów na zewnętrznym poziomie energetycznym?
- Wypisz w słupku wszystkie symbole pierwiastków, które rozpoczynają się na literę N. Po każdym symbolu wskaż nazwę oraz przynależność pierwiastka do określonego bloku energetycznego (pierwiastek *-s*, *-p*, *-d*, *-f*).
- Nie układając wzorów elektronowych, wskaż liczbę elektronów na ostatnim poziomie energetycznym w atomach Cl, Pb, As, Kr.
- Jaką informację o pierwiastku chemicznym można otrzymać ze wzoru elektronowego atomu?
- Do jakich rodzajów należą pierwiastki o następujących wzorach elektronowych atomów:
a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$; b) $1s^2 2s^2 2p^2$; c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$?
- Co to jest promień atomu? Od jakich czynników zależy jego wartość?
- Atom jakiego pierwiastka, w każdej parze ma większy promień: Si — P, F — Br, H — He, Na — Be? Odpowiedź uzasadnij.
- Biorąc pod uwagę charakter zmiany promienia atomów w podanych szeregach pierwiastków Be — Mg — Al i Be — B — Al, wybierz prawidłową odpowiedź: a) promień atomu berylu jest większy, niż atomu glinu; b) promień atomu glinu jest większy, niż atomu berylu; c) promienie atomów berylu i glinu są prawie jednakowe.
- Nazwij pierwiastek, którego atom, twoim zdaniem, ma: a) najmniejszy promień; b) największy promień. Swój wybór objaśnij.

nauki chemicznej jako jedno z pierwszych fundamentalnych pojęć.

WNIOSKI

Stopniem utlenienia pierwiastka nazywa się umowny wyrażony całą liczbą ładunek atomu w substancji. Oblicza się go całkowicie przesuwając wspólne pary elektronowe do atomów pierwiastków o większej elektroujemności. Stopień utlenienia pierwiastka w jonie jest zgodny z ładunkiem jonu.

Suma stopni utlenienia wszystkich atomów w każdej substancji dorównuje zeru. Jest to prawo elektroneutralności. Jest on wykorzystywany przy układaniu wzorów różnych związków.

Wartość stopnia utlenienia i wartościowość często są takie same.



121. Co to jest stopień utlenienia?
122. Jakiej minimalnej oraz maksymalnej wartości stopnia utlenienia mogą nabyć: a) pierwiastki metaliczne; b) pierwiastki niemetaliczne?
123. Jakie minimalne oraz maksymalne wartości stopnia utlenienia mogą mieć krzem, lit, mangan, selen, neon, fosfor?
124. Wyznacz i wskaż stopień utlenienia pierwiastków w podanych związkach: NaH, P₂S₅, O₃, OF₂, CCl₄, H₂S, Li₃N, AlP.
125. Ułóż wzory tlenków, w których:
 - a) chlor przejawia stopień utlenienia +1 i +7;
 - b) arsen ma stopień utlenienia +3 i +5 .
126. Wyznacz stopień utlenienia pierwiastków w związkach: KOH, H₂SO₄, H₃PO₄, CaCO₃, NaNO₂, Mg(NO₃)₂.
127. Czym różnią się pojęcia „wartościowość” i „stopień utlenienia”?
128. Wyznacz stopień utlenienia pierwiastków w związkach według wzorów graficznych ich cząsteczek:
 - a) H-C≡N;
 - b) $\begin{array}{c} \text{O}=\text{C}-\text{Cl} \\ | \\ \text{Cl} \end{array}$;
 - c) $\begin{array}{c} \text{H}-\text{N}-\text{O}-\text{H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$.

Porównaj wyznaczone stopnie utlenienia z wartościowością pierwiastków w tych związkach.

ROZDZIAŁ 3

Ilość substancji. Obliczenia według wzorów chemicznych

Kilka wieków temu alchemicy, przygotowując się do różnych doświadczeń i po ich ukończeniu, ważyli substancje i określali ich objętość. Po odkryciu przez M. Łomonosowa i A. Lavoisier prawa zachowania masy substancji podczas reakcji chemicznych, rozpoczął się szybki rozwój chemii, która odąd uważana była za naukę ścisłą. Nieodłącznym elementem badań chemicznych stały się obliczenia.

19

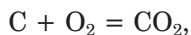
Ilość substancji

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- zrozumieć sens wielkości fizycznej „ilość substancji”, oraz jednostki jej miary — mola;
- wyjaśnić, ile i jakich cząstek mieści 1 mol substancji;
- rozwiązywać zadania na obliczenie lub na wykorzystanie ilości substancji.

Ilość substancji. Już wiecie, że substancje posiadają różną budowę atomową, cząsteczkową, jonową. Przemiany jednych substancji w inne odbywają się wskutek połączenia atomów w cząsteczki, rozpadu

cząsteczek na atomy, przegrupowywania atomów lub jonów. Komentując reakcję spalania się węgla



powiecie, że każdy atom węgla współdziała z jedną cząsteczką tlenu tworząc cząsteczki dwutlenku węgla.

Aby przygotować dowolne doświadczenie chemiczne nie ma potrzeby przeliczać atomów, cząsteczek reagentów. Nie można tego zrobić. Chemiccy wykorzystują wielkość fizyczną, która jest określaną liczbą najmniejszych cząstek substancji w pewnej jej porcji. Nazwa tej wielkości — *ilość substancji*. Oznacza się ją łacińską literą *n*; dawniej w tym celu wykorzystywano literę grecką ν („niu”).

Jednostką mierzenia ilości substancji jest *mol*¹.

Uczeni określili, że 1 mol substancji prostej o atomowej budowie mieści 602 000 000 000 000 000 000 000 atomów. Tę liczbę można zapisać jako $602 \cdot 10^{21}$ (21 jest to ilość zer w pierwszym zapisie liczby) albo $6,02 \cdot 10^{23}$. W jednym molu substancji o budowie cząsteczkowej mieści się $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek².

► Ile cząsteczek mieści się w 1/2 mola dwutlenku węgla?

W stosunku do związków jonowych i złożonych substancje o budowie atomowej liczba $6,02 \cdot 10^{23}$ odnosi się do grup cząstek (jonów, atomów), obecnych we wzorze chemicznym substancji. Takie grupy cząstek nazwano *jednostkami wzoru* substancji (str. 74). Dla chlorku sodu jednostką wzoru jest kation Na^+ i anion Cl^- , a dla tlenku krzemu (IV) SiO_2 — atom krzemu i 2 atomy tlenu. Pojęcie „jednostka wzoru” jest uniwersalne; wykorzystuje się go także dla substancji cząsteczkowych, prostych substancji o budowie atomowej. Na przykład, jednostką wzoru dla wody jest cząsteczka H_2O , a dla żelaza — atom żelaza.

¹ Słowo pochodzi od łacińskiego słowa moles — nieskończona ilość.

² Słowo „mol” w języku polskim w odróżnieniu od języka ukraińskiego odmienia się, na przykład, mówi się wzięto 5 moli żelaza.

1 mol jest to porcja substancji mieszcząca $6,02 \cdot 10^{23}$ jej jednostek wzoru (atomów, cząsteczek, grup atomów lub jonów).

- Nazwij jednostkę wzoru dla związku jonowego Li_2O . Ile jednostek wzoru mieści się w 2 molach substancji?

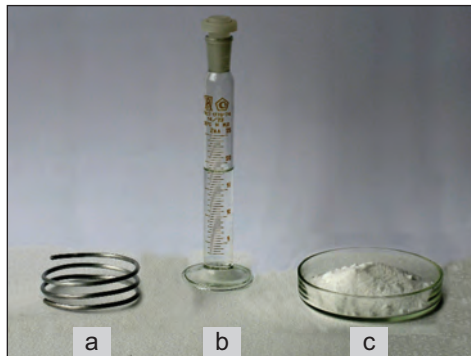
Liczbę $6,02 \cdot 10^{23}$ wybrano nieprzypadkowo. Uczeń określił, że właśnie tyle atomów mieści się w 12 g najbardziej rozpowszechnionego nuklidu węgla ^{12}C .

1 mol jest to porcja substancji, która mieści tyle jej jednostek wzoru, ile atomów mieści się w 12 g nuklidu ^{12}C .

Wyobrażenie o porcjach różnych substancji w 1 molu można otrzymać na podstawie rys. 38.

Pojęcie „ilość substancji” wykorzystuje się nie tylko odnośnie substancji, lecz także w stosunku do osobnych cząstek. Na przykład, 1 mol kationów Ca^{2+} — jest to $6,02 \cdot 10^{23}$ takich jonów.

Liczbę $6,02 \cdot 10^{23}$ nazwano liczbą Avogadra na cześć włoskiego uczonego A. Avogadra. Tę liczbę obliczali uczeni, zaczynając od drugiej połowy XIX w. Oni wykorzystywali wyniki różnych badań.



Rys. 38

Porcje substancji
w 1 molu:
a — glin;
b — woda;
c — sól
kuchenna.

Amadeusz Avogadro
(1776—1856)

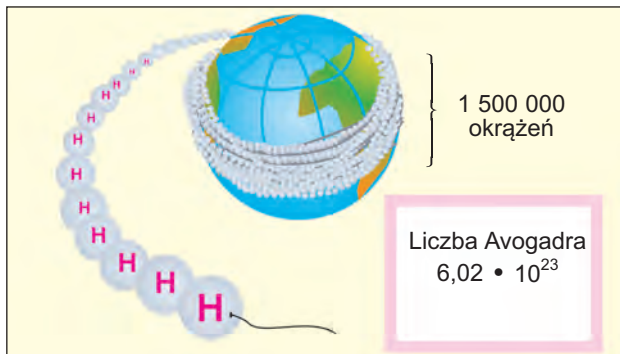


Wytbitny włoski fizyk i chemik. Wysunął hipotezę o budowie cząsteczkowej substancji, w tym gazów. Odkrywał jednego z praw dla gazów (1811), wkrótce nazwanego jego imieniem. Obliczył dokładnie masy atomowe niektórych pierwiastków, określił budowę cząsteczki wody, amoniaku, gazu dwutlenku węgla i gazu czadowego, metanu, siarkowodoru i innych. Zaproponował eksperymentalne metody określania mas cząsteczkowych substancji gazowych.

Liczba Avogadra jest miliardy razy większa, niż liczba włosów na głowach, włosów w wąsach, w brodach wszystkich ludzi żyjących na Ziemi. Jeżeli pokryć powierzchnię Ziemi taką liczbą piłeczek tenisowych, to grubość tej warstwy będzie wynosiła 100 km. Jeżeli rozmieścić ($6,02 \cdot 10^{23}$) atomów wodoru, najmniejszych ze wszystkich atomów ciasno jeden koło drugiego w jednej linii, to jej długość będzie stanowić w przybliżeniu $6 \cdot 10^{10}$ km. Nitką o takiej długości można okrążyć kulę ziemską więcej niż 1500000 razy (rys. 39).

Liczbie Avogadry odpowiada stała Avogadry. Oznacza się ją N_A . Wynika to z takiego równania:

Stała Avogadra
 $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mola}^{-1}$ $N_A = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{1} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mola}^{-1}$.



Rys. 39.
1 mol atomów wodoru

Wyprowadzimy wzór obliczenia ilości substancji według ilości jednostek wzorów.

Oberzemy substancję o budowie cząsteczkowej. Przypuśćmy, że jej porcja mieści N cząsteczek. Liczymy tak:

w 1 molu substancji mieści się N_A cząsteczek,

w n moli substancji — mieści się N cząsteczek.

Stąd

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$n = \frac{N}{N_A}.$$

Rozwiązanie zadań. Rozwiążemy zadania, w których trzeba wykorzystać wielkości „ilość substancji”.

ZADANIE 1. W jakiej ilości substancji glinu mieści się $3,01 \cdot 10^{24}$ atomów?

Dane:

$$\begin{aligned} N(\text{Al}) &= \\ &= 3,01 \cdot 10^{24} \text{ atomów} \end{aligned}$$

$$n(\text{Al}) = ?$$

Rozwiązanie:

Skorzystamy ze wzoru, który przedstawia zależność między ilością substancji a ilością cząstek (atomów):

$$\begin{aligned} n(\text{Al}) &= \frac{N(\text{Al})}{N_A} = \frac{3,01 \cdot 10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moli}^{-1}} = \\ &= \frac{30,1 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moli}^{-1}} = 5 \text{ moli.} \end{aligned}$$

Odpowiedź: $n(\text{Al}) = 5$ moli.

W 1 molu dowolnej substancji cząsteczkowej zawsze mieści się więcej niż 1 mol atomów. Na przykład, w 1 molu tlenu O_2 — 2 mole atomów tlenu, a w 1 molu metanu CH_4 — 1 mol atomów węgla i 4 mole atomów wodoru lub 5 moli wszystkich atomów.

► Jakie ilości substancji atomów mieszczą się w 1 molu ozonu O_3 , w 2 molach białego fosforu P_4 , w 0,5 mola amoniaku NH_3 ?

Ilości substancji jonów w związku jonowym oblicza się analogicznie.

ZADANIE 2. Znajdź ilości substancji kationów i anionów w tlenku żelaza(III) Fe_2O_3 , wziętym w ilości substancji 4 mole.

Dane:

$$n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 4 \text{ mole}$$

$$n(\text{Fe}^{3+}) \text{ — ?}$$

$$n(\text{O}^{2-}) \text{ — ?}$$

Rozwiązanie:

W jednostce wzoru tlenku żelaza Fe_2O_3 mieści się 2 jony Fe^{3+} i 3 jony O^{2-} . Dlatego 1 mol Fe_2O_3 składa się z 2 moli jonów Fe^{3+} i 3 moli jonów O^{2-} . W 4 molach tego związku ilości substancji jonów jest cztery razy więcej:

$$n(\text{Fe}^{3+}) = 2 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 4 \text{ mole} = 8 \text{ moli};$$

$$n(\text{O}^{2-}) = 3 \cdot n(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 3 \cdot 4 \text{ mole} = 12 \text{ moli}.$$

Odpowiedź: $n(\text{Fe}^{3+}) = 8 \text{ moli}; n(\text{O}^{2-}) = 12 \text{ moli}$.

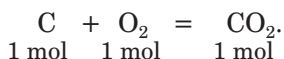
Według wzoru chemicznego związku można określić w nim stosunek wzajemny ilości substancji atomów, jonów. Na przykład, w metanie CH_4

$$n(\text{C}) : n(\text{H}) = 1 : 4,$$

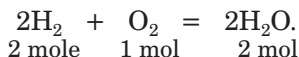
a w tlenku żelaza(III) Fe_2O_3 —

$$n(\text{Fe}^{3+}) : n(\text{O}^{2-}) = 2 : 3.$$

Wróćmy do reakcji chemicznej $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$ rozpatrzonej na początku paragrafu. Jeżeli mówimy nie o jednym atomie węgla i jednej cząsteczce tlenu czy dwutlenku węgla, a o $6,02 \cdot 10^{23}$ cząstek każdego typu, to równanie reakcji z odpowiednimi zapisami będzie miało wygląd:



A więc, *ilości substancji reagentów i produktów odpowiadają (albo są proporcjonalne) do współczynników w równaniu chemicznym.* Jest to prawidłowe dla każdej reakcji. Przytaczamy jeszcze jeden przykład:



WNIOSKI

Ilość substancji w chemii określa się według ilości jej cząstek (jednostek wzoru).

Jednostką mierzenia ilości substancji jest mol. 1 mol zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ jednostek wzoru substancji (atomów, cząsteczek, grup atomów lub jonów). Liczba $6,02 \cdot 10^{23}$ nazywa się liczbą Avogadra.

?

129. Z czym jest powiązana ilość substancji w chemii? Nazwij jednostkę miary ilości substancji.
130. Oblicz ilość substancji atomów każdego pierwiastka:
 a) w 1 molu bromu Br_2 ;
 b) w 3 molach siarkowodoru H_2S ;
 c) w $1/3$ mola fosfinu PH_3 (ustnie).
131. Zamiast kropek wstaw przepuszczone cyfry:
 a) w 3 molach wody H_2O mieści się ... moli cząsteczek, ... moli atomów wodoru, ... atomów tlenu;
 b) w 0,5 mola kwasu siarkowego H_2SO_4 mieści się ... mola wodoru, ... mola siarki, ... mola tlenu;
 c) w 2 molach związku jonowego $\text{Ca}(\text{OH})_2$ mieści się ... jednostek wzoru czyli ... moli jonów Ca^{2+} i ... moli jonów OH^- lub ... jednostek wzoru.
132. Wykonaj obliczenia i uzupełnij tabelę:

$N(\text{H}_3\text{PO}_4)$	$n(\text{H}_3\text{PO}_4)$, moli	$n(\text{H})$, moli	$n(\text{P})$, moli	$n(\text{O})$, moli
$12,04 \cdot 10^{23}$				

133. W jakiej ilości substancji dwutlenku węgla mieści się:
 a) $3,01 \cdot 10^{23}$ cząsteczek;
 b) $12,04 \cdot 10^{23}$ atomów tlenu?
134. Czy może 1 mol substancji zawierać więcej niż $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów? Odpowiedź wyjaśnij i podaj przykłady.
135. W jakiej ilości substancji chlorku wapnia CaCl_2 jest zawarte $3,01 \cdot 10^{24}$ jonów Ca^{2+} ? Ile jonów Cl^- jest w takiej porcji związku? (Oblicz w pamięci).
136. W jakiej ilości substancji metanu CH_4 mieści się tyle atomów, ile ich jest:
 a) w 1 molu tlenku P_2O_3 ;
 b) w 0,3 mola kwasu HNO_3 ;
 c) w 2,5 mola tlenku CO ?
137. W jakiej ilości substancji soli kuchennej NaCl mieści się tyle jonów, ile ich jest:
 a) w 0,2 mola tlenku CaO ;
 b) w 2 molach tlenku Li_2O ;
 c) w 0,4 mola związku Na_2S ?

138. Nazwij stosunek ilości substancji pierwiastków w substancjach o podanych wzorach: CaO , MgF_2 , HClO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$. (W pamięci)
139. Objaśnij podane reakcje chemiczne, wykorzystując pojęcie „mol”
- $\text{S} + 2\text{Cl}_2 = \text{SCl}_4$;
 - $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$;
 - $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$.

20 Masa molowa

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- wyjaśnić treść wielkości fizycznej „masa molowa”;
- obliczać wartość mas molowych substancji prostych i złożonych;
- rozwiązywać zadania za pomocą mas molowych.

Masa molowa. Ważną wielkością powiązaną z ilością substancji jest *masa molowa*. Posługujemy się nią, robiąc różne obliczenia podczas przygotowania do doświadczeń chemicznych, przy wprowadzaniu procesów technologicznych w przedsiębiorstwach, a także analizując wyniki badań reakcji chemicznych.

Masa molowa — jest to masa 1 mola substancji.

Masę molową oznacza się literą łacińską *M*. Jednostką chemiczną masy molowej jest gram przez mol — *g/mol*.

Dla substancji prostych o budowie atomowej i substancji cząsteczkowych masa molowa liczbowo dorównuje względnej masie atomowej lub masie cząsteczkowej. Substancje złożone o budowie atomowej oraz związki jonowe nie mieszczą cząsteczek. Dla nich zamiast pojęcia „względna masa cząsteczkowa” wykorzystuje się inne — „względna masa wzoru”. Oznacza się i oblicza się względną masę wzoru tak samo, jak względną masę cząsteczkową.

Masa molowa liczbowo dorównuje względnej masie atomowej, cząsteczkowej, lub masie wzoru.

Aby zapisać masę molową dowolnej substancji, wystarczy wskazać wartość odpowiedniej względnej masy atomowej, cząsteczkowej lub masy wzoru i dodać jednostkę — g/mol. Względne masy atomowe pierwiastków są podane w układzie okresowym Mendelejewa, a względne masy cząsteczkowe nauczylesię się już obliczać w klasie 7.

Przykłady zapisywania mas molowych substancji:

$$M(\text{C}) = 12 \text{ g/mol};$$

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ g/mol}$$

(obliczenie względnej masy cząsteczkowej:

$$M_r(\text{O}_2) = 2A_r(\text{O}) = 2 \cdot 16 = 32);$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ g/mol}$$

(Obliczenie względnej masy wzoru:

$$M_r(\text{NaCl}) = A_r(\text{Na}) + A_r(\text{Cl}) = 23 + 35,5 = 58,5).$$

► Oblicz i zapisz wartość mas molowych amoniaku NH_3 i kredy CaCO_3 .

Ponieważ pojęcie „mol” wykorzystuje się nie tylko dla substancji, a także do najdrobniejszych cząstek (atomów, cząsteczek, jonów), to dla nich też istnieją masy molowe. Biorąc pod uwagę, że masa 1 mola jonów OH^- stanowi $16 \text{ r} + 1 \text{ g} = 17 \text{ g}$ (masy elektronów nie bierze się pod uwagę, ponieważ jest bardzo mała), zapiszemy wartość masy molowej tych cząstek:

$$M(\text{OH}^-) = 17 \text{ g/mol}.$$

Wprowadzimy wzór przedstawiający wzajemną zależność między masą, ilością substancji oraz masą molową. Jeżeli na przykład: 1 mol atomów wodoru ma masę 1 g, to n moli tych atomów — masę, która jest n razy większa tj. $n \text{ g}$. Przedstawiamy zapis matematyczny:

$$m(\text{H}) = n \cdot M(\text{H}) = n \text{ mol} \cdot 1 \text{ g/mol} = n \text{ g}.$$

Ogólny wzór do obliczenia masy według ilości substancji:

$$m = n \cdot M.$$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$M = \frac{m}{n}$$

Stąd

$$n = \frac{m}{M}; M = \frac{m}{n}.$$

A więc *masa molowa* — to stosunek masy do ilości substancji.

Rozwiązywanie zadań. Są dwa sposoby rozwiązywania zadań, w których trzeba wykorzystać masę molową. Jeden z nich polega na układaniu proporcji, a inny na obliczeniach według podanych wyżej wzorów.

ZADANIE 1. Obliczyć ilość substancji metanu CH_4 , jeżeli masa związku stanowi 6,4 g.

Dane:

$$m(\text{CH}_4) = 6,4 \text{ g}$$

$$n(\text{CH}_4) = ?$$

Rozwiązanie:

1 sposób

1. Obliczamy masę molową związku:

$$M(\text{CH}_4) = M(\text{C}) + 4M(\text{H}) = 12 \text{ g/mol} + 4 \cdot 1 \text{ g/mol} = 16 \text{ g/mol}.$$

2. Znajdujemy ilość substancji metanu, układając proporcję:

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol CH}_4 \text{ ma masę } 16 \text{ g,} \\ x \text{ mol CH}_4 \quad \text{—} \quad 6,4 \text{ g;} \\ \frac{1}{x} = \frac{16}{6,4}; \end{array}$$

$$x = n(\text{CH}_4) = \frac{1 \text{ mol} \cdot 6,4 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 0,4 \text{ mol}.$$

2 sposób

Posłużymy się jednym ze wzorów umieszczonych w paragrafie:

$$n(\text{CH}_4) = \frac{m(\text{CH}_4)}{M(\text{CH}_4)} = \frac{6,4 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,4 \text{ mol}.$$

Odpowiedź: $n(\text{CH}_4) = 0,4 \text{ mola}$.

ZADANIE 2. Jaka masa żelaza odpowiada ilości substancji metalu 1,5 mola?

Dane:

$$n(\text{Fe}) = 1,5 \text{ mola}$$

$$m(\text{Fe}) = ?$$

Rozwiązanie:

1 sposób

Żelazo jest substancją prostą, która składa się z atomów pierwiastka żelaza.

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ g/mol}.$$

Obliczamy masę żelaza układając proporcję:

1 mol Fe ma masę 56 g,

1,5 mol Fe — x g;

$$x = m(\text{Fe}) = \frac{1,5 \text{ mol} \cdot 56 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 84 \text{ g.}$$

2 sposób

Skorzystamy ze wzoru podanego na str. 106:

$$\begin{aligned} m(\text{Fe}) &= n(\text{Fe}) \cdot M(\text{Fe}) = \\ &= 1,5 \text{ mol} \cdot 56 \text{ g/mol} = 84 \text{ g.} \end{aligned}$$

Odpowiedź: $m(\text{Fe}) = 84 \text{ g.}$

ZADANIE 3. Obliczyć masę 10^{24} atomów sodu (Na).

Dane:

$$N(\text{Na}) = 10^{24} \text{ atomów}$$

$$m(\text{Na}) \text{ — ?}$$

Rozwiązanie:

1 sposób

Ponieważ $M(\text{Na}) = 23 \text{ g/mol}$, to 1 mol atomów sodu ma masę 23 g. Uwzględniając, że 1 mol pierwiastka — to $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów, układamy proporcję i rozwiązujemy ją:

$6,02 \cdot 10^{23}$ atomów Na, mają masę 23 g,
 10^{24} atomów Na — x g;

$$x = m(\text{Na}) = \frac{10^{24} \cdot 23 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23}} = \frac{230 \text{ g}}{6,02} = 38,2 \text{ g.}$$

2 sposób

1. Obliczamy ilość substancji sodu:

$$\begin{aligned} n(\text{Na}) &= \frac{N(\text{Na})}{N_A} = \frac{10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = \\ &= \frac{10 \text{ mol}}{6,02} = 1,66 \text{ mol.} \end{aligned}$$

2. Obliczamy masę atomów sodu:

$$\begin{aligned} m(\text{Na}) &= n(\text{Na}) \cdot M(\text{Na}) = \\ &= 1,66 \text{ mol} \cdot 23 \text{ g/mol} = 38,2 \text{ g.} \end{aligned}$$

Odpowiedź: $m(\text{Na}) = 38,2 \text{ g.}$

WNIOSKI

Masa molowa — to masa 1 mola substancji, czyli jest to stosunek masy do ilości substancji.

Masa molowa liczbowo dorównuje względnej masie atomowej, cząsteczkowej lub masie jednostki wzoru.

?

140. Połącz prawidłowo:
- | | |
|-------------------------|--------------|
| 1) $M_r(\text{CO}_2)$; | a) 44 g; |
| 2) $m(\text{CO}_2)$; | b) 44 g/mol; |
| 3) $M(\text{CO}_2)$; | c) 44. |
141. Oblicz masy molowe substancji o podanych wzorach: F_2 , H_2O , SO_2 , Li_2O , Mg_3N_2 , H_2SO_4 , CaCO_3 . (W pamięci).
142. Oblicz masy atomów i jonów o wzorach: Cu, Ar, Br, Mg^{2+} , S^{2-} . (W pamięci).
143. Masa związku, wziętego o ilości substancji 0,2 mola stanowi 12,8 g. Oblicz masę molową związku. (W pamięci).
144. Oblicz masę 0,25 mola fosforu magnezu Mg_3P_2 .
145. Ilość substancji dwutlenku węgla CO_2 stanowi 2 mole, a dwutlenku siarki SO_2 — 1,5 mola. Masa którego związku jest większa? (W pamięci).
146. Jaka ilość substancji jest zawarta w 24 g magnezu; w 80 g bromu; w 200 g kredy? (W pamięci).
147. Gdzie jest największa ilość substancji, a gdzie najmniejsza: w 10 g wapnia, 16 g tlenu czy w 8 g wodoru sodu NaH? (W pamięci).
148. Ile cząsteczek i atomów jest w 3,4 g atomów NH_3 ? (W pamięci).
149. Gdzie jest zawarte więcej cząsteczek, atomów: a) w 1 g dwutlenku węgla CO_2 czy w 1 g dwutlenku siarki SO_2 ; b) w 1 molu wody czy w 1 molu kwasu siarkowego H_2SO_4 ? (W pamięci).
150. 1 mol wody mineralnej „Borżomi” zawiera 80 mg jonów Ca^{2+} , 55 mg jonów Mg^{2+} . Których jonów jest najwięcej wśród wskazanych w tej wodzie? (W pamięci).
151. Oblicz masę jednej cząsteczki wody w gramach, korzystając z masy molowej wody i stałej Avogadra.

21

Objętość molowa. Prawo Avogadra

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- wyjaśnić znaczenie wielkości fizycznej „objętość molowa”;

- zrozumieć, dlaczego w jednakowych objętościach gazu mieści się jednakowa ilość cząsteczek;
- rozwiązywać zadania, wykorzystując objętość molową gazów.

Objętość molowa. Porcję substancji można charakteryzować nie tylko według jej masy, a także według objętości. Dlatego oprócz masy molowej istnieje jeszcze wielkość fizyczna – *objętość molowa*.

Objętość molowa — to objętość 1 mola substancji.

Objętość molową oznacza się — V_M , a jednostką mierzenia objętości molowej jest cm^3/mol , l/mol .

Z kursu fizyki znacie wzór, który zawiera dane: masa substancji (m), jej gęstość (ρ) i objętość (V):

$$m = \rho \cdot V.$$

Analogiczna zależność istnieje między masą molową a objętością molową:

$$M = \rho \cdot V_M.$$

$$M = \rho \cdot V_M$$

Z tego wzoru otrzymać można inny:

$$V_M = \frac{M}{\rho}.$$

$$V_M = \frac{M}{\rho}$$

Według tego wzoru można obliczyć objętość molową dowolnej substancji. Trzeba tylko obliczyć masę molową substancji i odszukać w informatorze jej gęstość.

Każda substancja stała oraz ciekła ma swoją wartość objętości molowej (na przykład, dla glinu, soli kuchennej, wody oraz alkoholu — 10, 27, 18 i 58 cm^3/mol odpowiednio). Objętość molowa i gęstość takich substancji w stanie stałym i ciekłym prawie nie zależy od temperatury i ciśnienia.

Gazy przy ogrzewaniu albo przy obniżonym ciśnieniu istotnie rozszerzają się, a przy ochłodzeniu albo przy podwyższonym ciśnieniu — kurczą się. Dzieje się tak dlatego, że odległości między cząsteczkami w gazach są bardzo wielkie (w substancjach stałych i ciekłych cząstki przebywają w kontakcie jedna z drugą).

Warunki normalne
(w. n.) — 0 °C;
760 mm sł. rt.

Dla gazów przy w. n.
 $V_M = 22,4$ l/mol

Gdy zmieniają się warunki, zmienia się też gęstość gazu i jego objętość molowa. Dlatego, podając wartości tych wielkości fizycznych, koniecznie należy ukazywać odpowiednią temperaturę i ciśnienie.

Uczeni ustalili, że objętość molowa różnych gazów w tych samych warunkach jest jednako-
wa. Mianowicie, przy temperaturze 0 °C i ciśnieniu 101,3 kPa (lub 760 mm sł. rt.) stanowi ona 22,4 l/mol. Podane warunki nazywamy warunkami *normalnymi* (w skrócie — *w. n.*)

1 mol dowolnego gazu w warunkach normalnych zajmuje objętość 22,4 l.

Opisując właściwości fizyczne substancji, wskazuje się jej stan skupienia w zwykłych warunkach. Chodzi tu o warunki istniejące w pomieszczeniu, gdzie substancja jest badana lub wykorzystywana. Jest to temperatura około +20 °C i ciśnienie około 760 mm sł. rt.

Zależność między objętością (V), ilością substancji (n) i objętością molową (V_M) przedstawia taki wzór (spróbujcie sami go wyprowadzić):

$$V = n \cdot V_M.$$

Z tego wzoru można otrzymać i dwa inne wzory:

$$n = \frac{V}{V_M} ; \quad V_M = \frac{V}{n} .$$

A więc, *objętość molowa jest to stosunek objętości do ilości substancji.*

$$V_M = \frac{V}{n}$$

Prawo Avogadra. Już wiecie, że 1 mol wodoru, tlenu lub innego gazu w warunkach normalnych zajmuje objętość 22,4 l i zawarte jest w nim $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek. Hipotezę o jednakowej ilości cząsteczek w jednakowych objętościach różnych gazów sformułował uczoney A. Avogadro jeszcze na początku XIX w. Prawidłowość tę zaobserwował on po przeprowadzeniu dokładnych badań wielu gazów. Hipoteza Avogadra została wielokrotnie potwierdzona na tak dużej liczbie przykładów, że uważamy ją dzisiaj za jedno z najważniejszych praw przyrody.

Twierdzenie znane jest dziś pod nazwą prawa Avogadra. Brzmi ono:

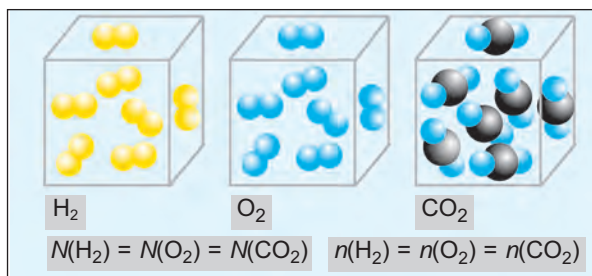
w równych objętościach różnych gazów przy tej samej temperaturze i ciśnieniu mieści się jednakowa ilość cząsteczek¹.

Z tego wynika, że:

w równych objętościach różnych gazów przy jednakowej temperaturze i ciśnieniu znajdują się jednakowe ilości substancji.

Podany materiał uogólnia rysunek 40.

Rys. 40.
Jednakowe ilości cząsteczek oraz ilości substancji w jednakowych objętościach gazów



Rozwiązanie zadań. Rozwiążemy kilka zadań z zastosowaniem objętości molowej gazów.

ZADANIE 1. Oblicz objętość 0,4 g wodoru w warunkach normalnych.

Dane:

$$m(H_2) = 0,4 \text{ g}$$

w. n.

$$V(H_2) \text{ — ?}$$

Rozwiązanie:

1 sposób

1. Obliczamy ilość substancji wodoru:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{0,4 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mola.}$$

2. Obliczamy objętość wodoru, układając proporcje:

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol } H_2 & \text{zajmuje objętość w w.n.} & 22,4 \text{ l,} \\ 0,2 \text{ mol } H_2 & \text{—} & x \text{ l;} \end{array}$$

$$x = V(H_2) = (0,2 \text{ mola} \cdot 22,4 \text{ l/mol}) : 1 \text{ mol} = 4,48 \text{ l.}$$

2 sposób

1. Obliczamy ilość substancji wodoru:

$$n(H_2) = \frac{m(H_2)}{M(H_2)} = \frac{0,4 \text{ g}}{2 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mola.}$$

¹ Dla gazów szlachetnych (obojętnych) — jednakowa ilość atomów.

2. Obliczmy objętość wodoru według wzoru:

$$V(\text{H}_2) = n(\text{H}_2) \cdot V_M = 0,2 \text{ mola} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 4,48 \text{ l.}$$

Odpowiedź: $V(\text{H}_2) = 4,48 \text{ l.}$

ZADANIE 2. Obliczyć ilość cząsteczek tlenu w 1 l tlenu w warunkach normalnych.

Dane:

$$V(\text{O}_2) = 1 \text{ l}$$

w. n.

$$N(\text{O}_2) = ?$$

Rozwiązanie:

1 sposób

Obliczamy ilość cząsteczek tlenu w 1 l gazu w warunkach normalnych:

W 22,4 l tlenu mieści się $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek, w 1 l tlenu — x cząsteczek;

$$x = N(\text{O}_2) = \frac{1 \text{ l} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4 \text{ l}} = 0,27 \cdot 10^{23} = 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (cząsteczek).}$$

2 sposób

Obliczamy ilość cząsteczek tlenu w 1 l gazu w warunkach normalnych, stosując wzór

$$n = \frac{N}{N_A} \quad \text{i} \quad n = \frac{V}{V_M}$$

otrzymamy:

$$N = \frac{N_A \cdot V}{V_M}.$$

Robimy obliczenia:

$$N(\text{O}_2) = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 1 \text{ l}}{22,4 \text{ l/mol}} = 0,27 \cdot 10^{23} = 2,7 \cdot 10^{22} \text{ (cząsteczek).}$$

Odpowiedź: $N(\text{O}_2) = 2,7 \cdot 10^{22}$ cząsteczek.

To zadanie można rozwiązać jeszcze innym sposobem. Z początku można obliczyć ilość substancji tlenu, potem – ilość cząsteczek.

ZADANIE 3. Obliczyć gęstość gazu czadowego CO (czadu) w warunkach normalnych.

Dane:

CO

w. n.

$$\rho(\text{CO}) = ?$$

Rozwiązanie:

1 sposób

1. Obliczamy masę molową gazu czadowego:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ g/mol.}$$

2. Obliczamy gęstość gazu w warunkach normalnych:

1 mol CO, to jest 28 g, zajmuje objętość 22,4 l,
x g CO — 1 l;

$$x = m(\text{CO}) = \frac{28 \text{ g} \cdot 1 \text{ l}}{22,4 \text{ l}} = 1,25 \text{ g};$$

$$\rho(\text{CO}) = 1,25 \text{ g/l.}$$

2 sposób

1. Obliczamy masę molową gazu czadowego:

$$M(\text{CO}) = 28 \text{ g/mol.}$$

2. Obliczamy gęstość gazu czadowego w warunkach normalnych:

$$M = \rho \cdot V_M \Rightarrow \rho = \frac{M}{V_M};$$

$$\rho(\text{CO}) = \frac{M(\text{CO})}{V_M} = \frac{28 \text{ g/mol}}{22,4 \text{ g/mol}} = 1,25 \text{ g/l.}$$

Odpowiedź: $\rho(\text{CO}) = 1,25 \text{ g/l.}$

WNIOSKI

Objętość molowa jest to objętość 1 mola substancji. Ta wielkość fizyczna wyraża stosunek objętości do ilości substancji.

Objętości molowe substancji stałych i ciekłych są różne, a gazów — jednakowe (przy jednakowym ciśnieniu i temperaturze). Objętość molowa dowolnego gazu w warunkach normalnych (temperatura 0 °C, ciśnienie — 760 mm sł. rt.) wynosi 22,4 l.

Jednakowe objętości różnych gazów przy jednakowym ciśnieniu i temperaturze zawierają jednakową liczbę cząsteczek (prawo Avogadra).



152. Co to jest objętość molowa substancji? Jak można ją obliczyć?
153. Gęstość azotu¹ w warunkach normalnych wynosi 1,25 g/l. Oblicz objętość molową gazu.
154. Gęstość gazu stanowi 1,43 g/l. Jaka jest masa molowa gazu?

¹ W tym i w następnych zadaniach do paragrafu gęstości, objętości oraz objętości molowe odpowiadają warunkom normalnym.

155. Oblicz objętości gazów:
- wodoru o ilości substancji 10 moli;
 - siarkowodoru H_2S o masie 3,4 g;
 - gazu czadowego CO o masie 0,28 g. (W pamięci).
156. Człowiek, oddychając, w ciągu doby razem z powietrzem wydycha 500 l dwutlenku węgla. Oblicz masę tej objętości gazu.
157. Oblicz masę molową pewnego gazu, jeżeli jego 60 g zajmuje objętość 44,8 l. (W pamięci).
158. Gdzie mieści się najwięcej cząsteczek – w 1 l wody, 1 l tlenu czy w 1 l wodoru? Odpowiedź objaśnij.
159. Mamy jednakowe masy gazów – wodoru i metanu CH_4 . Jaki jest stosunek ich objętości?

DLA ZAINTERESOWANYCH

Stosunek objętości gazów w reakcjach chemicznych

Według prawa Avogadra, w jednakowych objętościach różnych gazów w jednakowych warunkach mieści się jednakowa ilość cząsteczek. Jeżeli każda cząsteczka jednego gazu reaguje z jedną cząsteczką innego gazu, na przykład, podczas reakcji



to powinny współdziałać i jednakowe objętości substancji, 1 l H_2 i 1 l Cl_2 . W reakcji



na jedną objętość tlenu powinno przypadać dwie objętości wodoru, które przereagują z nim, jak tego „wymaga” równanie chemiczne.

Uogólnieniem tych wniosków jest prawo stosunków objętościowych gazów odkryte przez francuskiego uczonego J. Gay-Lussaka w 1808 r. Znanie jest ono jak prawo chemiczne Gay-Lussaka:

Objętości reagujących ze sobą gazów oraz produktów gazowych ich reakcji odnoszą się do siebie, jak niewielkie liczby całkowite.

Potem uczeni ustalili, że te liczby to odpowiednie współczynniki umieszczone przed wzorami w równaniach chemicznych.

Więc dla gazów w reakcjach (1) i (2)

$$V(\text{H}_2) : V(\text{Cl}_2) : V(\text{HCl}) = 1 : 1 : 2;$$

$$V(\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = 2 : 1.$$

Prawo Gay-Lussaka pozwala chemikom lub inżynierom-technologom określać jakie objętości gazów potrzebne są do reakcji. Wymierzyć pewną objętość gazu jest lżej, niż zważyć na wadze jego pewną masę.

22

Względna gęstość gazów

Materiał paragrafu pomoże Ci:

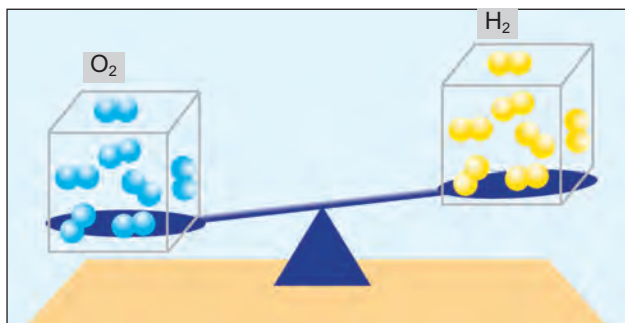
- wyjaśnić znaczenie i sens pojęcia względnej gęstości gazu;
- zrozumieć, jak oblicza się względną gęstość jednego gazu względem innego;
- rozwiązywać zadania, wykorzystując względną gęstość gazów.

Względna gęstość gazu. W jednakowych objętościach różnych gazów (w. n.) mieści się jednakowa liczba cząsteczek¹. Jednak masy gazów o jednakowych objętościach są różne, dlatego że cząsteczki różnych substancji przeważnie mają różną masę. Masa 1 cm³ tlenu stanowi 0,00143 g, a masa wodoru o takiej samej objętości — 0,0000893 g. Więc, tlen jest cięższy od wodoru (rys. 41). Ile razy? Podzielimy masę 1 cm³ tlenu na masę:

$$\frac{m(\text{O}_2)}{m(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ g}}{0,0000893 \text{ g}} = 16.$$

Liczba 16 nazywa się *wzłądną gęstością* tlenu względem wodoru. Oznacza się ją przez D i zapisuje następująco:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = 16.$$



Rys. 41.
Porównanie mas
jednakowych
objętości gazów

¹ W tych samych warunkach.

Względna gęstość gazu — jest to stosunek masy jednego gazu o pewnej objętości do masy innego gazu o takiej samej objętości przy jednakowej temperaturze i ciśnieniu).

Masa 1 cm³ substancji liczbowo dorównuje jej gęstości. Gęstości tlenu i wodoru (w. n.) są następujące:

$$\begin{aligned}\rho(\text{O}_2) &= 0,00143 \text{ g/cm}^3, \\ \rho(\text{H}_2) &= 0,0000893 \text{ g/cm}^3.\end{aligned}$$

Żeby dowiedzieć się, ile razy tlen jest cięższy od wodoru, należy gęstość tlenu podzielić przez gęstość wodoru:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{\rho(\text{O}_2)}{\rho(\text{H}_2)} = \frac{0,00143 \text{ g/cm}^3}{0,0000893 \text{ g/cm}^3} = 16.$$

Z tego wzoru można zrozumieć, dlaczego fizyczną wielkość, o której jest mowa w danym paragrafie nazwano gęstością względną.

Względna gęstość, podobnie jak względna masa atomowa (cząsteczkowa oraz masa wzoru) jest bezwymiarowa.

Jeżeli wziąć po 22,4 l tlenu i wodoru (w. n.), to masy substancji (w gramach) liczbowo są równe ich masom molowym, albo względnym masom cząsteczkowym. Stąd mogą być następujące sposoby obliczeń względnej gęstości tlenu względem wodoru:

$$D_{\text{H}_2}(\text{O}_2) = \frac{M(\text{O}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{M_r(\text{O}_2)}{M_r(\text{H}_2)} = \frac{32}{2} = 16.$$

Można to przedstawić wzorem ogólnym. Cięższy gaz oznaczmy literą *B*, lżejszy — literą *A*, a względną gęstość pierwszego gazu względem drugiego — $D_A(B)$:

$$D_A(B) = \frac{m(B)}{m(A)} = \frac{\rho(B)}{\rho(A)} = \frac{M_r(B)}{M_r(A)} = \frac{M(B)}{M(A)}.$$

Zapamiętaj, że stosunek mas gazów można wykorzystać do obliczeń względnej gęstości tylko pod warunkiem, że $V(B) = V(A)$.

► Oblicz względną gęstość dwutlenku węgla względem helu.

Gazy często porównuje się z powietrzem. Chociaż powietrze jest mieszaniną gazów, lecz można go

Warto wiedzieć
Najlżejszym ze wszystkich gazów jest wodór H₂, a najcięższym radon Rn

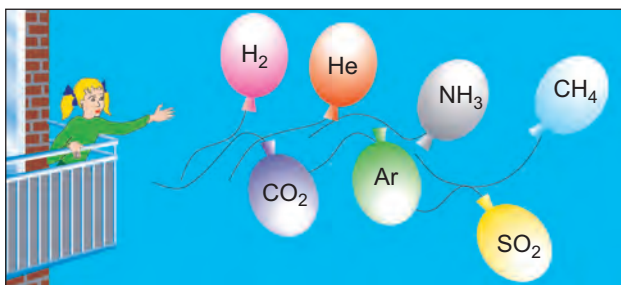
$$M_r(\text{pow.}) = 29$$

umownie uważać za gaz ze względną masą cząsteczkową — 29. Liczbę tę nazywa się *średnią względną masą cząsteczkową powietrza*. Liczba ta znajduje się między liczbami 32 i 28 — względnymi cząsteczkowymi masami tlenu O_2 oraz azotu N_2 , które są głównymi składnikami powietrza.

► Udowodnij, że gazy wodór, hel i metan są lżejsze od powietrza.

Aby ustalić, czy dany gaz jest lżejszy czy cięższy od powietrza, trzeba balonik gumowy napęczyć tym gazem i puścić (rys. 42).

Rys. 42.
Poruszanie się w powietrzu baloników napełnionych różnymi gazami



Wzory do obliczeń względnej gęstości gazu B względem powietrza są następujące:

$$D_{\text{pow.}}(B) = \frac{M_r(B)}{29} = \frac{M(B)}{29 \text{ g/mol}}.$$

Rozwiązanie zadań. A oto jak rozwiązuje się zadania wykorzystując podany wyżej materiał.

ZADANIE 1. Obliczyć względną gęstość dwutlenku węgla względem wodoru i powietrza.

Dane:

CO_2

$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) \text{ — ?}$

$D_{\text{pow.}}(\text{CO}_2) \text{ — ?}$

Rozwiązanie:

Obliczmy względną gęstość dwutlenku węgla względem wodoru i powietrza.

$$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{44 \text{ g/mol}}{2 \text{ g/mol}} = 22;$$

$$D_{\text{pow.}}(\text{CO}_2) = \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{pow.})} = \frac{44 \text{ g/mol}}{29 \text{ g/mol}} = 1,52.$$

Odpowiedź: $D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = 22$; $D_{\text{pow.}}(\text{CO}_2) = 1,52$.

Zgodnie z otrzymanym wynikiem dwutlenek węgla jest 1,52 razy cięższy od powietrza. A więc powietrze jest tyle razy lżejsze od dwutlenku węgla.

Na odwrót, znając względną gęstość niewiadomego gazu B względem innego znanego A, można obliczyć jego względną masę molową według wzoru:

$$M(B) = D_A(B) \cdot M(A).$$

ZADANIE 2. Względna gęstość gazu X (związek siarki) względem wodoru dorównuje 17. Obliczyć masę molową gazu X i znaleźć jego wzór.

Dane:

$$D_{\text{H}_2}(X) = 17$$

$$\frac{M(X) - ?}{X - ?}$$

Rozwiązanie:

1. Obliczamy masę molową gazu X:

$$D_{\text{H}_2}(X) = \frac{M(X)}{M(\text{H}_2)} \Rightarrow M(X) = D_{\text{H}_2}(X) \cdot M(\text{H}_2);$$

$$M(X) = 17 \cdot 2 \text{ g/mol} = 34 \text{ g/mol}.$$

2. Szukamy wzoru związku.

Ponieważ $M(\text{S}) = 32 \text{ g/mol}$, to w cząsteczce związku X mieści się tylko jeden atom siarki. Na inny pierwiastek w masie molowej związku przypada $34 - 32 = 2 \text{ g/mol}$. Wnioskujemy z tego, że tym pierwiastkiem jest wodór $M(\text{H}) = 1 \text{ g/mol}$ i jego atomy w cząsteczce są dwa. A więc, wzór związku — H_2S .

Odpowiedź: $M(X) = 34 \text{ g/mol}$; wzór związku X — H_2S .

WNIOSKI

Względna gęstość gazu względem innego jest to stosunek masy o pewnej objętości jednego gazu do masy innego gazu o takiej samej objętości (jednakowa temperatura i ciśnienie). Wartość względnej gęstości gazu wskazuje ile razy jest on cięższy od innego gazu.

Jako gaz do porównania często służy powietrze. Powietrze zachowuje się jako gaz ze względną masą cząsteczkową 29.

Według względnej gęstości gazu można obliczyć jego masę molową, a także znaleźć jego wzór.

?

160. Porównaj wielkości fizyczne: „względna gęstość” i „gęstość”.
161. Dlaczego dla względnej gęstości gazu nie wskazuje się warunków — wielkości ciśnienia i temperatury?
162. Oblicz gęstość powietrza w warunkach normalnych.
163. Oblicz względną gęstość względem wodoru gazów o następujących wzorach: He, Ne, CH₄, NH₃, N₂, CO, SiH₄, SO₂. (W pamięci).
164. Nazwij dwa, trzy gazy cięższe od powietrza i udowodnij, że masz rację.
165. Masa 2 l gazu X dorównuje – 3,75 g, a masa o takiej samej objętości gazu Y — 2,32 g. Oblicz gęstość gazu X oraz jego względną gęstość względem gazu Y. (W pamięci).
166. Względna gęstość gazu A względem powietrza wynosi 1,59. Oblicz względną masę cząsteczkową tego gazu.
167. Pewien gaz jest lżejszy od powietrza 1,7 raza. Jest on cięższy czy lżejszy od metanu CH₄ i ile razy?
168. Prosta substancja gazowa ma względną gęstość, która względem wodoru wynosi 24. Wyprowadź wzór substancji. (W pamięci).
169. Jeden litr pewnego gazu w warunkach normalnych ma masę 1,96 g. Jaka jest względna gęstość tego gazu względem azotu?

DLA ZAINTERESOWANYCH

O średniej względnej masie cząsteczkowej powietrza

Dlaczego średnia względna masa cząsteczkowa powietrza równa się 29, a nie 30 — średniej arytmetycznej względnych mas cząsteczkowych tlenu (32) i azotu (28)? Dlatego, że w powietrzu jest zawarta niejednakowa ilość tych gazów: tlenu — 21 % według objętości, a azotu — 78 %.

Obliczymy średnią masę molową powietrza (ona liczbowo równa jest średniej względnej masie cząsteczkowej).

Jeżeli przyjmijemy, że powietrze składa się tylko z tlenu i azotu, to przybliżona wartość cząstek objętościowych¹ tych gazów w powietrzu będzie:

¹ Cząstkę objętościową oznacza się grecką literą φ („fi”)

$$\varphi(\text{O}_2) = 0,2; \quad \varphi(\text{N}_2) = 0,8.$$

Ilości substancji gazów są proporcjonalne do ich objętości lub części objętościowych:

$$n(\text{O}_2) : n(\text{N}_2) = j(\text{O}_2) : j(\text{N}_2).$$

Poszukamy masy porcji powietrza, w której suma ilości substancji gazów dorównuje 1 mol:

$$n(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) = 1 \text{ mol};$$

$$n(\text{O}_2) = 0,2 \cdot 1 \text{ mola} = 0,2 \text{ mola};$$

$$n(\text{N}_2) = 0,8 \cdot 1 \text{ mola} = 0,8 \text{ mola};$$

$$m(\text{pow.}) = n(\text{O}_2) \cdot M(\text{O}_2) + n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2) = 0,2 \text{ mola} \cdot 32 \text{ g/mol} + \\ + 0,8 \text{ mola} \cdot 28 \text{ g/mol} = 28,8 \text{ g} \approx 29 \text{ g}.$$

Stąd $M(\text{pow.}) \approx 29 \text{ g/mol}$.

ROZDZIAŁ 4

Podstawowe klasy związków nieorganicznych

Wiesz już, że wszystkie substancje dzielą się na organiczne (związki węgla) i nieorganiczne (związki innych pierwiastków, oraz na substancje proste — metale i niemetale).

Gałąź nauki chemicznej, która bada substancje nieorganiczne nazywa się *chemią nieorganiczną*.

Znane są setki tysięcy substancji nieorganicznych. Uczni podzielili te substancje na grupy (*klasy*). Przy tym uwzględnili oni ich skład, czyli to ile pierwiastków chemicznych i jakie pierwiastki tworzą każdy związek. W niektórych przypadkach brano także pod uwagę charakter chemiczny substancji (na przykład, zdolność do wstępowania w reakcję z zasadami czy z kwasami albo zarówno z tlenkami i z zasadami).

Kilka klas związków nieorganicznych zalicza się do podstawowych, najważniejszych. Je właśnie rozpatrzemy w tym rozdziale.

Znane są wam już związki o ogólnej nazwie *tlenki*. Podczas reakcji wody z niektórymi tlenkami tworzą się substancje, które nazywają się *zasady*. Z innymi tlenkami woda reaguje, tworząc *kwasy*. Oprócz tlenków, zasad i kwasów do podstawowych klas zalicza się *wodorotlenki amfoteryczne* i *sole*.

23

Tlenki

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- przypomnieć sobie skład chemiczny tlenków;
- utrwalić nawyki układania chemicznych nazw tlenków;
- dowiedzieć się o występowaniu tlenków w przyrodzie.

Skład chemiczny i wzory tlenków. Najważniejszym i dla życia niezbędnym tlenkiem jest woda (rys. 43). Ona gasi pragnienie, pomaga odzyskać siły, daruje radość i energię. W niej mieszka wiele istot żywych.

Ta ciecz jest najlepszym rozpuszczalnikiem, służy jako katalizator niektórych reakcji chemicznych, uczestniczy w różnych procesach technologicznych.

Wiecie już, że tlenki są to związki utworzone z dwóch pierwiastków chemicznych, z których jednym jest tlen. Prawie wszystkie pierwiastki chemiczne

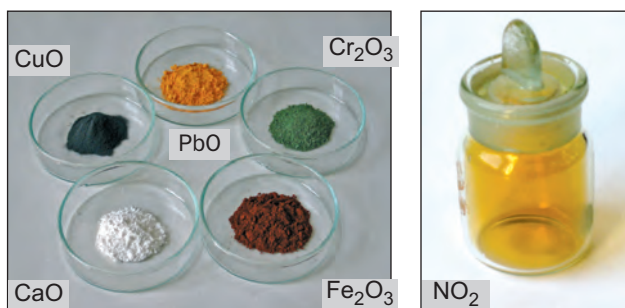


Rys. 43.
Woda
w przyrodzie

Warto wiedzieć
Najwięcej tlenków tworzy azot:
 N_2O , NO ,
 N_2O_3 , NO_2 ,
 N_2O_4 , N_2O_5 .

tworzą tlenki (rys. 44). Pierwiastki o stałej wartościowości mają jeden tlenek. Na przykład lit jednowartościowy tworzy jeden tlenek Li_2O , dwuwartościowy wapń — CaO , trójwartościowy bor — tlenek B_2O_3 . Jeżeli pierwiastek ma zmienną wartościowość, to może tworzyć kilka tlenków. Na przykład, miedź tworzy dwa tlenki Cu_2O i CuO , a chrom trzy tlenki CrO , Cr_2O_3 i CrO_3 .

Jeżeli oznaczymy pierwiastek chemiczny symbolem E, to uwzględniając wartościowości pierwiastków w związkach, można wyprowadzić ogólne wzory



Rys. 44.
Niektóre tlenki

dla wszystkich znanych tlenków. E_2O , EO , E_2O_3 , EO_2 , E_2O_5 , EO_3 , E_2O_7 , EO_4 . Połączyć je można w jeden wzór E_mO_n .

Tlenki E_mO_n

- Określ stopień utlenienia tlenu w tlenkach Li_2O , CaO i B_2O_3 .

Tlenek jest to związek pierwiastka z tlenem, w którym tlen wyjawia stopień utlenienia -2 .

Niektóre związki pierwiastków z tlenem nie są zaliczane do tlenków. Chodzi tu o nadtlenek wodoru H_2O_2 i difluorek tlenu OF_2 . W pierwszym związku stopień utlenienia tlenu stanowi -1 , a w drugim równa się $+2$ (udowodnij to).

Nazewnictwo tlenków. W 7 klasie nauczyłeś się nazywać tlenki. Przypomnijmy, że nazwy chemiczne tlenków składają się z dwóch wyrazów: wyrazu tlenek oraz nazwy pierwiastka w dopełniaczu:

CaO — tlenek wapnia;

B_2O_3 — tlenek boru.

Jeżeli pierwiastek tworzy kilka tlenków, to w nazwie tlenku w nawiasie zaznacza się rzymską cyfrą stopień utlenienia bez znaku „+” pierwiastka: FeO – tlenek żelaza(II) (tlenek żelazawy), Fe_2O_3 — tlenek żelaza(III) (tlenek żelazowy).

W nazwie związku odmienia się tylko drugie słowo: tlenek wapnia, tlenek żelaza(II).

- Nazwij tlenki o podanych wzorach MgO , CO_2 , P_2O_5 .



Kwarc SiO_2



Kasyteryt SnO_2



Kupryt Cu_2O

Rys. 45.
Kryształy
niektórych
minerałów

Warto wiedzieć
Dla wody nazwy
chemicznej
„tlenek wodoru”
nie wykorzystuje
się.

Niektóre tlenki oprócz nazw chemicznych, zachowały też nazwy zwyczajowe. Na przykład CaO „wapno niegaszone”, SO_2 – „gaz siarczysty”.

Tlenki w przyrodzie. Znajdują się w każdej powłoce naszej planety – w atmosferze, hydrosferze, litosferze.

Najbardziej rozpowszechnionym tlenkiem w atmosferze i hydrosferze jest tlenek wodoru – woda, a w litosferze – tlenek krzemu(IV) SiO_2 – krzemionka. Ten związek krzemu tworzy minerał kwarc – składową część piasku, granitu. W powietrzu znajduje się niewielka ilość dwutlenku węgla CO_2 . Najwięcej tlenków występuje w litosferze. One wchodzi do składu skał, gleby, minerałów (rys. 45). Tlenek żelaza(III) jest głównym składnikiem niektórych rud żelaza.

WNIOSKI

Tlenek – to związek utworzony z dwóch pierwiastków chemicznych, jednym z których jest tlen posiadający stopień utlenienia -2 .
Ogólny wzór tlenków – $E_m\text{O}_n$.

Niektóre tlenki, oprócz nazw chemicznych, zachowały też nazwy zwyczajowe. Nazwy chemiczne tlenków składają się z dwóch wyrazów: wyrazu tlenek (pierwsze słowo) oraz nazwy pierwiastka w dopełniaczu (drugie słowo).

Wiele tlenków występuje w przyrodzie. Najbardziej rozpowszechniony w przyrodzie jest tlenek wodoru (woda) oraz tlenek krzemu(IV).



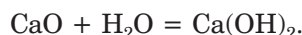
170. Jakie związki nazywamy tlenkami? Wśród przytoczonych wzorów chemicznych wybierz te, które odpowiadają tlenkom: PbO , Cl_2O_7 , Na_2O , K_2O_2 , LiOH , SeO_3 , HClO , BaO_2 .
171. Ułóż wzory chemiczne tlenków arsenu (pierwiastek wykazuje stopień utlenienia + 3 i + 5) oraz teluru (stopień utlenienia + 4 i + 6).
172. Ułóż wzory tlenków, które zawierają kationy potasu, baru, glinu.
173. Ułóż wzory strukturalne cząsteczek tlenków SO_2 i I_2O_5 .
174. Napisz wzory związków, które mają takie nazwy: a) tlenek azotu(IV); b) tlenek tytanu(III); c) tlenek berylu; d) tlenek manganu(II).
175. Podaj nazwy chemiczne tlenków SrO , Mn_2O_3 , Mn_2O_7 , NO , N_2O_5 .
176. Oblicz część masy pierwiastków w tlenku siarki(IV) i w tlenku siarki(VI).
177. Oblicz masę: a) tlenku tytanu(IV) o ilości substancji: 2 mole b) porcji tlenku azotu(II) w której mieści się 10^{23} cząsteczek.
178. Uczniowie w klasie w ciągu 45 minut wydychają razem z powietrzem 1,1 kg dwutlenku węgla. Jaka objętość zajmuje ten gaz w warunkach normalnych?

24 Zasady

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- przypomnieć sobie, co to są zasady;
- posługiwać się tablicą rozpuszczalności związków nieorganicznych w wodzie;
- utrwalić umiejętność układania nazw zasad.

Skład chemiczny i wzory zasad. Wiesz, że niektóre tlenki pierwiastków metalicznych reagują z wodą (§11):



Zasady $M(\text{OH})_n$

Produkty tych reakcji należą do klasy *zasad*; ich skład chemiczny odpowiada ogólnemu wzorowi $M(\text{OH})_n$. Zasadami są wszystkie związki, które mają wzór MOH większość związków ze wzorem $M(\text{OH})_2$ i kilka ze wzorem $M(\text{OH})_3$.

Wszystkie zasady są substancjami jonowymi.

Zasada jest to związek, który składa się z kationów pierwiastka metalicznego M^{n+} i anionów wodorotlenowych OH^- .

Każda zasada pochodzi od pewnego tlenku. Już wiecie, że takie tlenki nazywają się *zasadowe*. Ładunek jonu pierwiastka metalicznego w zasadzie i w tlenku jest taki sam. Wiele tlenków zasadowych nie reaguje z wodą; odpowiednie zasady otrzymuje się, dokonując innych reakcji.

► Napisz wzór zasady, której odpowiada tlenek Bi_2O_3 .

Niektóre związki, mające ogólny wzór $M(\text{OH})_n$, nie zaliczane są do zasad, ponieważ one wykazują właściwości chemiczne właściwe zarówno zasadom, jak i kwasom. Te związki nazywają się *wodorotlenkami amfoterycznymi*; o nich będzie mowa w §31.

Zasady utworzone przez alkaliczne i ziemalkaliczne pierwiastki rozpuszczają się w wodzie. Ich ogólna nazwa — *ługi*. Wodorotlenek magnezu do ługów nie należy. Inne zasady są nierozpuszczalne.

O zdolności substancji nieorganicznych rozpuszczania się w wodzie można dowiedzieć się, wykorzystując tablicę rozpuszczalności (wyklejka II). Przytaczamy jej fragment:

Anion	Kationy									
	Na^+	K^+	Ag^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Mn^{2+}	Hg^{2+}	Ni^{2+}	Fe^{2+}
OH^-	r	r	—	m	m	r	n	—	n	n

Litera „r” w kratce, która odpowiada pewnemu związkowi, świadczy o tym, że związek dobrze rozpuszcza się w wodzie. Literą „m” zaznaczono związki

o małej rozpuszczalności, a literą „n” — prawie nierozpuszczalne związki. Kreseczka w komórce oznacza, że substancja nie istnieje (jeszcze jej nie otrzymano). Takie kreseczki są w kratkach dla wodorotlenków AgOH i $\text{Hg}(\text{OH})_2$ (odpowiednie tlenki Ag_2O i HgO są znane).

Nazwy zasad. Chemiczne nazwy zasad, podobnie jak tlenków składają się z dwóch słów. Pierwszym słowem jest słowo wodorotlenek, drugim jest nazwa pierwiastka, który tworzy zasadę. Na przykład, związek o wzorze NaOH nazywa się wodorotlenek sodu, a związek $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — wodorotlenek magnezu. W nazwach zasad odmieniają się obydwa słowa: wodorotlenek sodu, wodorotlenku magnezu.

Jeżeli pierwiastek metaliczny tworzy kationy o różnych ładunkach, to w nazwie zasady ukazuje się wartość ładunku kationu po nazwie pierwiastka rzymską cyfrą (w nawiasie nie odstępując i bez znaku „+”):

$\text{Cr}(\text{OH})_2$ — wodorotlenek chromu(II).

► Nazwij zasady mające wzór KOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Ługi, które najczęściej są wykorzystywane oprócz nazw chemicznych mają także tradycyjne (zwyczajowe) nazwy:

NaOH — potaż żrący;

$\text{Ca}(\text{OH})_2$ — wapno gaszone.

Nazwa pierwszego związku związana jest z tym, że tlenek sodu oraz jego roztwory niszczą różne materiały, wywołują oparzenia „chemiczne”. Drugi związek nazwano według sposobu jego otrzymywania — „gaszenia” wapna (reakcja między tlenkiem wapnia (niegaszonym wapnem) i wodą).

Zasady w odróżnieniu od tlenków w przyrodzie nie występują.

WNIOSKI

Zasady — są to związki pierwiastków metalicznych o ogólnym wzorze $M(\text{OH})_n$.

Wszystkie zasady są związkami jonowymi. Składają się one z kationów pierwiastków

metalicznych i anionów wodorotlenowych OH^- .

Zasady, które nie rozpuszczają się w wodzie nazywają się ługami.

Nazwa chemiczna zasady składa się ze słowa „wodorotlenek” i nazwy pierwiastka metalicznego.

?

179. Jakie związki zaliczamy do zasad? Napisz ogólny wzór zasad utworzonych przez dwuładunkowe kationy. Co to są ługi?
180. Ułóż wzory wodorotlenku cezu i wodorotlenku tytanu(III).
181. Napisz wzory wodorotlenków, którym odpowiadają tlenki o następujących wzorach: K_2O , VO , La_2O_3 .
182. Jaka ilość substancji każdego jonu mieści się w 1 molu związków NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_2$. (W pamięci).
183. Oblicz masę 0,2 mola wodorotlenku litu. (W pamięci).
184. Ile kationów oraz anionów mieści się:
 - a) w 0,1 mola wodorotlenku sodu;
 - b) w 1/2 mola wodorotlenku manganu(II)?
185. W której z podanych zasad jest więcej jonów: w wodorotlenku baru o ilości 3 mole, czy w wodorotlenku potasu o ilości 4 mole? Odpowiedź objaśnij.

DLA ZAINTERESOWANYCH

Niezwykła zasada

Gaz amoniak NH_3 bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie. Roztwór jego (nazwa potoczna — naszatyrny spirytus) mieści OH^- i właściwościami chemicznymi przypomina rozcieńczony roztwór ługu. Chemiczne przemiany, które odbywają się podczas rozpuszczania amoniaku w wodzie opisuje się za pomocą schematu



a dla odpowiedniej zasady wykorzystuje się wzór NH_4OH . Wydzielić związku roztworu nie można: otrzymamy produkty jej rozpadu — amoniak i wodę (parę wodną).

25 Kwasy

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- klasyfikować kwasy według pewnych cech;
- utrwalić nawyki z układania wzorów kwasów tlenowych;
- dawać nazwy kwasom;
- dowiedzieć się o występowaniu kwasów w przyrodzie.

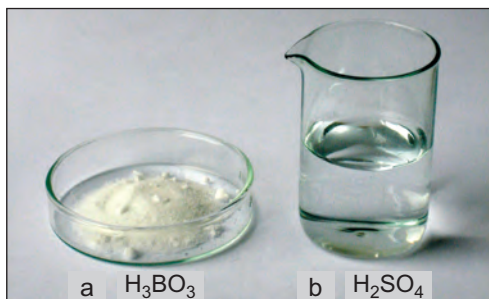
Skład chemiczny i wzory kwasów. Na poprzednich lekcjach chemii kwasami nazywano związki, które tworzą się podczas reakcji tlenków niemetalicznych pierwiastków z wodą. Przykłady wzorów chemicznych takich związków to: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 . Tlenki, od których pochodzą kwasy nazywamy *kwasowymi*.

Do kwasów także zalicza się roztwory wodne związków pierwiastków niemetalicznych grup VI i VII układu okresowego z wodorem — HF , HCl , H_2S oraz niektórych innych.

Kwasy będące pochodnymi tlenków łączą się w grupę *kwasów tlenowych* (rys. 46). Ich ogólny wzór — H_mEO_n . Kwasy utworzone przez związki pierwiastków niemetalicznych z wodorem nazywają się beztlenowe; mają one ogólny wzór H_nE .

Kwasy
 H_nE
 H_mEO_n

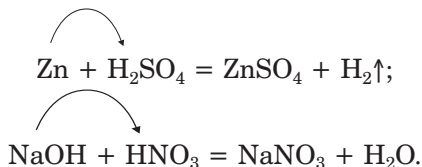
Rys. 46.
Kwasy:
a — kwas ortoborowy;
b — kwas siarkowy



Wszystkie kwasy są substancjami cząsteczkowymi. W cząsteczce dowolnego kwasu mieści się jeden lub kilka atomów wodoru.

Kwasy są to związki, cząsteczki których zawierają atomy wodoru, które mogą podczas reakcji chemicznych być zastąpione przez atomy (jony) pierwiastków metalicznych.

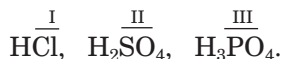
Przykłady odpowiednich reakcji:



Zważając na ilość zdolnych do zamiany atomów wodoru, wszystkie kwasy dzielą się na jednozasadowe (na przykład HCl, HNO₃), dwuzasadowe (H₂S, H₂SO₄), trójzasadowe (H₃PO₄)¹.

Część cząsteczki kwasu połączoną z atomem (atomami) wodoru nazywa się *resztą kwasową*.

Według liczby atomów wodoru w cząsteczce kwasu określa się wartościowość reszty kwasowej. Jeżeli w cząsteczce kwasu jest jeden atom wodoru, to reszta kwasowa jest jednowartościowa, jeżeli dwa atomy — reszta kwasowa jest dwuwartościowa itd.:



Jak widzimy, pojęcie „wartościowość” wykorzystuje się nie tylko względem atomów, lecz także do grupy połączonych atomów.

► Nazwij reszty kwasowe oraz ich wartościowość w kwasach HNO₃ i H₂S.

Pierwiastek, który tworzy kwas nazywa się *kwasotwórczym*. Pokażemy, jak oblicza się wartość jego stopnia utlenienia w kwasie H₂SO₄. Zapiszemy nad symbolami wodoru i tlenu wartości stopni utlenienia tych pierwiastków:



Suma stopni utlenienia 4 atomów tlenu stanowi (-2)•4 = -8, a dwóch atomów wodoru — (+1)•2 = +2.

¹ Istnieją kwasy, w cząsteczkach których zamiana wszystkich atomów wodoru jest niemożliwa.

Ponieważ cząsteczka jest elektrycznie obojętna, to stopień utlenienia atomu siarki ma stanowić + 6:



Znając stopień utlenienia pierwiastka kwasotwórczego w kwasie, można łatwo określić tlenek, od którego on powstał. Na przykład, kwasowi H_2SO_4 odpowiada tlenek SO_3 (w nim stopień utlenienia siarki także stanowi + 6).

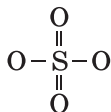
- Określ stopień utlenienia fosforu w kwasie H_3PO_4 i nazwij wzór odpowiedniego tlenku kwasowego.

Dla kwasów wykorzystuje się nie tylko wzory chemiczne, lecz także graficzne. Ułożymy graficzny wzór cząsteczki kwasu H_2SO_4 .

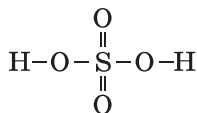
Siarka w kwasie H_2SO_4 jest sześciowartościowa. Zapiszemy dookoła kwasotwórczego atomu 6 kreseczek:



Wszystkie te kreseczki, (jednostki wartościowości) mają także „należeć” do czterech dwuwartościowych atomów tlenu. Rozmieścimy wszystkie atomy tlenu dookoła atomu siarki. Dwóm atomom tlenu „wydzielimy” po dwie kreseczki, a dla dwóch innych zostanie po jednej:

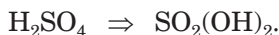


Lewemu i prawemu atomom tlenu nie wystarcza po jednej kreseczce (tlen jest pierwiastkiem dwuwartościowym). Przeprowadzamy je i dopisujemy z lewej i z prawej strony po atomie wodoru:



Wzór graficzny tej cząsteczki można ułożyć w inny sposób. Zapisujemy wzór chemiczny tego

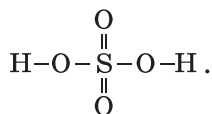
związku, wyodrębniając w nim grupy atomów OH (grupy hydroksylowe inaczej — wodorotlenowe):



Grupa hydroksylowa (wodorotlenowa) jest jedno-wartościowa: $-\text{O}-\text{H}$. Łączymy kresczką każdą grupę OH z atomem siarki:



Dwa atomy tlenu, które zostały, rozmieszczamy dookoła atomu siarki i każdy „łączymy” z tym atomem dwiema kreskami:



► Ułóż wzór graficzny cząsteczki kwasu H_3PO_4 .

Nazwy kwasów. Kwasy mają nazwy chemiczne i zwyczajowe (tabl. 7).

Tablica 7

Najważniejsze kwasy

Wzór	Nazwa*	
	chemiczna	zwyczajowa
HF	Fluorowy	Fluorowodorowy
HCl	Chlorowy	Chlorowodorowy, Solny ¹
H ₂ S	Siarkowodorowy	Siarkowodorowy
HNO ₂	Azotowy	Azotowy
HNO ₃	Azotowy	Azotowy
H ₂ CO ₃	Węglowy	Węglowy
H ₂ SiO ₃	Metakrzemowy	Krzemowy
H ₂ SO ₃	Siarkawy	Siarkowy
H ₂ SO ₄	Siarkowy	Siarkowy
H ₃ PO ₄	Ortofosforowy	Fosforowy

* Przytoczono drugie słowa nazw.

¹ Kwas nazwano solnym ponieważ dawniej otrzymywano go z soli NaCl.

Nazwa kwasu składa się z dwóch słów. Pierwszym słowem we wszystkich nazwach jest słowo „kwas”.

Rdzeń drugiego słowa nazwy chemicznej kwasu pochodzi od nazwy pierwiastka kwasotwórczego (kwas siarkowy — związek siarki).

Nazwy chemiczne mieszczą także przedrostki Meta- i Orto- (tablica 7).

Nazwy zwyczajowe większości kwasów pochodzą od nazwy substancji prostych lub związków pierwiastków z wodorem.

Występowanie kwasów w przyrodzie. Na naszej planecie występuje wiele kwasów. Kwas węglowy tworzy się w wyniku rozpuszczenia w wodzie dwutlenku węgla CO_2 . Podczas wybuchu wulkanów do atmosfery przedostają się siarkowodor H_2S i dwutlenek siarki SO_2 . Pierwszy związek, rozpuszczając się w wodzie, tworzy kwas siarkowy, a drugi reagując z wodą — kwas siarkawy.

Świat roślinny i zwierzęcy jest bogaty w kwasy należące do związków organicznych. Kwas cytrynowy, jabłkowy, szczawiowy mieszczą się w niektórych owocach, jagodach, warzywach (rys. 47), kwas mrówkowy — w mrówkach, dlatego ich ukąszenia są dosyć bolesne), w jadzie pszczelim, w pokrzywie. Jeżeli kwaśnieje mleko i wino, to tworzą się odpowiednio — kwas mlekowy i octowy. Kwas mlekowy także jest w kiszonej kapuście, kiszonce dla bydła; gromadzi się w mięśniach podczas ich pracy. Kwas żółtkowy mieści nieorganiczny kwas — solny.



Rys 47.
Naturalne
źródła kwasów
organicznych

WNIOSKI

Kwas jest związkiem, cząsteczka którego mieści jeden lub kilka atomów wodoru, które mogą podczas reakcji być zastąpione na atomy (jony) pierwiastka metalicznego.

Wyróżnia się kwasy beztlenowe (ogólny wzór H_nE) oraz tlenowe ($H_mE O_n$). Według liczby atomów wodoru w cząsteczce kwasy dzielą się na jednozasadowe, dwuzasadowe i trójzasadowe.

Część cząsteczki kwasu połączoną z atomem (atomami) wodoru nazywa się resztą kwasową.

Dla kwasu tlenowego istnieje odpowiedni tlenek (kwasowy). W obydwu związkach pierwiastek kwasotwórczy ma tę samą wartość stopnia utlenienia.

Kwasy mają nazwy chemiczne i zwyczajowe.

Kwasy rozpowszechnione są w przyrodzie.



186. Co nazywamy kwasem? Co to jest reszta kwasowa? Wskaż reszty kwasowe w podanych kwasach H_2Te , HNO_2 i H_3AsO_4 .
187. Według jakich cech klasyfikuje się kwasy? Wpisz wzory podanych kwasów w odpowiednie kolumny tabeli: $HClO_3$, HBr , H_2TeO_3 , HF , HNO_2 , H_2Se , H_3AsO_4 :

Kwasy				
tlenowe	beztlenowe	jednozasadowe	dwuzasadowe	trójzasadowe

188. Wyznacz stopień utlenienia pierwiastka kwasotwórczego w następujących kwasach $HClO$, HPO_3 , H_2TeO_4 . Zapisz wzory tlenków, które odpowiadają tym kwasom.

189. Ułóż wzór chemiczny kwasu tlenowego jodu, który ma w tym związku stopień utlenienia +5.
190. Połącz wzór kwasu z odpowiednią nazwą:
- | <i>Wzory kwasów</i> | <i>Nazwa kwasu</i> |
|-------------------------------|--------------------|
| 1) H_2SeO_3 ; | a) selenawy; |
| 2) H_2Se ; | b) selenowodorowy; |
| 3) H_2SeO_4 ; | c) selenowy. |
191. Ułóż wzory strukturalne następujących kwasów HI, HClO, H_2TeO_3 .
192. Jakie ilości substancji pierwiastków mieszczą się w 0,5 mola takich kwasów: a) HNO_3 , b) H_2SO_4 ? (W pamięci).
193. Wzięto 6,2 g kwasu borowego H_3BO_3 . Oblicz ilość substancji kwasu. (W pamięci).
194. Oblicz części masy pierwiastków w kwasie fluorowym. (W pamięci).
195. Istnieją dwa kwasy tlenowe o jednakowej wartości mas molowych — 98 g/mol. Nazwij te kwasy i napisz ich wzory chemiczne.

26 Sole

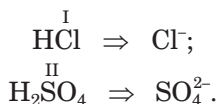
Materiał paragrafu pomoże Ci:

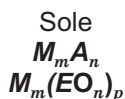
- wyjaśnić, co to są sole;
- układać wzory i nazwy soli;
- dowiedzieć się o występowaniu soli w przyrodzie.

Skład chemiczny i wzory soli. Do klasy soli należy związek, który spożywamy codziennie z pokarmem. Jest to sól kuchenna NaCl. Wiemy, że składa się ona z jonów Na^+ i Cl^- . Na tablicy piszemy kredą CaCO_3 . Ją też zaliczamy do soli. W kredzie mieszczą się jony Ca^{2+} i CO_3^{2-} .

Sole — są to związki, w skład których wchodzi kationy pierwiastków metalicznych i aniony reszt kwasowych.

Jon reszty kwasowej ma ładunek ujemny; jego wartość jest tożsama z wartościowością tej reszty kwasowej:





Sole, podobnie jak kwasy, mają dwa ogólne wzory — $M_m A_n$ i $M_m (\text{EO}_n)_p$. Pierwszemu wzorowi odpowiadają sole, które mieszczą jony reszt kwasowych kwasów beztlenowych, drugiemu — sole, aniony których pochodzą od kwasów tlenowych. Przykłady, wzorów soli: LiF, CaS, NaNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Żeby ułożyć wzór soli, trzeba znać ładunek kationu i anionu i pamiętać, że dowolny związek jest elektrycznie obojętny. Żeby określić wartości ładunków jonów, można skorzystać z tabeli umieszczonej na wyklejce II (jest to tak zwana, tablica rozpuszczalności związków nieorganicznych).

► Ułóż wzór soli zawierającej jony Fe^{3+} oraz NO_3^- .

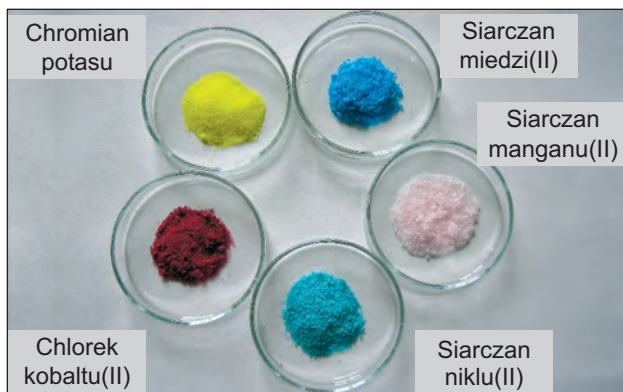
Wzorów strukturalnych soli, podobnie jak innych związków jonowych, nie pisze się.

Nazwy soli. Każda sól ma nazwę chemiczną, a niektóre sole posiadają jeszcze nazwy zwyczajowe (tab. 8).

Nazwa chemiczna soli składa się z dwóch słów. Pierwsze słowo jest nazwą reszty kwasowej, a drugie — pierwiastka metalicznego. Jeżeli pierwiastek metaliczny tworzy kationy z różnymi ładunkami, to wartość ładunku kationu soli pokazuje się po nazwie pierwiastka — rzymską cyfrą w nawiasie (tab. 8, rys. 48).

Przez przypadki odmienia się tylko drugie słowo nazwy chemicznej soli.

► Podaj nazwy chemiczne soli o następujących wzorach: KF , PbCO_3 , $\text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2$, CrCl_3 .



Rys. 48.
Niektóre sole

Wzory i nazwy soli

Wzory		Chemiczna nazwa kwasów	Nazwa soli	
Sole	Odpowiednie kwasy		Chemiczna	Zwyczajowa
KNO_3	HNO_3	Azotowy	Azotan potasu	Saletra potasowa
K_2CO_3	H_2CO_3	Węglowy	Węglan potasu	Potaż
CaF_2	HF	Fluoro-wodorowy	Fluorek wapnia	Fluoryt (minerał)
FeCl_2	HCl	Chloro-wodorowy	Chlorek żelaza(II)	—
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	H_2SO_4	Siarkowy	Siarczan żelaza(III)	—

Istnieją sole, utworzone na bazie amoniaku NH_4OH (s. 129). W ich składzie są kationy amonu NH_4^+ . Przykłady wzorów i nazw takich związków:

NH_4Cl — chlorek amonowy;

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — siarczan amonowy;

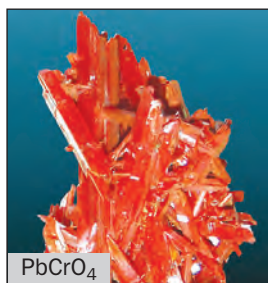
NH_4NO_3 — azotan amonowy.

Dwa ostatnie związki stosuje się jako azotowe nawozy mineralne.

Występowanie soli w przyrodzie. W skład skorupy ziemskiej wchodzi wiele soli (rys. 49). Większość z nich – to krzemiany. Najczęściej spotykaną odmianą krystaliczną dwutlenku krzemu jest kwarc. Wśród krzemianów są jeszcze inne kamienie szlachetne: błękitny topaz (krzemian glinu), żółcisty cyrkon (krzemian cyrkonu), bezbarwny fenakit (krzemian berylu) i in.

Istnieje wiele złóż chlorku sodu (sól kamienna), chlorku potasu.

Węglan wapnia CaCO_3 występuje w postaci kredy, wapienia, marmuru. Węglan wapnia jest podstawą muszli, koralu, skorup jaj (rys. 50). Siarczki ZnS , Cu_2S , PbS oraz inne są rudami metali.



Rys. 49.
Kryształy
niektórych
minerałów

Różne sole występują w postaci rozpuszczonej w hydrosferze. Woda morska zawiera chlorki sodu i magnezu, w wodzie do picia przeważnie są węglany i siarczany wapnia i magnezu.



Rys. 50.
Węglan wapnia
występujący
w naturze

WNIOSKI

Sól — jest to związek jonowy, w skład którego wchodzi kationy pierwiastka metalicznego i aniony reszty kwasowej. Sole mają dwa wzory ogólne $M_m A_n$ i $M_m (EO_n)_p$.

Każda sól ma nazwę chemiczną, a niektóre sole posiadają nazwę zwyczajową.

Sole są bardzo rozprzestrzenione w przyrodzie.



196. Jakie związki nazywają się solami? Jakie są ich podobieństwa i różnice składu chemicznego z zasadami?
197. Ułóż wzory soli, do składu których wchodzi następujące jony: Li^+ , Mg^{2+} , NO_3^- , CO_3^{2-} .
198. Zapisz w odpowiednie kolumny tabeli wzory jonów, z których składają się sole $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, BaBr_2 , K_3PO_4 , Na_2S :

Kationy		Aniony	
Jednoładunkowe	Wieloładunkowe	Jednoładunkowe	Wieloładunkowe

199. Podaj nazwy soli o następujących wzorach: NaBr , Al_2S_3 , Li_2SO_4 , CaSO_3 .
200. Ułóż wzory: jodek cezu, fluorek glinu, siarczan chromu(III), ortofosforan litu.
201. Jednakowa czy różna ilość substancji anionów mieści się w 20 g CaCO_3 i w 20 g CaBr_2 ? (W pamięci).
202. Za pomocą analizy chemicznej ustalono, że w porcji siarczanu sodu mieści się 0,5 mola jonów SO_4^{2-} . Jaka ilość substancji i jaka masa jonów sodu jest w tej porcji związku? (W pamięci).
203. Gdzie mieści się największa sumaryczna ilość jonów: w 1 molu siarczanu glinu, w 2 molach azotanu żelaza(III), w 3 molach chloru baru, czy w 4 molach fluorku litu?
203. Dla doświadczeń wzięto jednakowe masy: ortofosforanu żelaza(III), chlorku sodu, węglanu wapnia. Zestaw sumaryczne ilości jonów w tych porcjach soli i wybierz prawidłową odpowiedź:
- najwięcej jonów jest w porcji fosforanu żelaza(III);
 - najwięcej jonów jest w porcji chlorku sodu;
 - najwięcej jonów jest w porcji węglanu wapnia;
 - we wszystkich wziętych porcjach soli jest jednakowa ilość jonów.

27

Budowa, właściwości oraz zastosowanie tlenków

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- wyjaśnić, jaka jest zależność właściwości tlenków od ich budowy;

- poznać właściwości chemiczne tlenków, zasadowych i kwasowych;
- zrozumieć, co to jest reakcja wymiany;
- wyjaśnić, gdzie stosowane są tlenki.

Budowa i właściwości fizyczne tlenków.

Właściwości fizyczne tlenków podobnie jak innych substancji zależą od ich budowy wewnętrznej, to znaczy, od tego, z jakich cząstek one się składają — z atomów, cząsteczek czy jonów.

Tlenki zasadowe mają budowę jonową (rys. 51, *a*). Różnoimienne jony (o różnych ładunkach) silnie przyciągają się jeden do drugiego. Dlatego te tlenki w warunkach normalnych są substancjami stałymi, topią się przy wysokiej temperaturze (tab. 9). Większość tlenków jonowych nie rozpuszcza się w wodzie, niektóre reagują z nią.

Warto wiedzieć

W warunkach zwyczajnych tlenki H_2O , Cl_2O_7 , Mn_2O_7 są cieczami.

Mal. 51.

Modele budowy:
a — tlenku magnezu;
b — dwutlenku węgla(IV)
 w stanie stałym

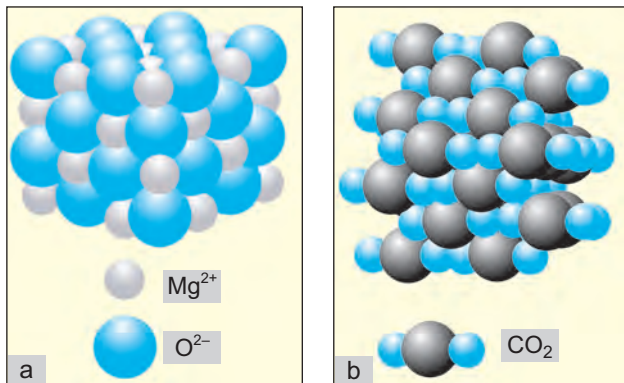


Tabela 9

Budowa i temperatury topnienia niektórych tlenków

Wzór chemiczny	Budowa tlenku	Temperatura topnienia, °C
CaO	jonowa	2630
Li ₂ O		1453
H ₂ O	cząsteczkowa	0
SO ₂		-75
SiO ₂	atomowa	1610

Prawie wszystkie tlenki kwasowe składają się z cząsteczek (rys. 51, *b*). W tlenkach o budowie cząsteczkowej istnieje słabe przyciąganie między cząst-

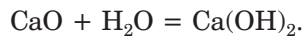
kami (cząsteczkami) dlatego ich temperatury topnienia i wrzenia (tab. 9) są niewysokie, a stan skupienia w warunkach normalnych bywa różny. Tlenki rozpuszczają się w wodzie (podczas rozpuszczania zachodzą reakcje chemiczne). Niektóre mają zapach.

Tlenek krzemu(IV) SiO_2 i kilka innych tlenków mają budowę atomową — są to substancje stałe o wysokich temperaturach topnienia i wrzenia (tab. 9). Są one nierozpuszczalne w wodzie.

Właściwości chemiczne tlenków. Zdolność tlenku do wchodzenia w reakcję z inną substancją zależy od rodzaju tlenku. Będziemy rozpatrywać oddzielnie reakcje dla tlenków zasadowych i kwasowych. Już wiesz, że tlenki zasadowe — to tlenki, które przynależą zasodom, a kwasowe — to takie, które przynależą kwasom.

Reakcje z udziałem tlenków zasadowych

Reakcja z wodą. Już wiecie, że wśród tlenków zasadowych tylko związki pierwiastków alkalicznych i ziemalkalicznych reagują z wodą; przy tym tworzą się zasady. Taka reakcja odbywa się, na przykład, kiedy miesza się wapno niegaszone CaO i wodę:



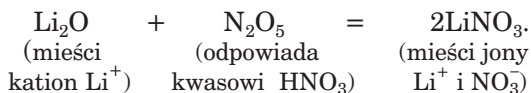
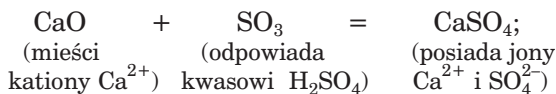
Wyprowadzić wzór produktu reakcji (zasady) można wychodząc od ładunków kationu pierwiastka metalicznego i anionu wodorotlenowego.

► Ułóż równanie reakcji tlenku litu z wodą.

Reakcje z tlenkami kwasowymi. Tlenki zasadowe reagują ze związkami o przeciwnym charakterze właściwości chemicznych, to znaczy z substancjami, które mają właściwości kwasowe. Do nich należą tlenki kwasowe.

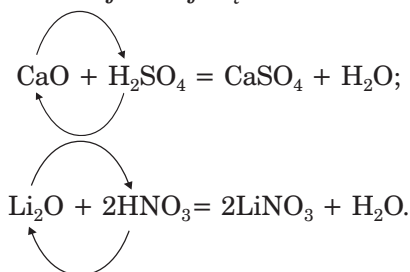
Produktem reakcji między tlenkami zasadowymi i kwasowymi jest odpowiednia sól. Składa się ona z kationów pierwiastka metalicznego, który jest w tlenku zasadowym i anionów reszty kwasowej, która pochodzi z tlenku kwasowego.

Przykłady równań reakcji między tlenkami zasadowymi i kwasowymi:



► Ułóż równanie reakcji między tlenkiem wapnia i tlenkiem azotu(V).

Reakcje z kwasami. Tlenki zasadowe reagują nie tylko z tlenkami kwasowymi, ale i z kwasami. Produktami takiej reakcji są sól i woda:



Reakcje, podczas których związki wymieniają wzajemnie swe składniki, nazywamy reakcjami wymiany.

Reakcje z udziałem tlenków kwasowych

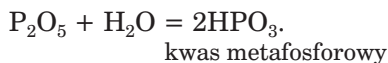
Reakcja z wodą. Prawie wszystkie tlenki kwasowe reagują z wodą (wyjątek — tlenek SiO_2), tworząc kwas tlenowy:



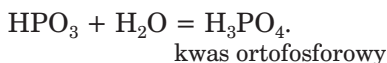
Wzory kwasów — produktów reakcji tlenków kwasowych z wodą wyprowadza się tak samo, jak wzory zasad, układając razem wszystkie atomy, które są we wzorach reagentów.

► Ułóż równanie reakcji tlenku azotu(V) z wodą.

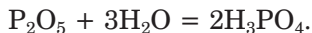
Reagowanie z wodą tlenku fosforu(V) ma pewne osobliwości. Z początku odbywa się reakcja:



Jej produkt także reaguje z wodą, przemieniając się w inny kwas:

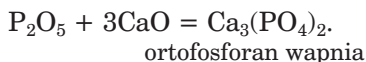


Jeżeli wody wystarcza dla przebiegu obydwu reakcji, czyli wzięto jej w nadmiarze, to można zapisać „sumaryczne” równanie chemiczne:

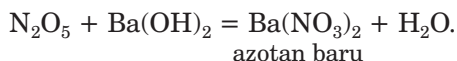
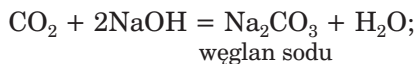


Reakcje z tlenkami zasadowymi. Tlenki kwasowe reagują ze związkami, które mają przeciwstawny charakter chemiczny — z tlenkami zasadowymi i zasadami.

O reakcjach chemicznych między kwasami i tlenkami zasadowymi była mowa wyżej. Jeszcze jedno równanie takiej reakcji, w której bierze udział tlenek kwasowy P_2O_5 :



Reakcje z zasadami. Tlenki kwasowe reagują z zasadami, tworząc sole i wodę:



Sól utworzyła się z kwasu, który odpowiada danemu tlenkowi kwasowemu.

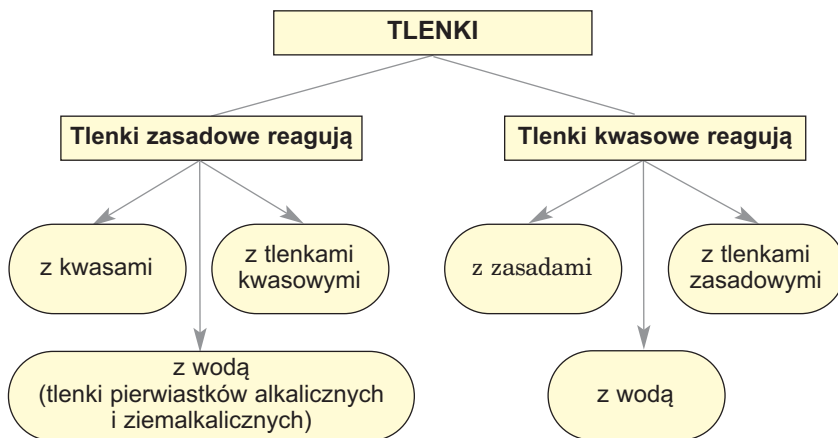
► Ułóż równanie reakcji między tlenkiem siarki(IV) i wodorotlenkiem sodu.

Omówiony materiał ilustruje schemat 6.

Wiele tlenków pierwiastków metalicznych wykazuje zarówno właściwości kwasowe, jak zasadowe. O reakcjach z udziałem tych związków będzie mowa w §31.

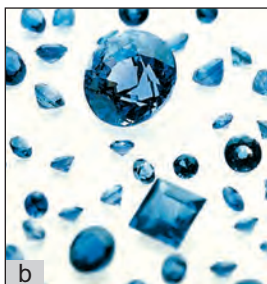
Zastosowanie tlenków. Dziesiątki tlenków zastosowuje się w praktyce. Każdy wie, że najbardziej używanym tlenkiem jest woda. Z rud żelaza, które zawierają tlenki żelaza otrzymuje się żelazo.

Najważniejsze właściwości chemiczne tlenków



Rys. 52.
Kamienie szlachetne
a — rubin (Al_2O_3
z domieszką
 Cr_2O_3);
b — szafir (Al_2O_3
z domieszkami
tlenków żelaza i
tytanu);
c — ametyst (SiO_2
z domieszkami
tlenków żelaza)

Kwarc SiO_2 jest surowcem do produkcji szkła kwarcowego, które ma właściwość przepuszczania promieni nadfioletowych (pod lampą kwarcową można opalać się, tak samo jak na słońcu). Zwykłe szkło tej właściwości nie posiada. Piasek służy także do produkcji zwykłego szkła i ceramiki. Podstawą piasku jest dwutlenek krzemu SiO_2 . Piasek oraz wapno niegaszone CaO mają zastosowanie w budownictwie. Kryształy korundu Al_2O_3 są bardzo twarde. Proszek tego związku służy do szlifowania powierzchni różnych wyrobów metalicznych lub ceramicznych. Niektóre tlenki są bazą różnych farb: Fe_2O_3 — brązowej, Cr_2O_3 — zielonej, TiO_2 i ZnO — białej. Zabarwione przez różne domieszki, naturalne lub sztuczne kryształy tlenków glinu lub krzemu (rys. 52) wykorzystuje się do wyrobu ozdób jubilerskich.



WNIOSKI

Tlenki o budowie jonowej są substancjami stałymi. W wodzie one nie rozpuszczają się, mają wysoką temperaturę topnienia.

Tlenki o budowie cząsteczkowej występują w różnych stanach skupienia, mają niewysokie temperatury topnienia i wrzenia. Większość z nich rozpuszcza się w wodzie i wchodzi z nią w reakcje. Niektóre są lotne i mają zapach.

Spośród tlenków zasadowych z wodą reagują tylko związki pierwiastków alkalicznych i ziemalkalicznych. Produktami tych reakcji są zasady.

Tlenki zasadowe reagują z tlenkami kwasowymi oraz z kwasami — tworząc sole. Tlenki kwasowe reagują z wodą (produktami tych reakcji są kwasy tlenowe), a także z tlenkami zasadowymi i z zasadami, tworząc sole.

Reakcje, podczas których związki wzajemnie wymieniają swe składniki, nazywamy reakcjami wymiany.

Wiele tlenków ma szerokie zastosowanie w różnych gałęziach gospodarki.



205. Jeden ze związków — Cl_2O lub Li_2O w warunkach normalnych jest gazem i ma zapach. Wskaż ten związek i objaśnij swój wybór.
206. Spośród podanych tlenków wskaż substancje jonowe: P_2O_3 , Cl_2O_7 , K_2O , BaO , SO_3 .
207. Zapisz w odpowiednich kolumnach tabeli wzory tlenków: Li_2O , Cu_2O , Cl_2O_7 , MgO , SiO_2 , FeO , SO_2 .

Tlenki	
zasadowe	kwasowe

208. Nazwij wszystkie tlenki zasadowe, które reagują z wodą. Napisz dwa odpowiednie ogólne równania reakcji, zaznaczając tlenki wzorami $M_2\text{O}$ i MO .

209. Dopisz schematy reakcji i ułóż równania chemiczne:
- | | |
|--|--|
| a) $\text{SrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | b) $\text{SeO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| $\text{MgO} + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$ | $\text{SiO}_2 + \text{BaO} \rightarrow$ |
| $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | $\text{I}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow$ |
210. Określ, z którymi substancjami z prawego słupka może reagować każda substancja z lewego słupka i napisz odpowiednie równania chemiczne:
- | | |
|-------------------|---------------------|
| Tlenek baru | Kwas azotowy |
| Tlenek fosforu(V) | Wodorotlenek potasu |
| Tlenek węgla(IV) | Tlenek wapnia |
| | Kwas bromowodorowy |
211. Ułóż równania reakcji, podczas których utworzy się ortofosforan magnezu, jeżeli reagentami są:
- a) dwa tlenki; b) tlenek i kwas; c) tlenek i zasada.
212. Ułóż równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:
- | | |
|---|---|
| a) $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH};$ | c) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3;$ |
| b) $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2;$ | d) $\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3.$ |
213. Skorzystaj z Internetu i przygotuj informację o zastosowaniu dwutlenku węgla.

28

Obliczenia na podstawie równań chemicznych

Materiał paragrafu pomoże Ci:

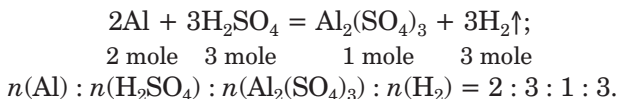
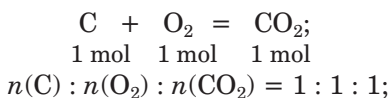
- obliczać ilość substancji, masy i objętości reagentów oraz produktów reakcji na podstawie równań chemicznych;
- układać proporcje i wykorzystywać je przy rozwiązywaniu zadań.

W wiekach średnich alchemicy nie wiedzieli, że za pomocą obliczeń można naprzód dowiedzieć się, jaka masa substancji może wziąć udział w reakcji, lub utworzyć się w wyniku reakcji. Brali oni do swych doświadczeń dowolne porcje substancji i dopiero na podstawie resztek wyjaśniali, jaka masa każdej substancji przereagowała.

Obecnie za pomocą równań chemicznych dokonuje się obliczeń nie tylko mas, lecz ilości substancji

reagentów i produktów reakcji oraz objętości gazów. Przy tym wykorzystuje się wartości względnych mas atomowych, cząsteczkowych, mas wzoru lub mas molowych. Dzięki takim obliczeniom chemik lub inżynier-technolog może celowo dokonywać przemian chemicznych, otrzymywać potrzebną mu masę produktu reakcji i unikać przy tym niepotrzebnego nadmiaru substancji wyjściowych.

W tym paragrafie rozpatrzemy rozwiązywanie zadań z wykorzystaniem równań chemicznych. Zwrócimy uwagę na to, że współczynniki w równaniach wskazują na stosunek ilości substancji reagentów i produktów reakcji:



ZADANIE 1. Jaka ilość substancji wodorotlenku litu utworzy się podczas reakcji 4 moli tlenku litu z dostateczną ilością wody?

Dane:

$$n(\text{Li}_2\text{O}) = 4 \text{ mole}$$

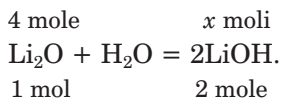
$$n(\text{LiOH}) = ?$$

Rozwiązanie:

1. Układamy równanie reakcji:



2. Przygotujemy zapis, żeby ułożyć proporcję. Pod wzorami związków Li_2O i LiOH zapiszemy ilości ich substancji zgodnie ze współczynnikami w równaniu chemicznym (1 mol, 2 mole), a nad wzorami podaną w zadaniu ilość substancji tlenku (4 mole) i niewiadomą ilość substancji wodorotlenku (x moli):



3. Obliczamy ilość substancji wodorotlenku litu. Układamy proporcję według równania reakcji i rozwiązujemy ją:

z 1 mol Li_2O tworzy się 2 mole LiOH ,

zgodnie z warunkami zadania

z 4 moli Li_2O — x moli LiOH ;

$$\frac{1}{4} = \frac{2}{x}; \quad x = n(\text{LiOH}) = \frac{4 \cdot 2}{1} = 8 \text{ (mol)}.$$

Odpowiedź: $n(\text{LiOH}) = 8$ moli.

ZADANIE 2. Jaka masa dwutlenku węgla przereaguje z 28 g tlenku wapnia?

Dane:

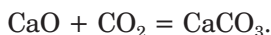
$$m(\text{CaO}) = 28 \text{ g}$$

$$m(\text{CO}_2) \text{ — ?}$$

Rozwiązanie:

I sposób

1. Układamy równanie reakcji:



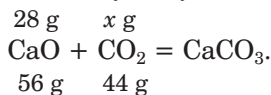
Według równania w reakcję wstępują jednakowe ilości substancji tlenków – 1 mol CaO i 1 mol CO_2 .

2. Obliczymy masy molowe substancji podanych w zadaniu:

$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ g/mol}; \quad M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}.$$

Masa 1 mola CaO wynosi 56 g, a 1 mola CO_2 — 44 g.

3. Przygotowujemy zapis do składania proporcji. Zapisujemy równanie reakcji, pod wzorami reagentów piszemy masę 1 mola każdego związku, a nad wzorami — wiadomą z zadania masę tlenku wapnia i niewiadomą masę dwutlenku węgla:



4. Obliczamy masę dwutlenku węgla. Układamy proporcję i rozwiązujemy ją:

według równania reakcji



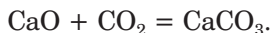
zgodnie z warunkami zadania



$$\frac{56}{28} = \frac{44}{x}; \quad x = m(\text{CO}_2) = \frac{28 \cdot 44}{56} = 22 \text{ (g)}.$$

II sposób

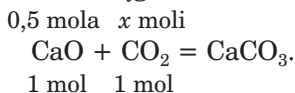
1. Układamy równanie reakcji:



2. Obliczamy ilość substancji tlenku wapnia:

$$n(\text{CaO}) = \frac{m(\text{CaO})}{M(\text{CaO})} = \frac{28 \text{ g}}{56 \text{ g/mol}} = 0,5 \text{ mola.}$$

3. Zapisujemy pod wzorami reagentów w równaniu chemicznym ich ilości substancji odpowiednio do współczynników, nad wzorami — obliczoną ilość substancji tlenku wapnia i niewiadomą ilość substancji dwutlenku węgla:



4. Obliczamy według proporcji ilość substancji dwutlenku węgla:

$$x = n(\text{CO}_2) = \frac{0,5 \cdot 1}{1} = 0,5 \text{ (mola).}$$

5. Obliczamy masę dwutlenku węgla:

$$\begin{aligned} m(\text{CO}_2) &= n(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2) = \\ &= 0,5 \text{ mola} \cdot 44 \text{ g/mol} = 22 \text{ g.} \end{aligned}$$

Odpowiedź: $m(\text{CO}_2) = 22 \text{ g.}$

ZADANIE 3. Jaka objętość dwutlenku siarki (w. n.) przereaguje z wodorotlenkiem sodu, jeżeli utworzy się siarczyn sodu o ilości substancji 0,2 mola?

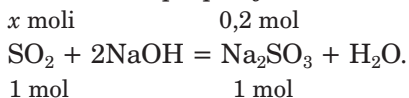
Dane:

$$\begin{aligned} n(\text{Na}_2\text{SO}_3) &= \\ &= 0,2 \text{ mola} \\ \text{w. n.} \end{aligned}$$

$$V(\text{SO}_2) \text{ — ?}$$

Rozwiązanie:

1. Zapisujemy równanie reakcji i przygotowujemy zapis do układania proporcji:



2. Szukamy ilość substancji dwutlenku siarki.

Układamy proporcję i rozwiązujemy ją:

$$\begin{aligned} &\text{z 1 mola SO}_2 \text{ tworzy się 1 mol Na}_2\text{SO}_3, \\ &\text{z } x \text{ moli SO}_2 \text{ — } 0,2 \text{ mola Na}_2\text{SO}_3; \end{aligned}$$

$$x = n(\text{SO}_2) = \frac{1 \cdot 0,2}{1} = 0,2 \text{ (mola).}$$

3. Obliczamy objętość dwutlenku siarki w warunkach normalnych:

$$\begin{aligned} V(\text{SO}_2) &= n(\text{SO}_2) \cdot V_M = \\ &= 0,2 \text{ mola} \cdot 22,4 \text{ l/mol} = 4,48 \text{ l.} \end{aligned}$$

Odpowiedź: $V(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ l.}$

W niektórych zadaniach chodzi o dwie reakcje, które odbywają się jednocześnie. Rozwiązywać je należy według równania matematycznego z jedną niewiadomą, albo systemu dwóch równań z dwoma niewiadomymi.

ZADANIE 4. Po dodaniu dostatecznej ilości wody do 11,6 g mieszaniny litu i wapnia utworzyło się 17,0 g mieszaniny wodorotlenków. Oblicz masę tlenków w mieszaninie.

Dane:

$$\begin{aligned} m(\text{Li}_2\text{O}, \text{CaO}) &= \\ &= 11,6 \text{ g} \\ m(\text{LiOH}, \\ \text{Ca}(\text{OH})_2) &= \\ &= 17,0 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} m(\text{Li}_2\text{O}) &\text{ — ?} \\ m(\text{CaO}) &\text{ — ?} \end{aligned}$$

Rozwiązanie:

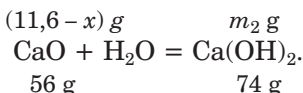
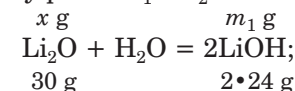
1. Przyjmujemy masę tlenku litu za x g. Wtedy:

$$\begin{aligned} m(\text{CaO}) &= m(\text{Li}_2\text{O}, \text{CaO}) - m(\text{Li}_2\text{O}) = \\ &= 11,6 - x \text{ (g)}. \end{aligned}$$

2. Obliczamy masy molowe tlenków i wodorotlenków litu i wapnia:

$$\begin{aligned} M(\text{Li}_2\text{O}) &= 30 \text{ g/mol}; M(\text{LiOH}) = 24 \text{ g/mol}; \\ M(\text{CaO}) &= 56 \text{ g/mol}; M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ g/mol}. \end{aligned}$$

3. Układamy równania reakcji z zapisem mas reagentów i produktów ich masy, a niewiadome masy związków wodorotlenków LiOH i $\text{Ca}(\text{OH})_2$ zaznaczamy przez m_1 i m_2 :



4. Zapisujemy dwie proporcje i otrzymujemy wyraz matematyczny dla mas wodorotlenków:

$$\frac{x}{30} = \frac{m_1}{2 \cdot 24}; \quad m_1 = m(\text{LiOH}) = \frac{2 \cdot 24x}{30} = 1,6x;$$

$$\frac{11,6 - x}{56} = \frac{m_2}{74};$$

$$m_2 = m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{(11,6 - x) \cdot 74}{56} = 15,3 - 1,32x.$$

5. Przyrównamy sumę mas obliczonych wodorotlenków do 17,0 g, rozwiązujemy równanie i obliczamy masy tlenków:

$$\begin{aligned} m_1 + m_2 &= m(\text{LiOH}) + m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 17,0; \\ 1,6x + 15,3 - 1,32x &= 17,0; x = m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ (g)}; \\ m(\text{CaO}) &= 11,6 - 6,07 = 5,53 \text{ (g)}. \end{aligned}$$

Odpowiedź: $m(\text{Li}_2\text{O}) = 6,07 \text{ g}$; $m(\text{CaO}) = 5,53 \text{ g}$.

Żeby obliczyć masę, ilość substancji reagentów i produktów reakcji, objętość gazów posługujemy się równaniami chemicznymi.

Rozwiązywać zadania można układając proporcje, albo według wzorów przedstawiających zależność istniejącą między odpowiednimi wielkościami fizycznymi.

?

214. Oblicz znaczenie x w następujących zapisach (W pamięci):
- | | | | |
|--|----------|---|--------|
| x mol | 0,2 mola | x l | 1 mol |
| a) $\text{SO}_3 + \text{Li}_2\text{O} = \text{Li}_2\text{SO}_4$; | | c) $\text{CO}_2 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$; | |
| | | 22,4 l | 2 mole |
| 4 mola | x mol | 44,8 l | x g |
| b) $\text{MgO} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$; | | d) $\text{SO}_2 + \text{BaO} = \text{BaSO}_3$. | |
| | | 22,4 l | 153 g |
215. Jaka ilość substancji tlenku fosforu(V) utworzy się przy współdziałaniu 0,1 mola fosforu z dostateczną ilością tlenu?
216. Reakcja odbywa się według równania $A + 3B = 2C + 2D$. Jakie ilości substancji C i D utworzą się, jeżeli przereaguje:
- a) 0,1 mola A ;
- b) 6 moli B . (ustnie).
217. Jaka masa tlenku magnezu utworzy się przy spalaniu 12 g magnezu? (W pamięci).
218. Oblicz masę azotanu wapnia, która utworzy się podczas reakcji 25,2 g kwasu azotowego z tlenkiem wapnia.
219. Jaka objętość dwutlenku siarki SO_2 (w. n.) utworzy się przy spalaniu 16 g siarki? (W pamięci).
220. Oblicz, jaka objętość dwutlenku węgla (w. n.) jest potrzebna dla całkowitej przemiany 37 g wodorotlenku wapnia na węglan wapnia.
221. Po dodaniu nadmiaru wody do mieszaniny tlenków fosforu(V) i krzemu(IV) utworzyło się 98 g kwasu ortofosforowego i pozostało 20 g substancji stałej. Oblicz masę tlenku fosforu(V) i jego część masy w mieszaninie.
222. W wyniku reakcji 1,52 g mieszaniny gazów dwutlenku siarki i dwutlenku węgla z tlenkiem baru utworzyło się 6,07 g mieszaniny soli baru. Oblicz masy gazów w mieszaninie.

29

Właściwości zasad oraz ich zastosowanie

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- przyswoić właściwości fizyczne zasad;
- opanować właściwości chemiczne zasad;
- prognozować możliwość reakcji ługu z solą;
- dowiedzieć się o sferach zastosowania ługów.

Właściwości fizyczne zasad. Już wiesz, że każdy wodorotlenek (zasada) składa się z dodatnio naładowanych jonów pierwiastka metalicznego i jonu wodorotlenkowego OH^- . Wodorotlenki (zasady) w warunkach normalnych są to substancje stałe. Podobnie jak tlenki o budowie jonowej, one powinny mieć wysokie temperatury topnienia. Przy umiarkowanym ogrzewaniu prawie wszystkie zasady rozkładają się na odpowiedni tlenek i wodę. Roztopić można tylko wodorotlenek sodu i potasu (temperatura topnienia tych związków wynosi 322 i 405 °C).

Większość zasad nie rozpuszcza się w wodzie (rys. 53). Słabo rozpuszczalne są wodorotlenki $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ i $\text{Sr}(\text{OH})_2$. Dobrze rozpuszczalnymi są wodorotlenki utworzone przez metale alkaliczne (Li, Na, K, Rb, Cs) i związek $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Wodorotlenki rozpuszczalne mają ogólną nazwę — ługi.

Ługi i ich roztwory są śliskie na dotyk, mydlaste, bardzo żrące. Popadając na skórę wywołują bolesne

Rys. 53.
Osady zasad,
które powstały
w roztworach
podczas reakcji
chemicznych



Rys. 54.
Ostrzeżenie
na etykietce
naczynia
z wodorotlenkiem
sodu (ługiem)



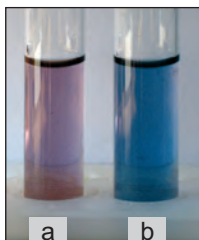
oparzenia, mogą uszkodzić oczy (rys. 54). Dlatego nazywane są ługami żrącymi, na przykład, wodorotlenek sodu NaOH nazywa się potocznie soda żrąca, wodorotlenek potasu KOH — potaż żrący. Przy popadaniu roztworu ługu na skórę należy zmyć go wielką ilością wody, dopóki nie zniknie mydlaste odczucie i zwrócić się od razu do nauczyciela lub laboranta. Otrzymasz słaby roztwór jakiejś substancji (np. kwasu octowego). Kwasem należy zobojętnić resztki ługu, a potem znów zmyć wielką ilością wody.

Właściwości chemiczne zasad. Czy zajdzie wiele reakcji z udziałem zasad zależy od rozpuszczalności tych związków w wodzie. W przemianach chemicznych aktywniejsze od zasad, które, na przykład, z solami i niektórymi kwasami nie reagują, są ługi.

Działanie na wskaźniki (indykatory). Roztwory ługów są zdolne zmieniać zabarwienie indykatorów (rys. 55). Odpowiednie doświadczenia wykonywałeś w 7 klasie.

Nierozpuszczalne zasady na indykatory nie działają.

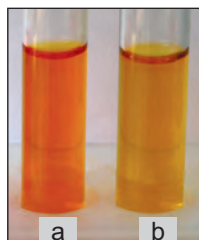
Rys. 55
Uniwersalne
papierki
indykatorowe
(wskaźnikowe)



lakmus



fenoloftaleina



metylooranż



uniwersalny
indykator

DOŚWIADCZENIE LABORATORYJNE NR 2

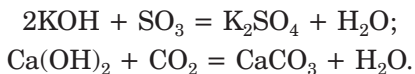
Działanie roztworu ługu na indykatory (wskaźniki)

Do próbki z granulem wodorotlenku sodu nalej wody (do połowy objętości próbki), ostrożnie pomieszaj szklaną pałeczką (bagietką), żeby substancja rozpuściła się. Tą pałeczką zamoczoną w przygotowanym roztworze dotknij uniwersalnego papierka indykatorowy. Co spostrzegasz?

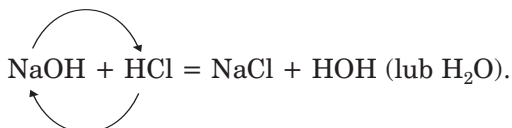
Otrzymany roztwór ługu nalej do trzech próbek. Do pierwszej próbki wlej 1—2 krople roztworu lakmusu, do drugiej — tyle samo roztworu fenoloftaleiny, a do trzeciej — roztworu metylooranżu. Jak zmienia się zabarwienie każdego indykatora?

Próbkę z roztworem ługu i fenoloftaleiną zachowaj do następnego doświadczenia.

Reakcje z tlenkami kwasowymi. Zasady rozpuszczalne i nierozpuszczalne reagują ze związkami o przeciwnym charakterze, to znaczy z takimi, które mają właściwości kwasowe. Do nich należą tlenki kwasowe. Odpowiednie reakcje były podane w poprzednim paragrafie 27. Na przykład:



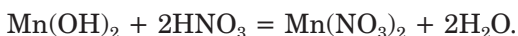
Reakcje z kwasami. Podczas reakcji zasady z kwasem następuje wzajemna wymiana składników:



Jest to reakcja wymiany.

Żeby wyjaśnić, czy nie pozostał ług po dodaniu pewnej porcji kwasu, należy do danego roztworu dodać 1—2 krople fenoloftaleiny. Jeżeli barwa malinowa nie pojawi się, to świadczy o tym, że ług całkowicie przereagował z kwasem.

Nierozpuszczalne zasady też reagują z kwasami:



Reakcję między zasadą i kwasem nazwano *reakcją zobojętnienia lub neutralizacji*.

DOŚWIADCZENIE LABORATORYJNE NR 3

Współdziałanie roztworu ługu z kwasem

Do probówki z roztworem wodorotlenku sodu z fenoloftaleiną z poprzedniego doświadczenia, za pomocą pipety dodaj kilka kropeł rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego do zmiany barwy wskaźnika. W trakcie wkrapiania mieszaj roztwór bagietką lub wstrząsając probówką. Co obserwujesz?

Dlaczego roztwór stracił barwę?

Napisz odpowiednie równanie reakcji.

Reakcję zobojętnienia (neutralizacji) często stosuje się przy oczyszczaniu ścieków przedsiębiorstw przemysłowych od ługów lub kwasów. Produkty tych reakcji — sole, są bardziej bezpieczne dla środowiska naturalnego. Dość skuteczne i ekonomicznie wygodne jest wzajemne zobojętnienie ługowych i kwasowych ścieków różnych przedsiębiorstw.

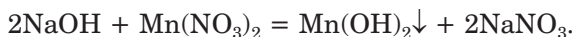
Reakcje ługów z solami. Odbywają się one w roztworze wodnym. *Wyjściowa sól powinna być rozpuszczalnym związkiem, a w wyniku reakcji jedna z otrzymanych substancji (wodorotlenek lub sól) ma wytrącić się w osad.*

Wyjaśnimy, czy jest możliwa reakcja między wodorotlenkiem sodu a azotanem manganu(II). Skorzystamy z tabeli rozpuszczalności (podajemy jej fragment):

Aniony	Kationy							
	Li ⁺	Na ⁺	K ⁺	...	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Pb ²⁺	...
OH ⁻	R	R	R		H	N	N	
NO ₃ ⁻	R	R	R		R	R	R	

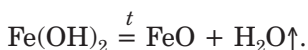
Wodorotlenek sodu NaON i sól Mn(NO₃)₂ jest rozpuszczalna w wodzie. Powinny one wzajemnie wymienić swoje jony do utworzenia nierozpuszczal-

nego związku. Takim związkiem jest nowa zasada $Mn(OH)_2$, a nowa sól $NaNO_2$ jest rozpuszczalna w wodzie. Więc, reakcja między wodorotlenkiem sodu i azotanem manganu(II) jest możliwa.

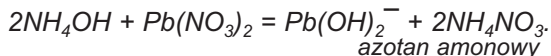
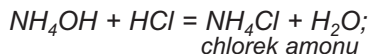
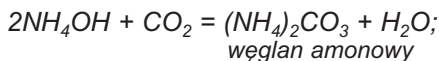


► Czy mogą reagować wodorotlenek baru i węgiel potasu? Jeżeli tak, to napisz odpowiednie równanie reakcji.

Rozkład termiczny. Prawie wszystkie zasady (oprócz wodorotlenków sodu i potasu) podczas podgrzewania rozkładają się na tlenki i wodę (parę wodną).



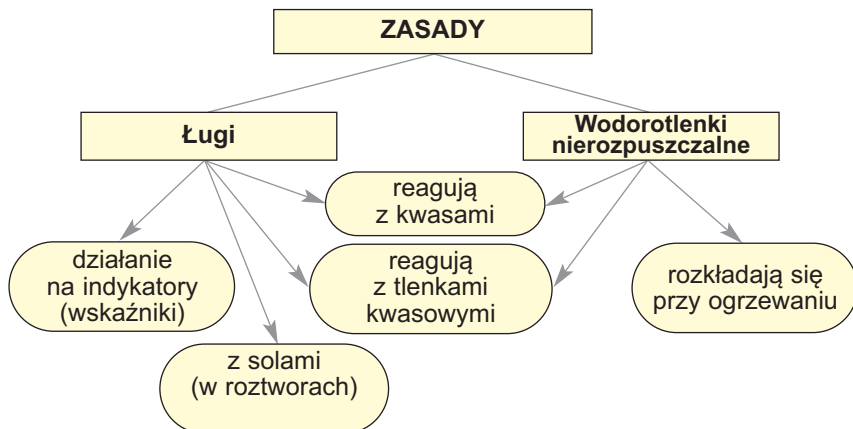
Zasada amonowa (wodny roztwór amoniaku) podobnie do ługów reaguje z tlenkami kwasowymi, kwasami, solami, zmieniając zabarwienie indykatorów:



Podsumowanie podanego materiału ilustruje schemat 7.

Schemat 7

Właściwości chemiczne zasad



Zastosowanie zasad. Szerokie zastosowanie spośród zasad mają ługi, a mianowicie wodorotlenek wapnia i sodu. Wiemy, że substancja o nazwie „wapno gaszone” to wodorotlenek wapnia Ca(OH)_2 . Wapno gaszone stosuje się w budownictwie, jako materiał wiążący. Miesza się go z piaskiem i wodą. Otrzymaną mieszaninę używa się przy budowie domów, tynkowaniu ścian. W wyniku współdziałania z dwutlenkiem węgla (CO_2) i tlenkiem krzemu(IV) mieszanina twardnieje.

► Ułóż równania tych reakcji.

Wodorotlenek wapnia ma również zastosowanie w przemyśle cukrowym, w rolnictwie, w produkcji węglań wapnia, do wyrobu pasty do zębów oraz do otrzymania innych substancji. Wodorotlenek sodu stosuje się do produkcji mydła (zachodzi reakcja ługu z tłuszczem), leków, w przemyśle skórzanym, do oczyszczania ropy naftowej itp.

WNIOSKI

Zasady — to substancje stałe o budowie jonowej. Większość wodorotlenków jest nierozpuszczalna w wodzie. Rozpuszczalne zasady mają ogólną nazwę ługi. Ługi powodują zmianę zabarwienia indykatorów (wskaźników).

Wodne roztwory wodorotlenków reagują z tlenkami kwasowymi i kwasami, tworząc sól i wodę. Ługi reagują w roztworach z solami, a produktem każdej reakcji jest inna zasada i sól. Nierozpuszczalne zasady rozkładają się przy ogrzewaniu na odpowiednie tlenki i wodę.

Reakcję między zasadą a kwasem nazwano reakcją zobojętnienia lub neutralizacji.

W praktyce stosuje się przeważnie wodorotlenki wapnia i sodu.



223. Scharakteryzuj właściwości fizyczne zasad. Co to są ługi?
224. Co to są indykatory? Jak każdy z nich zmienia swe zabarwienie w obecności ługu?

225. Podaj przykłady reakcji wymiany, rozkładu i zobojętnienia z udziałem zasad.
226. Zapisz schematy reakcji i ułóż równania reakcji:
- | | |
|---|--|
| a) $\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow$ | c) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ | $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
| b) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | d) $\text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{LiOH} + \text{NiCl}_2 \rightarrow$ | $\text{Bi}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t}$ |
227. Napisz równania reakcji (jeżeli są one możliwe) między zasadami (z lewego słupka) i solami (z prawego słupka):
- | | |
|--------------------------|--------------------|
| wodorotlenek potasu | węglan wapnia |
| wodorotlenek manganu(II) | azotan żelaza(III) |
| wodorotlenek baru | siarczan sodu |
228. Napisz równania reakcji, podczas których można dokonać następujących kolejnych przemian:
- a) $\text{Li}_2\text{O} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{SO}_4$;
 b) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaBr}_2$.
229. Jaka ilość substancji wodorotlenku magnezu wstępuje w reakcję z kwasem azotowym o masie 12,6g?
230. Oblicz masę wodorotlenku żelaza(II), który utworzy się przy współdziałaniu 0,05 mola wodorotlenku sodu z dostateczną ilością siarczanu żelaza(II).
231. Jaka objętość tlenku siarki(IV) (w. n.) niezbędna jest do całkowitego wytrącenia jonów baru (w postaci nierozpuszczalnej soli) z roztworu zawierającego wodorotlenek baru o masie 34,2 g?
232. Jaka masa osadu utworzy się w wyniku reakcji 22,4 g wodorotlenku potasu z dostateczną ilością chlorku manganu(II)?
233. Na zobojętnienie 25,1 g mieszaniny wodorotlenków sodu i baru zużyto 25,2 g kwasu azotowego. Oblicz część masy wodorotlenku sodu w mieszaninie wyjściowej.

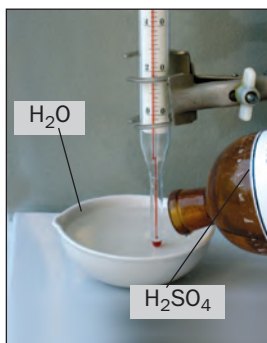
30

Właściwości kwasów i ich zastosowanie

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- wyjaśnić właściwości fizyczne kwasów;
- opanować właściwości chemiczne kwasów;
- nauczyć się prognozować, czy możliwa jest reakcja kwasu z metalem;
- dowiedzieć się, gdzie kwasy mają zastosowanie.

Rys. 56.
Rozpuszczanie
się kwasu
siarkowego
w wodzie.



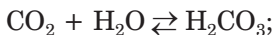
Właściwości fizyczne kwasów. Kwasy mają budowę cząsteczkową. Cząsteczki w kwasie słabo przyciągają się wzajemnie (w odróżnieniu od przeciwnie naładowanych jonów w tlenkach zasadowych lub zasadach). Dlatego kwasy mają niskie temperatury wrzenia. Większa ilość kwasów w warunkach normalnych — to ciecze. One dobrze rozpuszczają się w wodzie (oprócz H_2SiO_3), w wielu wypadkach bez ograniczeń, to znaczy mogą być mieszane z wodą w dowolnych proporcjach, tworząc roztwory. Przy rozpuszczaniu niektórych kwasów wydzielają się duża ilość ciepła (rys. 56).

Wiedzieć już, że kwasy beztlenowe — to wodne roztwory gazów — związków niektórych niemetali VI i VII grup z wodorem (na przykład, HCl , H_2S). Gazy te wydzielają się z roztworów nawet w warunkach normalnych.

Kwasem lotnym jest kwas azotowy (HNO_3), nawet przy słabym ogrzewaniu przechodzi on w stan gazowy. Kwasy lotne mają zapach.

Są też kwasy w stanie stałym, na przykład: kwas ortofosforowy H_3PO_4 , kwas ortoborowy (borowy) H_3BO_3 , metakrzemowy H_2SiO_3 . Te kwasy oraz kwas siarkowy H_2SO_4 nie są lotne.

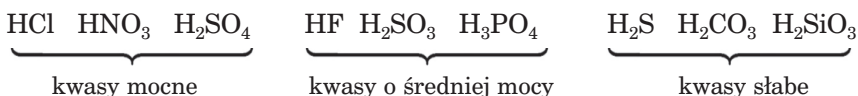
Kwas węglowy i siarkawy istnieją tylko w roztworach wodnych. Ich tlenki nie całkowicie reagują z wodą a kwasy, które tworzą się, częściowo rozkładają się na tlenki i wodę:



Większość kwasów to substancje trujące. Powodują one poważne zatrucia, oparzenia skóry. Dlatego kwasy wymagają wielkiej ostrożności przy pracy z nimi. Kwas, który trafił na skórę lub do oczu, trzeba niezwłocznie zmyć dużą ilością wody, potem roztworem sody, żeby zobojętnić resztki kwasu. Następnie należy znów zmyć wielką ilością wody.

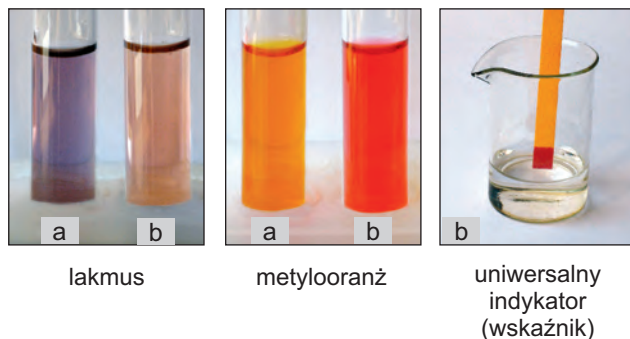
Właściwości chemiczne kwasów. Zdolność kwasów reagowania z innymi substancjami zależy od ich aktywności, trwałości, lotności i rozpuszczalności w wodzie. Na to należy zwracać uwagę przy rozpatrywaniu właściwości chemicznych kwasów.

Kwasy wykazują różną aktywność chemiczną. Bardzo aktywne kwasy nazywamy mocnymi, a mało aktywne — słabymi. Istnieje jeszcze kilka kwasów o średniej mocy. Oto przykłady związków chemicznych każdej z grup (zobacz również wyklejkę II):



Działanie na indykatory. Kwasy w roztworach wodnych zmieniają zabarwienie indykatorów (rys. 57), lecz nie wszystkich i inaczej niż ługi.

Rys. 57.
Zabarwienie indykatorów (wskaźników)
a) w wodzie:
b) w roztworze kwasu



DOŚWIADCZENIE LABORATORYJNE NR 4

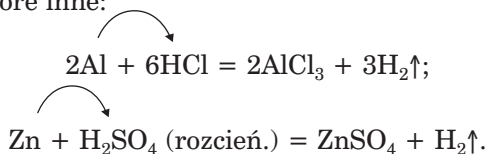
Działanie roztworów kwasów na indykatory (wskaźniki)

Do trzech probówek nalej po 1–2 ml roztworu kwasu siarkowego. W dowolnej probówce zamocz szklaną bagietkę w

roztworze kwasu i dotknij nią uniwersalnego papierka indykatorowego. Jak zmienia się zabarwienie indykatora?

Do jednej probówki z roztworem kwasu dodaj 1—2 krople roztworu lakmusu, do drugiej — tyleż roztworu fenoloftaleiny, a do trzeciej — metylooranżu. Co obserwujesz? Który indykator nie pokazuje kwasu?

Reakcje z metalami. Większość znanych Ci kwasów reaguje z metalami, tworząc sól i wydzielając wodór (rys. 58). Wśród nich wszystkie kwasy beztlenowe i kwas siarkowy (rozcieńczony) oraz niektóre inne:



Podczas takich reakcji atomy pierwiastka metalicznego, które są w substancji prostej wymieniają atomy wodoru w substancji złożonej.



Rys. 58.
Reakcja
alumiowej
monety (o wartości
2 kop. z roku
1992) z kwasem
solnym

Reakcję chemiczną, między substancją prostą i substancją złożoną, w wyniku której tworzą się nowe substancje: prosta i złożona, nazywamy *reakcją wymiany*.

Z kwasami podanymi wyżej reagują nie wszystkie metale. Żeby przewidzieć, czy odbędzie się reakcja

Mikołaj Bekietow
(1827—1911)



Wybitny rosyjski i ukraiński chemik, fizyk, członek Petersburskiej Akademii Nauk. Badał reakcje soli w wodnych roztworach z metalami. Ułożył (1865) szereg napięciowy metali nazwany jego imieniem. Odkrył i opisał metalotermię — jeden ze sposobów redukcji metali. Jest jednym z twórców chemii fizycznej, sprzyjał rozwojowi tej jednej z głównych gałęzi nauk chemicznych. Profesor uniwersytetu w Charkowie (1855–1887). Prowadził wykłady na uniwersytecie. Był prezydentem Rosyjskiego Towarzystwa Fizyczno-Chemicznego.

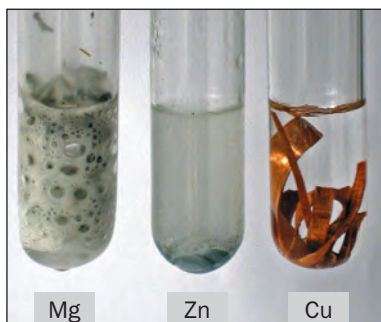
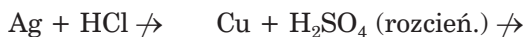
między metalem a kwasem, należy posługiwać się *szeregiem aktywności chemicznej metali*. Ułożył go w 1865 r. wybitny chemik M. M. Bekietow na podstawie badania reakcji metali z kwasami i solami. Podajemy część tego szeregu w postaci współczesnej (patrz też wyklejka II):

Li K Ba Ca Na Mg Al Mn Cr Zn Fe Cd Ni Sn Pb (H₂) Cu Ag Pt Au



aktywność chemiczna metali wzrasta

Wzór niemetalu wodoru dzieli szereg na dwie części. Metale rozmieszczone w jego lewej części reagują z podanymi wyżej kwasami (i przy tym wydzielają wodór), a rozmieszczone w prawej części nie reagują z nimi (rys. 59):



Rys. 59.
Reakcja metali
na rozcieńczony
roztwór kwasu
siarkowego

DOŚWIADCZENIE LABORATORYJNE NR 5

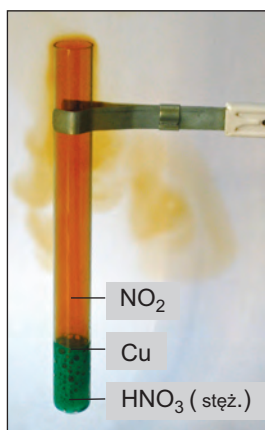
Reakcje kwasu solnego z metalami

Weź dwie probówki. Do jednej włóż gwóźdź żelazny, a do drugiej proszek lub wiórki magnezu. Należy zbadać, czy metale jednakowo reagują z rozcieńczonym kwasem solnym.

Który metal reaguje z kwasem aktywniej? Czy zgadzają się wyniki doświadczeń z rozmieszczeniem żelaza i magnezu w szeregu aktywności metali?

Ułóż odpowiednie równania reakcji. Pamiętaj, że żelazo w utworzonym związku ma stopień utlenienia +2.

Podczas reakcji kwasu azotowego i stężonego kwasu siarkowego¹ z metalami wodór nie wydzielają się, tworzą się inne substancje (rys. 60.) Takie reakcje omawiać będziemy w klasie 9.

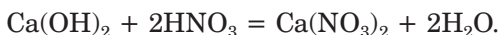
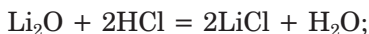
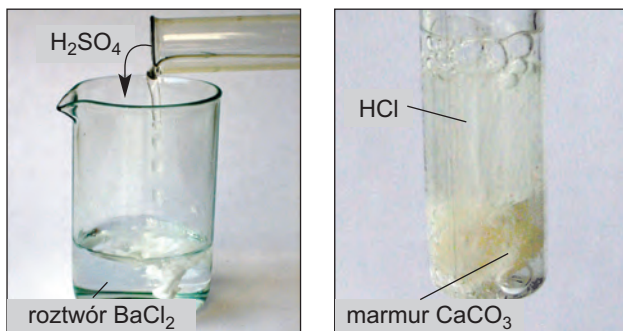


Rys. 60.
Reakcja miedzi
z kwasem
azotowym

Reakcje kwasów z tlenkami zasadowymi oraz z zasadami. Charakterystyczną cechą wszystkich kwasów jest reagowanie ze związkami o przeciwnym charakterze, to znaczy, z tlenkami zasadowymi, z zasadami. Produktem każdej takiej reakcji jest sól i woda:

¹ Stężony roztwór mieści znacznie więcej kwasu niż wody.

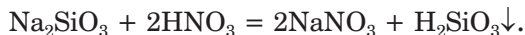
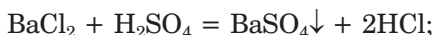
Rys. 61.
Reakcja
kwasów
z solami



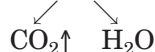
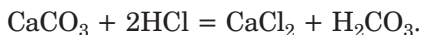
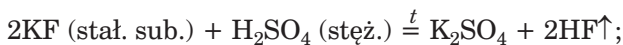
Te przemiany chemiczne były podane już w poprzednim paragrafie.

Reakcje z solami. Reakcje kwasów z solami należą do reakcji wymiany. Lecz nie wszystkie reakcje są możliwe. Podamy przykłady, kiedy odbywają się te reakcje (rys. 61).

- Produktem reakcji jest sól lub nierozpuszczalny kwas (patrz. tablica rozpuszczalności):



- Produkt reakcji — kwas jest substancją lotną lub tworzy się od związku gazowego, albo rozkłada się, wydzielając gaz:



(Skrót „stał. sub.” — stała substancja, „stęż” — roztwór stężony.)

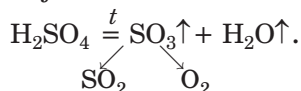
- Kwas, który wstępuje w reakcję jest mocny, a kwas, który utworzył się — słaby. Za przykłady mogą służyć trzy poprzednie reakcje.

Termiczny rozkład kwasów tlenowych. Kwaśy tlenowe przy ogrzewaniu rozkładają się na odpowiedni tlenek kwasowy i wodę, a kwasy węglowy i siarkowy rozkładają się nawet w warunkach

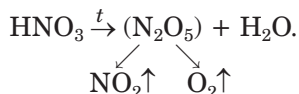
normalnych, tworząc odpowiednie tlenki kwasowe i wodę:



Jednym z produktów rozkładu kwasu siarkowego podczas powolnego podgrzewania jest tlenek siarki(VI), a przy silnym ogrzewaniu ten tlenek sam rozkłada się dalej:



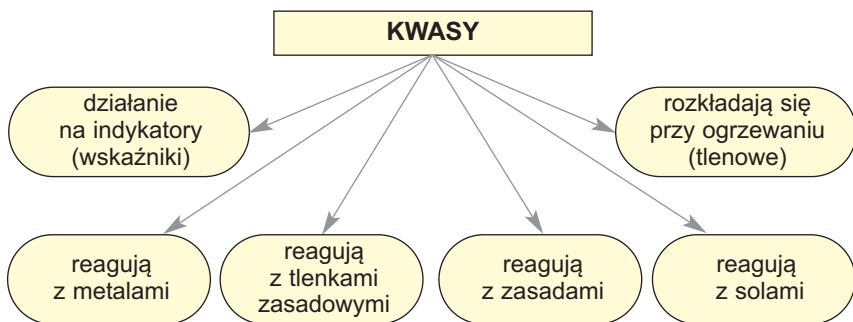
Reakcja termicznego rozkładu kwasu azotowego ma swoje osobliwości. Związek ten od razu rozkłada się na trzy substancje — tlenek azotu(IV), tlen i wodę (tlenek N_2O_5 , który odpowiada kwasowi azotowemu jest bardzo nietrwały):



Podany wyżej materiał podsumowuje schemat 8.

Schemat 8

Właściwości chemiczne kwasów



Zastosowanie kwasów. Szerokie zastosowanie mają następujące kwasy: siarkowy, solny, azotowy, ortofosforowy (tab. 10). Otrzymujemy je w przedsiębiorstwach przemysłu chemicznego w dużych ilościach.

Na pewno każda rodzina używa w domu octu. Jest to — rozcieńczony wodny roztwór kwasu octowego CH_3COOH . (Przygotuj informację, gdzie stosuje się

Zastosowanie kwasów

Kwas	Gdzie jest stosowany
H_2SO_4	Do produkcji innych kwasów, soli, nawozów mineralnych, barwników, leków, do oczyszczania ropy naftowej
HCl	Do produkcji soli, farb, leków
HNO_3	Do produkcji nawozów mineralnych, substancji wybuchowych, barwników
H_3PO_4	Do produkcji nawozów mineralnych, środków czystości

ocet). W życiu codziennym spotykamy się także z innymi kwasami. Na przykład, kwas cytrynowy jest produktem spożywczym, konserwantem, kwas askorbinowy — to witamina C. Kwasy: octowy, cytrynowy, askorbinowy, — są to związki organiczne. Roztwór kwasu borowego stosuje się jako środek dezynfekujący, a roztwór kwasu siarkowego — w akumulatorach samochodów.

WNIOSKI

Kwasy są to substancje o budowie cząsteczkowej. Są one rozpuszczalne w wodzie, zmieniają zabarwienie indykatorów, lecz nie tak jak ługi.

Kwasy beztlenowe i rozcieńczony kwas siarkowy reagują z większością metali, tworząc sól i wydzielając wodór. Reakcje te nazywają się reakcjami wymiany. Możliwość przebiegu tych reakcji określa się za pomocą szeregu aktywności chemicznej metali.

Kwasy reagują z tlenkami zasadowymi i z zasadami, tworząc sól i wodę. Podczas reakcji kwasów z solami tworzy się inna, nowa sól i nowy kwas. Kwasy tlenowe przy ogrzewaniu rozkładają się.

Kwasy mają szerokie zastosowanie w różnych gałęziach gospodarki.



- Nazwij charakterystyczne właściwości fizyczne kwasów. Czym one są uwarunkowane?
- Czy można rozróżnić roztwory kwasu i ługu za pomocą lakmusu, fenoloftaleiny, uniwersalnego indykatora? Jeżeli tak, to w jaki sposób?

236. Dopisz schematy reakcji i ułóż równania reakcji:
- | | |
|--|--|
| a) $\text{Mg} + \text{HBr} \rightarrow$ | b) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ |
| $\text{BaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$ | $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ |
| $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$ | $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$ |
237. Zamiast kropek napisz wzory kwasów-reagentów, produktów reakcji i zamień schematy na równania chemiczne:
- | | |
|---|--|
| a) $\text{Fe} + \dots \rightarrow \text{FeCl}_2 + \dots;$ | b) $\text{Al} + \dots \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots;$ |
| $\text{Li}_2\text{O} + \dots \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4 + \dots;$ | $\text{Cr}(\text{OH})_2 + \dots \rightarrow \text{CrSO}_4 + \dots;$ |
| $\text{KOH} + \dots \rightarrow \text{KNO}_3 + \dots;$ | $\text{AgNO}_3 + \dots \rightarrow \text{AgI}\downarrow + \dots;$ |
238. Napisz równania reakcji (jeżeli one zachodzą) między rozcieńczonym kwasem siarkowym i następującymi substancjami:
- | | |
|-----------------------|-------------------------|
| a) cynk; | d) wodorotlenek baru; |
| b) srebro; | e) kwas fluorowodorowy; |
| c) tlenek węgla (IV); | i) azotan ołowiu (II). |
239. Dla każdej przemiany napisz po dwa równania reakcji:
- | | |
|---|--|
| a) $\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2;$ | b) $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2.$ |
| c) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{K}_2\text{S};$ | |
240. Żeby przeprowadzić reakcję między chlorkiem sodu i kwasem siarkowym, to do soli w stanie stałym dodaje się czysty kwas i mieszaninę ogrzewa. Objaśnij, dlaczego nie korzysta się z roztworów tych związków i po co jest potrzebne ogrzewanie.
241. Wykorzystując materiały z Internetu, przygotuj informację o zastosowaniu kwasu fluorowego?
242. Jaka masa kwasu siarkowego jest potrzebna, żeby zobojętnić 8 g wodorotlenku sodu?
243. W wyniku reakcji dostatecznej ilości kwasu solnego z 10 g mieszaniny proszków srebra i cynku wydzieliło się 0,7 l wodoru (w. n.). Oblicz część masy srebra w mieszaninie.
244. Podczas rozkładu kwasu azotowego wydzieliło się 11,2 l mieszaniny gazów (w. n.). Oblicz masę kwasu, który uległ rozkładowi.

WYKONUJEMY DOŚWIADCZENIA W DOMU

Działanie na sok buraczany kwasu cytrynowego, roztworu sody spożywczej i roztworu mydła

Sok buraka stołowego mieści zabarwiową substancję, która jest indykatorem. Proponujemy wykonać z nim takie doświadczenie.

Przygotuj stołową łyżkę soku buraka stołowego, a także niewielkie ilości roztworów wodnych sody spożywczej i mydła do prania.

Nalej do czterech polimerowych szklaneczek po 20—30 ml wody i jednakowe porcje soku buraczanego. Pomieszaj zawartość szklaneczek.

Dodaj do jednej szklaneczki 1/2 łyżeczki do herbaty soku cytrynowego, do drugiej — łyżeczkę roztworu sody spożywczej, do trzeciej — tyle samo roztworu mydła. Zawartość czwartej szklaneczki będzie służyć do porównania zabarwienia.

Co zauważyłeś? W jakich roztworach jest ług, kwas?

Wyniki doświadczenia zapisz do zeszytu.

Przygotuj informację o tym doświadczeniu na lekcję chemii.

31 Tlenki i wodorotlenki amfoteryczne

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- zrozumieć, jakie związki należą do amfoterycznych;
- zrozumieć charakter chemiczny tlenków i wodorotlenków amfoterycznych;
- układać wzory produktów reakcji związków amfoterycznych z kwasami, zasadami i tlenkami.

Związki amfoteryczne. W §11, rozpatrując zmiany właściwości tlenków pierwiastków w 2. okresie, zaznaczaliśmy, że tlenek BeO wykazuje właściwości charakterystyczne zarówno dla tlenków zasadowych, jak i kwasowych. Związek ten, a także wodorotlenek $\text{Be}(\text{OH})_2$ reagują nie tylko z kwasami, ale i z ługami. Analogiczne jest zachowanie w reakcjach chemicznych związków glinu — tlenku Al_2O_3 i wodorotlenku $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Zdolność związku do przejawiania właściwości zasadowych i kwasowych nazywa się *amfoterycznością*¹, a sam związek — *amfoterycznym*.

Przytaczamy wzory najważniejszych związków amfoterycznych:

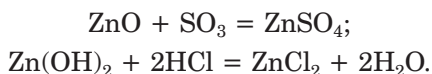
¹ Termin pochodzi od greckiego słowa amphoterós — i taki i inny.

<i>Tlenki</i>	\Leftrightarrow	<i>Wodorotlenki</i>
ZnO		Zn(OH) ₂
PbO		Pb(OH) ₂
SnO		Sn(OH) ₂
Al ₂ O ₃		Al(OH) ₃
Cr ₂ O ₃		Cr(OH) ₃
Fe ₂ O ₃		Fe(OH) ₃

Zgodnie z budową i właściwościami fizycznymi tlenki amfoteryczne są podobne do tlenków zasadowych. One składają się z jonów, mają wysokie temperatury topnienia. Ani jeden tlenek amfoteryczny nie rozpuszcza się w wodzie.

Wodorotlenki amfoteryczne także są nierozpuszczalne; przy ogrzewaniu nie topnieją, lecz rozkładają się.

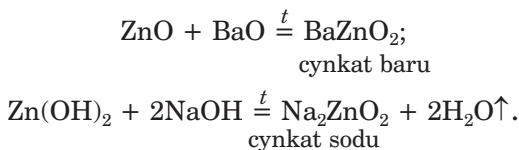
Właściwości chemiczne tlenków i wodorotlenków amfoterycznych. Związki amfoteryczne reagują z tlenkami kwasowymi i zasadowymi, z kwasami i ługami. Tlenek cynku ZnO i wodorotlenek cynku Zn(OH)₂ reagują z kwasowymi tlenkami, z kwasami:



Produkty takich reakcji (sole) mieszczą kationy cynku Zn²⁺.

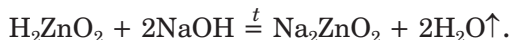
► Jakie właściwości — zasadowe czy kwasowe — wykazuje tlenek i wodorotlenek cynku w tych reakcjach?

Związki ZnO i Zn(OH)₂ reagują także z tlenkami zasadowymi i z ługami. Wskutek reakcji tworzą się sole, w których atomy cynku mieszczą się w anionach ZnO₂²⁻:

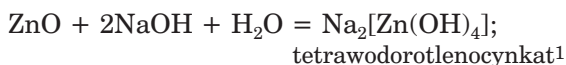


Ostatnie równanie odpowiada reakcji w udzialem ługu, a nie jego roztworu. Dlatego, aby wzór soli,

która się utworzy był wam zrozumiały, zmienimy kolejność zapisu pierwiastków we wzorze wodorotlenku cynku na przyjęty dla kwasów:



Tlenek i wodorotlenek cynku reagują także z wodnym roztworem ługu w warunkach normalnych:



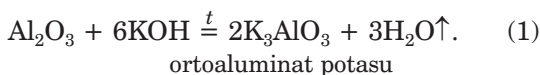
W nawiasach kwadratowych we wzorach wydzielono anion soli.

Wzór produktu dwu ostatnich reakcji można otrzymać, zamieniwszy we wzorze Na_2ZnO_2 dwa dwuwartościowe atomy tlenu na cztery jednowartościowe grupy wodorotlenowe:



Jeżeli z tlenkiem zasadowym lub ługiem reaguje związek amfoteryczny trójwartościowego pierwiastka, to możliwe są dwa warianty współdziałania substancji.

Rozpatrzmy reakcje między tlenkiem glinu i wodorotlenkiem potasu. Produktem jednej reakcji między tymi związkami jest sól, która pochodzi od wodorotlenku glinu $\text{Al}(\text{OH})_3$ jako kwasu (H_3AlO_3):



Produktem innej reakcji jest sól o prostszym składzie. Wyprowadzimy jej wzór, znajdując z początku wzór odpowiedniego „kwasu” (w rzeczywistości związku amfoterycznego). W tym celu składowy razem wszystkie atomy będące we wzorze tlenku glinu Al_2O_3 i wody H_2O . W otrzymanym wzorze $\text{H}_2\text{Al}_2\text{O}_4$ zmniejszamy dwa razy indeksy (HAIO_2) i zamieniamy symbol wodoru na symbol potasu: KAlO_2 .

Warto wiedzieć

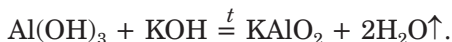
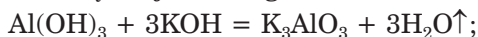
Związek HAIO_2 , wzór którego często zapisuje się jak $\text{AlO}(\text{OH})$, występuje w przyrodzie i tworzy kilka minerałów.

¹ Przedrostek „tetra” (w tłumaczeniu z jęz. greckiego — cztery) wskazuje na liczbę grup wodorotlenowych w anionie soli.

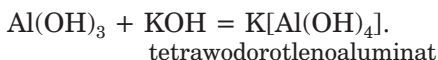
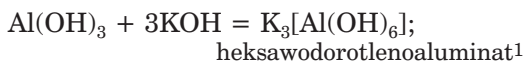
Odpowiednie równanie chemiczne:



Zestawiając wykładniki przed wzorami reagentów w równaniach (1) i (2), widzimy, że ortoaluminat tworzy się podczas dodawania do tlenku glinu trzykrotnie większej ilości ługu.



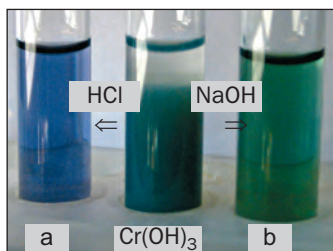
Jeżeli wodorotlenek glinu reaguje z wodnym roztworem ługu, to tworzą się sole, w których aniony mieszczą grupy wodorotlenowe (reakcje odbywają się w warunkach normalnych):



Na rysunku 62 pokazano wynik doświadczenia, które potwierdza amfoteryczność wodorotlenku chromu(III) $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

Rys. 62.

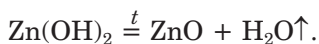
Wynik reakcji wodorotlenku chromu(III):
a — z kwasem;
b — z roztworem ługu



- Ułóż równanie reakcji wodorotlenku chromu(III) z kwasem chlorowym i z roztworem wodorotlenku sodu.

Przy ogrzewaniu wodorotlenki amfoteryczne tak samo jak nierozpuszczalne rozkładają się na odpowiednie tlenki i wodę:

¹ Przedrostek „heksa” (w tłumaczeniu z jęz. greckiego — sześć) wskazuje na liczbę grup wodorotlenowych w anionie soli.

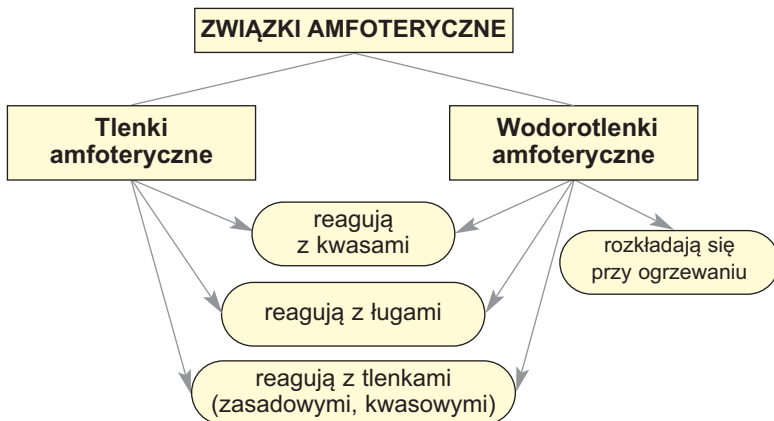


- Napisz równanie reakcji rozkładu termicznego wodorotlenku glinu.

Podany wyżej materiał uogólnia schemat 9.

Schemat 9

Właściwości chemiczne związków amfoterycznych



WNIOSKI

Niektóre tlenki i wodorotlenki pierwiastków metalicznych wykazują właściwości zasadowe, jak również kwasowe. Nazywa się je związkami amfoterycznymi.

Właściwościami fizycznymi tlenki amfoteryczne podobne są do tlenków zasadowych, a wodorotlenki amfoteryczne do zasad nierozpuszczalnych.

Związki amfoteryczne reagują z kwasami i ługami, z tlenkami kwasowymi i zasadowymi, tworząc sole. Wodorotlenki amfoteryczne przy ogrzewaniu rozkładają się.



245. Jakie związki nazywają się amfoterycznymi? Nazwij kilka tlenków i wodorotlenków amfoterycznych.
246. Dopisz schemat reakcji chemicznych z udziałem związków cynku i glinu oraz ułóż równania chemiczne:

- a) $\text{ZnO} + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{ZnO} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t}$
 $\text{Zn(OH)}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{t}$
- b) $\text{Al(OH)}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 $\text{Al(OH)}_3 + \text{LiOH (sol)} \rightarrow$ (dwa warianty)
 $\text{Al(OH)}_3 + \text{Mg(OH)}_2 \xrightarrow{t}$ (dwa warianty)
247. Dopisz schematy reakcji i ułóżcie równania chemiczne:
 a) $\text{Pb(OH)}_2 + \text{HBr} \rightarrow$
 $\text{SnO} + \text{NaOH} \xrightarrow{t}$
 $\text{Sn(OH)}_2 \xrightarrow{t}$
- b) $\text{Fe(OH)}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{Li}_2\text{O} \xrightarrow{t}$ (dwa warianty)
 $\text{Cr(OH)}_3 \xrightarrow{t}$
248. Ułóż równanie reakcji tlenku berylu z wodorotlenkiem baru (przy ogrzewaniu) i roztworem tej zasady.
249. Jak można rozpoznać białe proszki wodorotlenku magnezu i cynku, biorąc pod uwagę ich odmienne właściwości chemiczne?
250. Pewien wodorotlenek amfoteryczny ma względną masę wzoru 103. Wyznacz co to za związek.
251. W jakiej masie tlenku żelaza(III) mieści się tyle jonów, ile cząsteczek mieści się w 11 g tlenku węgla(IV)?
252. Podczas rozkładu wodorotlenku glinu o masie 39 g utworzyło się 20 g tlenku glinu. Wyznacz, czy ten związek rozłożył się całkowicie?

32

Właściwości oraz zastosowanie soli

Materiał paragrafu pomoże Ci:

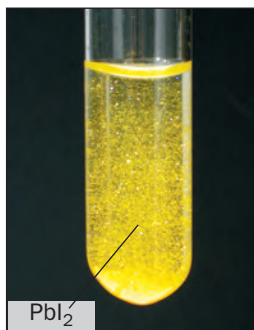
- wyjaśnić właściwości fizyczne soli;
- opanować właściwości chemiczne soli;
- przewidywać możliwość reakcji soli z metalem;
- wyjaśnić, gdzie sole mają zastosowanie.

Właściwości fizyczne soli. Sole, podobnie jak inne związki jonowe, w warunkach zwykłych są substancjami krystalicznymi. Mają one przeważnie wysokie temperatury topnienia:

NaCl 801 °C; K_2SO_4 1069 °C; CaSiO_3 1544 °C.

Część soli dobrze rozpuszcza się w wodzie, niektóre są słabo rozpuszczalne (rys. 63), reszta to sole nierozpuszczalne. Informacji o rozpuszczalności soli można zasięgnąć w tablicy rozpuszczalności (patrz wyklejka II podręcznika).

Rys. 63.
Osad jodku
ołowiu(II), który
powstał przy
ostudzeniu
gorącego
roztworu
związku



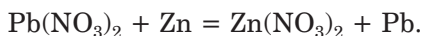
Tworzeniu się roztworów soli często towarzyszy efekt cieplny. Na przykład, przy rozpuszczaniu węglanu sodu wydziela się niewielka ilość ciepła i roztwór trochę ogrzewa się. A podczas przygotowania roztworu azotanu sodu obserwujemy niewielkie obniżenie temperatury.

Sole mają różny smak. Tylko jedna sól — chlorek sodu — ma słony smak. Wiele innych mają gorzki smak, a sole ołowiu (Pb) i berylu (Be) są słodkie, lecz silnie trujące. Na pewno niektórzy alchemicy przypłacili życiem za próbowanie smaku tych soli.

Sole mają różny wpływ na rośliny, zwierzęta i ludzi. W niektórych związkach są zawarte pierwiastki niezbędne do normalnego wzrostu i rozwoju roślin. Związki te stosuje się jako nawozy mineralne. Sól kuchenną spożywamy codziennie z pokarmem, aby uzupełnić jej zapasy w organizmie (ten związek stale jest wydalany z organizmu z potem i moczem).

Właściwości chemiczne soli. Sole biorą udział w różnych reakcjach z substancjami prostymi oraz złożonymi.

Reakcje z metalami. Sól w roztworze może reagować z metalem, tworząc nową sól oraz inny metal (rys. 64). Często mówi się, że jeden metal „wypiera” inny z roztworu soli. Reakcja zaistnieje, jeżeli metal-reagent jest bardziej aktywny od metalu-produktu, czyli znajduje się w szeregu aktywności metali z lewej strony od niego (forzac II).



Rys. 64.
Wynik reakcji
między
roztworem
azotanu
ołowiu(II)
i cynkiem



DOŚWIADCZENIE LABORATORYJNE № 6

Reagowanie metali z solami w roztworze wodnym

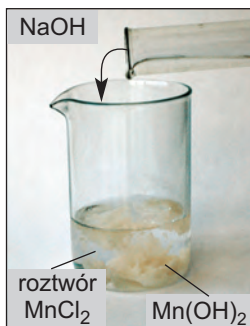
Do probówki ostrożnie włóż czysty gwóźdź żelazny i nalej trochę roztworu siarczanu miedzi(II). Co odbywa się na powierzchni metalu? Czy zmienia się z czasem barwa roztworu?

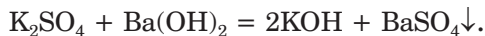
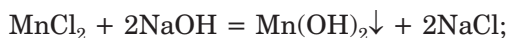
Ułóż równanie reakcji. Miej na uwadze, że jednym z jej produktów jest związek żelaza(II).

Ucząc się o ługach i kwasach, dowiedziałeś się o reakcjach tych związków z solami. Oprócz tego, sole mogą reagować między sobą. Reakcje te należą do reakcji wymiany.

Reakcje z ługami. Reakcja między solą a ługiem odbywa się tylko w roztworze. Sole nierozpuszczalne z ługami nie reagują. Reakcja możliwa jest wtedy, gdy jeden z jej produktów — zasada lub sól — wytrąca się w postaci osadu (rys. 65):

Rys. 65.
Reakcja między
chlorkiem
manganu(II)
i wodorotlenkiem
sodu
w roztworze





Żeby wyjaśnić, czy możliwe są takie reakcje, należy posługiwać się tabelą rozpuszczalności.

DOŚWIADCZENIE LABORATORYJNE № 5

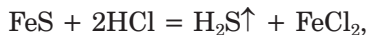
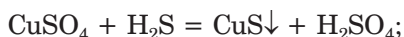
Reakcje soli z ługami w roztworze wodnym

Nalej do probówki trochę roztworu siarczanu miedzi(II). Dodaj do niego kilka kropeł roztworu wodorotlenku sodu i przemieszaj. Co obserwujesz? Jaki związek wytrąca się w postaci osadu?

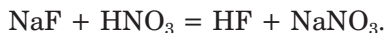
Jeżeli do roztworu siarczanu miedzi(II) dodać tyle roztworu ługu, ile potrzeba do całkowitej przemiany soli w wodorotlenek miedzi (II), to po wyklarowaniu roztwór nad osadem będzie bezbarwny. On będzie zawierać tylko siarczan sodu (jony Na^+ i SO_4^{2-}).

Ułóż równanie reakcji.

Reakcje z kwasami. Sól (rozpuszczalna lub nierozpuszczalna) może reagować z kwasem w tworzeniu nowej soli i nowego kwasu. Takim reakcjom towarzyszy wytrącanie się osadu (rys. 66) lub gazu

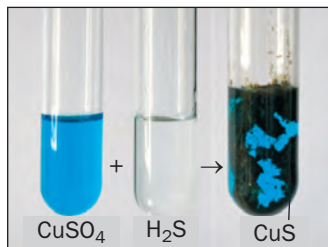


a czasami nie towarzyszy im efekt zewnętrzny:

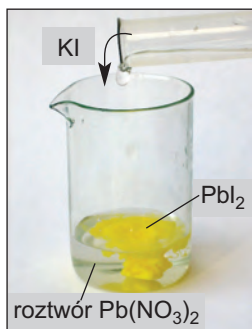


Rys. 66.

Wynik reakcji między siarczanem miedzi(II) i kwasem siarkowodorowym w roztworze

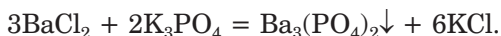
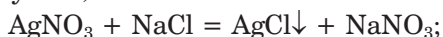


Rys. 67.
Reakcja między
azotanem
ołowiu(II) i
jodkiem potasu



Wypadki, kiedy jest możliwa reakcja między solą i kwasem przedstawiono w §30.

Reakcje z innymi solami. Reakcje między dwiema solami odbywają się tylko w roztworze (reaktywności mają być rozpuszczalne w wodzie) z powstaniem dwóch nowych soli. Reakcja jest możliwa, jeżeli jeden z jej produktów jest nierozpuszczalny lub słabo rozpuszczalny; wytrąca się w postaci osadu (rys. 67).



DOŚWIADCZENIE LABORATORYJNE № 8

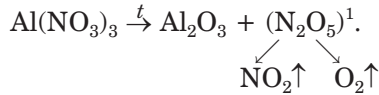
Reakcja wymiany między solami w roztworze

Nalej do probówki trochę roztworu węglanu sodu i dodaj do niego kilka kropel roztworu chlorku wapnia. Co spostrzegasz? Ułóż równanie reakcji.

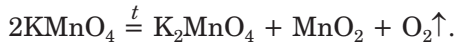
Termiczny rozkład soli. Sole zawierające tlen, utworzone przez gazowe lotne lub nietrwałe tlenki, przy ogrzewaniu rozkładają się. Produktami większości tych reakcji są odpowiednie tlenki:



Azotany, podobnie jak i kwas azotowy, mają przyporządkowany tlenek kwasowy azotu(V) N_2O_5 . Jednak podczas ogrzewania azotanów tlenek azotu(V) nie tworzy się, ponieważ jest bardzo nietrwały:



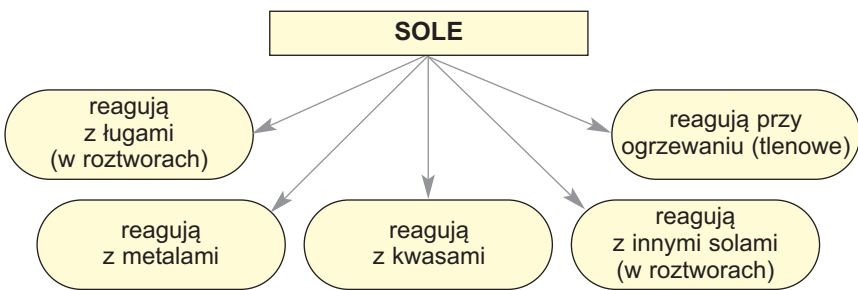
Sole utworzone przez metale alkaliczne (węglany, siarczany) nie rozkładają się podczas ogrzewania lub ich rozkład ma pewne cechy szczególne. Niektóre z nich wykorzystuje się do otrzymania tlenu w laboratorium:



Podany materiał podsumowuje schemat 10.

Schemat 10

Właściwości chemiczne soli



Zastosowanie soli. Wiele soli ma rozmaite zastosowanie. Chlorek sodu jest surowcem w przemyśle chemicznym służącym do otrzymania chlorku, kwasu solnego, wodorotlenku sodu, sody. Ten związek jest niezastąpiony podczas przygotowania pokarmu, konserwowania. Chlorek, siarczan, azotan potasu, jak również fosforan wapnia oraz niektóre inne sole służą jako nawozy mineralne (rys. 68). Węglan wapnia w postaci kamienia stosuje się w budownictwie, a w przedsiębiorstwach z niego otrzymuje się wapno. Na podstawie sztucznie otrzymanej soli CaCO_3 robi się pastę do zębów. W szkole na tablicy piszemy kredą, która jest

¹ Tak rozkładają się azotany pierwiastków metalicznych od magnezu do miedzi włącznie (patrz szereg aktywności metali).

Rys. 68.
Produkcja
fabryki nawozów
mineralnych



także węglanem wapnia. Siarczan wapnia (gips) stosuje się w budownictwie oraz w medycynie. Do mycia i czyszczenia naczyń, przedmiotów użytku domowego używa się sody kalcynowanej czyli węglanu sodu. Sodę kalcynowaną razem z kredą lub wapieniem stosuje się do produkcji szkła.

WNIOSKI

Sole — to substancje o budowie jonowej. Mają one wysoką temperaturę topnienia i różną rozpuszczalność w wodzie.

Sole reagują z metalami w tworzeniu nowej soli oraz innego metalu. Takie reakcje odbywają się, jeżeli metal-reagent jest aktywniejszy od metalu-produktu. To można określić za pomocą szeregu aktywności metali.

Sole wstępują w reakcje wymiany z ługami, kwasami oraz z innymi solami. Niektóre sole, zawierające tlen, przy ogrzewaniu rozkładają się na odpowiednie tlenki.

Wiele soli ma praktyczne zastosowanie.

?

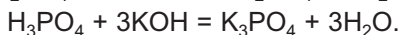
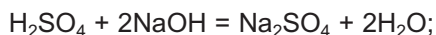
253. Scharakteryzuj właściwości fizyczne soli. Podaj przykłady soli rozpuszczalnych, słaborozpuszczalnych i nierozpuszczalnych w wodzie.
254. Dopisz dane schematów reakcji i ułóż równania chemiczne:
- | | |
|---|---|
| a) $\text{HgSO}_4 + \text{Mg} \rightarrow$ | c) $\text{CrSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ |
| $\text{SrSO}_3 + \text{HBr} \rightarrow$ | $\text{MgSO}_3 \xrightarrow{t}$ |
| b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | |
| $\text{K}_3\text{PO}_4 + \text{FeCl}_3 \rightarrow$ | |

255. Zamiast kropek napisz wzory soli i zamień schematy reakcji na równania reakcji:
- $\dots + \text{Mn} \rightarrow \dots + \text{Cu};$
 $\dots + \text{HI} \rightarrow \dots \downarrow + \text{HNO}_3;$
 - $\dots + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O};$
 $\dots + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + \dots;$
 - $\dots \xrightarrow{t} \text{ZnO} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{O}_2 \uparrow;$
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{PbCO}_3 \downarrow + \dots$
256. Napisz równania reakcji, jeżeli odbywają się one między takimi związkami:
- krzemian potasu i kwas azotowy;
 - siarczan sodu i azotan magnezu;
 - chlorkek miedzi(II) i siarczan baru;
 - siarczan chromu(III) i wodorotlenek sodu;
 - siarczan potasu i azotan rtęci(II).
257. Napisz odpowiednie równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących kolejnych przemian:
- $\text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3;$
 - $\text{AlCl}_3 \rightarrow \text{AlPO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3;$
 - $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2.$
258. Jaką maksymalną masę fluorku żelaza(III) można otrzymać z 4,84 g azotanu żelaza(III). Jak można wykonać takie doświadczenie?
259. Oblicz, czy wystarczy 13 g proszku cynku do całkowitej przemiany 33,1 g azotanu ołowiu (II) na ołów?
260. Po zanurzeniu płytki żelaznej do roztworu siarczanu miedzi(II) masa jej zwiększyła się o 0,8 g. Oblicz masę miedzi, która wydzielila się na płytce.
261. W wyniku ogrzewania 28,7 g mieszaniny azotanu sodu i azotanu potasu otrzymano 3,36 l tlenu (w. n.). Oblicz masę soli w mieszaninie wyjściowej.

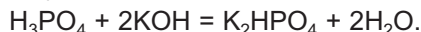
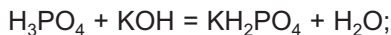
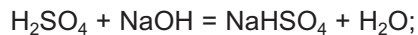
DLA ZAINTERESOWANYCH

Sole kwaśne

Już wiesz, że podczas reakcji kwasu z ługiem, atomy wodoru każdej cząsteczki kwasu „zamieniają się” na atomy (dokładniej na jony) pierwiastka metalicznego:



A czy możliwe jest, by w cząsteczce wielozasadowego kwasu nastąpiła zamiana tylko części atomów wodoru? Tak. W wyniku odpowiednich reakcji tworzą się, tak zwane, *sole kwaśne*:



Takie kwaśne sole jak $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ i $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ w stanie rozpuszczonym zawierają wodę do picia. Przy gotowaniu wody sole te rozkładają się:



Na ściankach naczynia tworzy się osad — mieszanina węglanów CaCO_3 i MgCO_3 .

Kwaśne sole wapnia i kwasu ortofosforowego CaHPO_4 , i $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ są podstawą nawozów fosforowych — precypitatu i superfosfatu. Kwaśna sól sodu i kwasu węglowego NaHCO_3 (wodorowęglan sodu) jest to soda do picia (spożywcza), używana w każdym domu (rys. 69).



Rys. 69.

Soda:

a — kalcynowana

(Na_2CO_3);

b — spożywcza

(NaHCO_3)

PRACA PRAKTYCZNA № 1

Badanie właściwości grup związków nieorganicznych

WARIANT I

Badanie właściwości chemicznych kwasu solnego

DOŚWIADCZENIE 1

Działanie kwasu solnego na indykator

Za pomocą pipety lub bagietki kapnij kroplę rozcieńczonego kwasu solnego na papierek uniwersalnego indykatora (wskaźnika). Jak zmieniło się jego zabarwienie?

DOŚWIADCZENIE 2

Reakcja kwasu solnego z metalem

Do probówki ostrożnie włóż granulę cynku i dolej 1 ml rozcieńczonego kwasu solnego. Zawartość probówki trochę ogrzej. Co spostrzegasz?

DOŚWIADCZENIE 3

Reakcja kwasu solnego z tlenkiem zasadowym (amfoterycznym)

Do probówki nasyp trochę tlenku magnezu (tlenku żelaza(III)) i dolej 1 ml rozcieńczonego kwasu solnego. (Żeby przyspieszyć reakcję, to probówkę z tlenkiem amfoterycznym i kwasem ogrzej, lecz nie doprowadzaj do wrzenia.) Jakie zmiany zaszły z substancjami?

DOŚWIADCZENIE 4

Reakcja kwasu solnego z ługiem¹

Nalej do probówki 1 ml rozcieńczonego kwasu solnego, dodaj 1–2 krople roztworu fenoloftaleiny. Dodawaj kroplami roztwór wodorotlenku sodu. W trakcie wkrapiania mieszaj do pojawienia się barwy malinowej. O czym to świadczy?

DOŚWIADCZENIE 5

Reakcja kwasu solnego z solą

Nalej do probówki 1–2 ml węglanu sodu i dodaj 1–2 ml rozcieńczonego kwasu solnego. Co spostrzegasz?

¹ Do doświadczenia zamiast ługu można wziąć nierozpuszczalną zasadę lub tlenek amfoteryczny, które trzeba otrzymać w reakcji między roztworami odpowiedniej soli i ługu. W takim wypadku do osadu wodorotlenku dodaje się kwas, a indykator nie jest potrzebny.

WARIANT II

Badanie właściwości siarczanu niklu(II)

DOŚWIADCZENIE 1

Badanie właściwości fizycznych siarczanu niklu(II)

Uważnie obejrzyj daną ci sól niklu i opisz ją. Wskaż charakter cząstek związku (kryształki, proszek, kawałeczki o kształcie dowolnym).

Wyjaśnij, czy siarczan niklu(II) rozpuszcza się w wodzie. W tym celu weź niewielkie naczynie szklane z wodą, nasyp 1/4 łyżeczki związku i wymieszaj bagietką tę mieszaninę. Jaki jest wynik doświadczenia? Czy jest zgodny z danymi z tablicy rozpuszczalności?

Przygotowany roztwór soli rozdziel do czterech próbek.

DOŚWIADCZENIE 2

Reakcja siarczanu niklu(II) z metalem

Do próbki z roztworem siarczanu niklu(II) włóż granulę cynku. Ogrzej zawartość próbki w ciągu 1—2 minut, lecz nie doprowadzaj do wrzenia. Czy zmienia się powierzchnia metalu, zabarwienie roztworu?

DOŚWIADCZENIE 3

Reakcja siarczanu niklu(II) z ługiem

Do innej próbki z roztworem siarczanu niklu dodaj o takiej samej objętości ługu. Jakie zmiany spostrzegasz?

DOŚWIADCZENIE 4

Reakcja siarczanu niklu(II) z innymi solami

Do jednej próbki z roztworem siarczanu niklu(II) dodaj roztwór węglanu sodu, a do drugiej — roztwór chlorku baru. Co spostrzegasz?

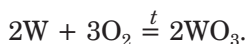
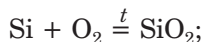
- zrozumieć wymagania stawiane do przemysłowych metod otrzymania substancji.

Jest kilka sposobów otrzymania tlenków. Niektóre z nich są oparte na prostych lub złożonych reakcjach substancji z tlenem. Inne sposoby polegają na termicznym rozkładzie związków zawierających tlen.

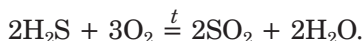
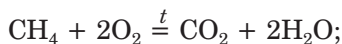
Reakcje substancji prostych z tlenem. Takiej reakcji (przeważnie przy ogrzewaniu) poddają się prawie wszystkie metale i niemetale. W 7 klasie obserwowałeś, jak palą się na powietrzu lub w tlenie siarka, węgiel, magnez.

- ▶ Napisz równanie reakcji spalania siarki i magnezu.

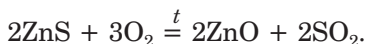
Inne przykłady podobnych reakcji:



Reakcje substancji złożonych z tlenem. Wiele związków pierwiastków z wodorem pali się w tlenie lub na powietrzu. Produktami tych reakcji są tlenki i woda:

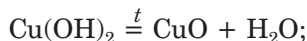


Z tlenem reagują też siarczki pierwiastków metalicznych:



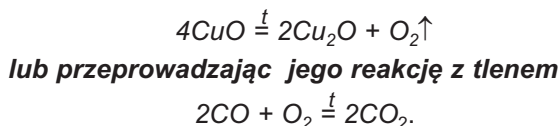
Związki miedzi, cynku, kadmu oraz innych metali z miedzią mieszczą się w rudach polimetalicznych. Rudy te przetwarzane są w kombinatach hutniczych, a z utworzonych tlenków otrzymuje się metale.

Termiczny rozkład wodorotlenków oraz kwasów tlenowych. nierozpuszczalne zasady, kwasy tlenowe oraz wodorotlenki amfoteryczne przy ogrzewaniu rozkładają się na odpowiednie tlenki (rys. 70).



Warto wiedzieć

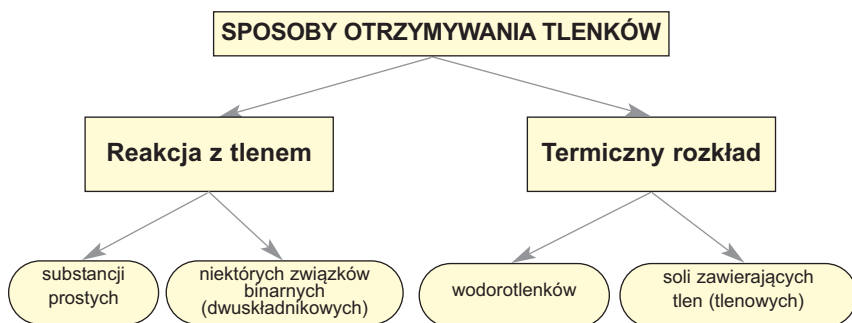
Z tlenem nie reagują złoto, platyna, gazy obojętne, chlor, brom, jod.



Podany materiał podsumowuje schemat 11.

Schemat 11

Otrzymywanie tlenków



Otrzymywanie tlenków w przemyśle. Ucząc się §27, zapoznałeś się z zastosowaniem niektórych tlenków. Otrzymuje się je w przedsiębiorstwach chemicznych.

W odróżnieniu od laboratoryjnych sposobów otrzymywania różnych związków, technologie przemysłowe przewidują ogromne ilości reagentów oraz stawiają następujące wymagania:

1. Substancje wyjściowe mają być dostępne i tanie. Najlepiej korzystać z surowców naturalnych.
2. Zużycie energii przy przygotowaniu i wykonaniu reakcji chemicznych powinno być minimalne.

Zapoznamy się ze sposobem otrzymywania wapna niegaszonego lub tlenku wapnia. Sposób znany od wielu wieków. Polega on na rozkładzie wapienia (wapniaku) CaCO_3 przy temperaturze $900\text{ }^\circ\text{C}$. Skał wapiennych w przyrodzie jest dużo. Jest to tani i dostępny surowiec. Temperatura potrzebna do rozkładu nie jest zbyt wysoka (w metalurgii temperatura może dochodzić do $1500\text{ }^\circ\text{C}$ i wyżej). Przy słabym ogrzewaniu rozkład wapienia spowalnia się, a z czasem nawet całkiem ustaje.

Dlatego do produkcji tlenków wapnia nie wykorzystuje się innych reakcji, na przykład, reakcji

wapnia z tlenem: $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$? Dlatego, że wapń w przyrodzie nie występuje, a otrzymywać ten metal jest dosyć trudno. Wiadomo, że tlenek wapnia tworzy się przy termicznym rozkładzie gipsu¹. Jednak gips, choć to substancja naturalna jest droższy od wapienia. Temperatura jego rozkładu jest wyższa od 900°C. Rozkładanie wodorotlenku wapnia (wapno gaszone), w celu otrzymania wapna niegaszonego ($\text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$) nie ma sensu, ponieważ wapno gaszone otrzymuje się z wapna niegaszonego.

WNIOSKI

Tlenki otrzymuje się wskutek reakcji substancji prostych oraz niektórych złożonych z tlenem oraz przez termiczny rozkład wodorotlenków, kwasów tlenowych i zawierających tlen soli.

Przemysłowe metody otrzymywania tlenków oraz innych związków przewidują wykorzystanie dostępnych i tanich surowców przy minimalnym możliwym zużyciu energii.



265. Zaproponuj jak najwięcej sposobów otrzymywania tlenku cynku. Napisz odpowiednie równania reakcji.
266. Wśród podanych związków wskaż takie, które rozkładają się przy ogrzewaniu: H_2SiO_3 , CuSO_4 , $\text{Fe}(\text{PO}_3)_3$, NaOH , MgCO_3 , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, H_3BO_3 . Napisz odpowiednie równania chemiczne.
267. Dopisz schematy reakcji rozkładu i zamień je na równania chemiczne:
- a) $\dots \xrightarrow{t} \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$; b) $\dots \rightarrow \text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 $\dots \xrightarrow{t} \text{MnO} + \text{H}_2\text{O}$; $\dots \xrightarrow{t} \text{TiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
268. W przedsiębiorstwach chemicznych kwas siarkowy otrzymuje się w wyniku reakcji tlenku siarki(IV) z tlenem, podczas której tworzy się tlenek siarki(VI), a potem za pomocą reakcji tego tlenku z

¹ Równanie reakcji: $2(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \xrightarrow{t} 2\text{CaO} + 2\text{SO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}\uparrow$.

wodą. Wyznacz, który z podanych sposobów otrzymywania tlenku siarki(IV) można zastosować w przemyśle:

- 1) termiczny rozkład tlenku siarki(VI): $2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$;
- 2) spalanie siarki: $\text{S} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{SO}_2$;
- 3) termiczny rozkład soli srebra: $2\text{Ag}_2\text{SO}_3 \xrightarrow{t} 4\text{Ag} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{SO}_2\uparrow$;
- 4) wypalanie na powietrzu minerałów zawierających siarczki (rud wielometalowych): $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$.

Wybór sposobu uzasadnij.

269. Oblicz, jakie objętości tlenku węgla(IV) i siarki(IV) (w przeliczeniu na warunki normalne) utworzą się podczas spalania 19 g siarczku węgla(IV) przy nadmiarze tlenu.
270. Po prażeniu 2,32 g wodorotlenku magnezu utworzyła się substancja stała o masie 1,60 g. Wyznacz, czy całkowicie rozłożył się ten związek?
271. Określ względną gęstość względem powietrza mieszaniny gazów, która utworzyła się podczas ogrzewania azotanu cynku.
272. W wyniku spalania 8 g mieszaniny siarki i węgla utworzyło się 26 g mieszaniny gazów dwutlenku węgla i dwutlenku siarki. Oblicz części masy substancji prostych w mieszaninie.

34

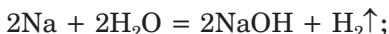
Sposoby otrzymywania zasad i wodorotlenków amfoterycznych

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- wyjaśnić możliwości otrzymywania ługów i nierozpuszczalnych zasad różnymi sposobami;
- podbierać reagenty dla otrzymania wodorotlenku amfoterycznego.

Ługi można otrzymać trzema sposobami, nierozpuszczalne zasady — tylko jednym.

Otrzymywanie ługów. Jeden ze sposobów otrzymywania ługów — to *reakcja metalu z wodą* (rys. 25, str. 53). Oprócz ługu wydziela się wodór:



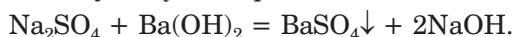
Drugi sposób otrzymywania ługów *to współdziałanie tlenku zasadowego z wodą:*



Takim sposobem otrzymuje się wapno gaszone w przedsiębiorstwach i bezpośrednio przed użyciem go w budownictwie lub do bielienia drzew.

► Napisz odpowiednie równanie chemiczne.

Ług można jeszcze otrzymać w wyniku *reakcji wymiany między rozpuszczalną solą a innym ługiem* (w roztworze). Substancje wyjściowe dobiera się tak, żeby utworzyła się nierozpuszczalna sól:



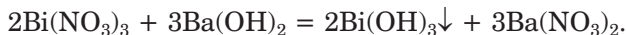
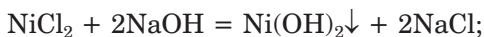
Wodorotlenki sodu i potasu w przemyśle otrzymuje się działając stałym prądem elektrycznym na wodne roztwory ich soli — chlorków:



Taki proces nazywa się elektrolizą.

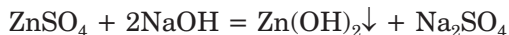
Otrzymywanie zasad nierozpuszczalnych.

Nierozpuszczalną zasadę można otrzymać tylko drogą *reakcji wymiany między solą a ługiem w roztworze*. Ponieważ zasada wytrąci się w postaci osadu, to sól która utworzy się powinna być rozpuszczalna w wodzie:

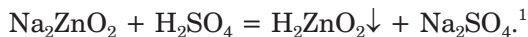


Podany wyżej materiał podsumowuje schemat 12.

Otrzymywanie wodorotlenków amfoterycznych. Ponieważ wodorotlenek amfoteryczny wykazuje właściwości zasad i kwasów, to można go otrzymać za pomocą reakcji wymiany jako zasadę

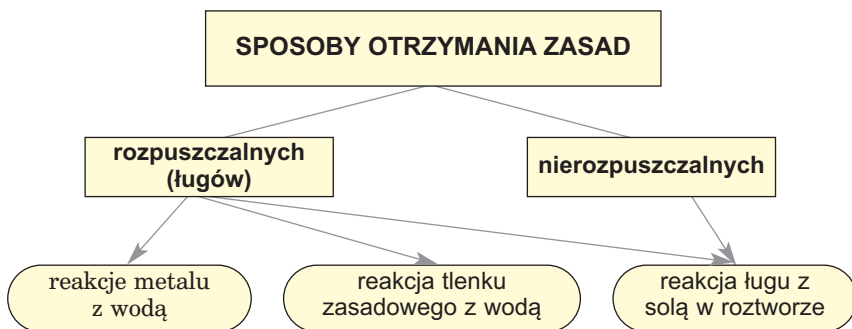


i jako kwas



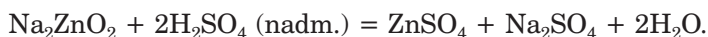
¹ Wzory chemiczne wodorotlenków amfoterycznych tradycyjnie zapisuje się jak wzory zasad.

Sposoby otrzymywania zasad



Reakcje te odbywają się dzięki temu, że wszystkie wodorotlenki amfoteryczne są nierozpuszczalne w wodzie.

Ługu lub kwasu nie można brać w nadmiarze, ponieważ wodorotlenek amfoteryczny reaguje z obydwoma związkami (§31). Na przykład, podczas reakcji cynkatu sodu z nadmiarem kwasu siarkowego utworzy się siarczan cynku zamiast wodorotlenku cynku:



- ▶ Napisz równanie reakcji siarczanu cynku z wodorotlenkiem sodu wziętym w nadmiarze.

WNIOSKI

Ługi otrzymuje się w wyniku reakcji odpowiednich metali lub tlenków z wodą.

Ogólna metoda otrzymania zasad oraz wodorotlenków amfoterycznych jest oparta na reakcji wymiany między ługiem a solą w roztworze. Wodorotlenki amfoteryczne otrzymuje się jeszcze podczas reakcji roztworów odpowiednich soli z kwasem.

?

273. Zaproponuj jak najwięcej sposobów otrzymywania:
- a) wodorotlenku baru;
 - b) wodorotlenku manganu(II);
 - c) wodorotlenku chromu(III).

Napisz odpowiednie równania chemiczne.

274. Dopisz schematy reakcji i zamień je na równania chemiczne:
a) $\text{Li} + \dots \rightarrow \text{LiOH} + \dots$; b) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \dots$;
 $\text{SrO} + \dots \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2$; $\text{BaZnO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \dots$
275. Napisz równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących kolejnych przemian:
a) $\text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{KOH}$;
b) $\text{CdS} \rightarrow \text{CdO} \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cd}(\text{OH})_2$;
c) $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$.
276. W gabinecie chemicznym są wodorotlenki potasu i baru oraz sole wapnia — węglan i chlorek. Które związki można wykorzystać, żeby otrzymać wodorotlenek wapnia? Jak wykonać odpowiednie doświadczenia?
277. Należy otrzymać wodorotlenek cyny(II) dwoma sposobami. Masz do dyspozycji tlenek cyny(II) oraz roztwór wodorotlenku sodu i kwasu siarkowego. Jak należy wykonywać takie zadanie? Miej na uwadze, że związki cyny(II) stopniem rozpuszczalności są podobne do związków cynku. Napisz równania odpowiednich reakcji.
278. Jaka masa wodorotlenku baru utworzy się podczas reakcji 15,3 g tlenku baru z wodą?
279. Czy może utworzyć się wodorotlenek sodu o masie 10 g, jeżeli do reakcji wzięto 6,9 g sodu i 3,6 g wody? Daj odpowiedź na podstawie obliczeń.

35

Sposoby otrzymywania kwasów

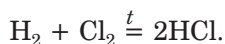
Materiał paragrafu pomoże Ci:

- obierać sposób otrzymania kwasu w zależności od jego składu i właściwości;
- określać warunki, w których można przeprowadzić reakcję wymiany w celu otrzymania kwasu.

Żeby wybrać odpowiedni sposób otrzymania kwasu, należy wyjaśnić, czy ten kwas jest tlenowy czy beztlenowy, a także czy jest on mocny czy słaby, lotny czy nielotny, rozpuszczalny czy nierozpuszczalny w wodzie.

- ▶ Jakie kwasy nazywamy beztlenowymi, tlenowymi? Podaj przykłady kwasów mocnych, słabych, lotnych i nielotnych. (W razie potrzeby można odwołać się do §25 i 30).

Reakcje między wodorem a niemetalem.
Jest to sposób otrzymania kwasów beztlenowych:



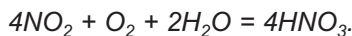
Produkty takich reakcji — chlorowódor, siarkowódor, inne związki gazowe pierwiastków niemetalicznych VI lub VII grupy z wodorem — rozpuszcza się w wodzie i otrzymuje kwas.

Reakcje chloru z wodorem wykorzystuje się podczas produkcji przemysłowej kwasu solnego.

Reakcja między tlenkiem kwasowym a wodą. Taką reakcją posługujemy się do otrzymania kwasów tlenowych¹:



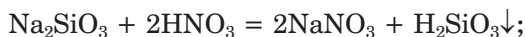
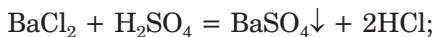
Pierwsza reakcja zachodzi na ostatnim etapie produkcji kwasu siarkowego. Przeprowadzanie analogicznej reakcji między tlenkiem N_2O_5 w celu przemysłowej produkcji kwasu azotowego nie ma sensu, ponieważ tlenek azotu(V) jest nietrwały. Substancją wyjściową jest tu inny tlenek azotu:



Reakcja między solą a kwasem. Reakcja ta jest *ogólnym sposobem* otrzymywania kwasów beztlenowych i tlenowych. Produktami reakcji jest inna sól, inny kwas.

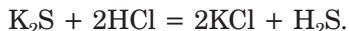
Reakcje wymiany między solą i kwasem można przeprowadzać, wykorzystując roztwory tych związków, lecz przy dotrzymaniu jednego z dwóch warunków:

- produkt reakcji — nowa sól lub nowy kwas — jest nierozpuszczalny w wodzie (zobacz tabelę rozpuszczalności):



¹ Tlenek krzemu(IV) z wodą nie reaguje.

- kwas, który należy otrzymać jest słaby, a kwas reagent jest mocny (odpowiednia informacja jest w § 30):



Żeby otrzymać mocny nietlotny kwas, reakcję wykonuje się nie w roztworze, a między stałą solą i nietlotnym kwasem. Reakcji substancji sprzyja ogrzewanie:



ĆWICZENIE. Czy można otrzymać kwas solny podczas reakcji chlorku potasu i kwasu siarkowego? Jeżeli tak, to w jakich warunkach?

Rozwiązanie

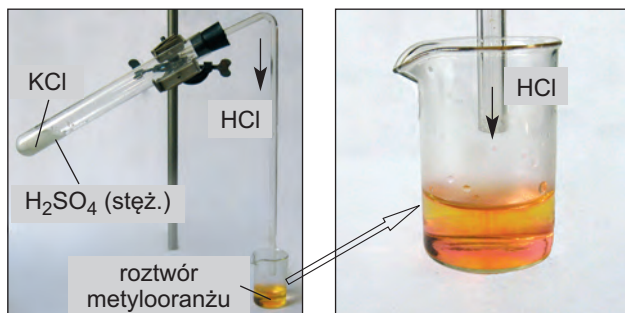
Produktami reakcji mają być nowa sól i kwas:



Z tablicy rozpuszczalności widzimy, że wszystkie produkty są rozpuszczalne w wodzie. Kwas siarkowy i kwas solny są kwasami mocnymi, lecz różnią się właściwościami fizycznymi: pierwszy jest nietlotny, a drugi — lotny (jest to wodny roztwór gazu chlorowodoru). Reakcja ta możliwa jest tylko bez wody. Wtedy chlorowódor będzie wydzielał się z mieszaniny wykorzystanej do reakcji.

Więc, żeby otrzymać chlorowódor i kwas solny trzeba brać stały chlorek potasu i czysty kwas siarkowy lub stężony jego roztwór. Żeby przyspieszyć tę reakcję substancji stałej i ciekłej, konieczne jest ogrzewanie. (W roztworze reakcje wymiany odbywają się błyskawicznie.)

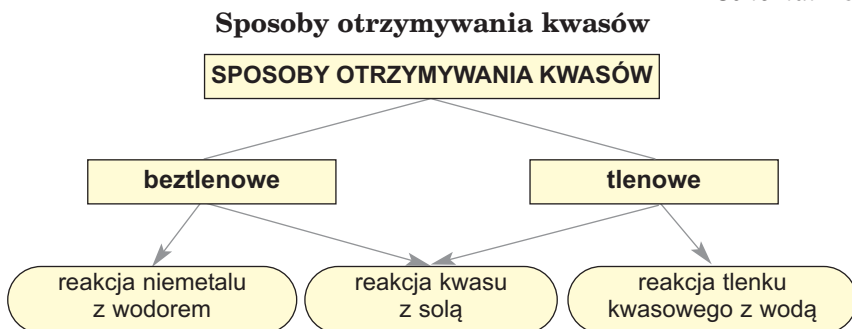
Zapiszemy odpowiednie równanie chemiczne i wskażemy warunki potrzebne do wykonania tej reakcji (rys. 72):



Rys. 72.
Otrzymywanie chlorowodoru i kwasu solnego

Podany wyżej materiał podsumowuje schemat 13.

Schemat 13



WNIOSKI

Kwasy beztlenowe otrzymuje się w wyniku reakcji wodoru z niemetalami z dalszym rozpuszczeniem związków gazowych wodoru w wodzie.

Kwasy tlenowe otrzymuje się w czasie reakcji tlenków kwasowych z wodą.

Ogólny sposób otrzymywania kwasów jest oparty na reakcji wymiany między solą a kwasem.

?

280. Zaproponuj dwa sposoby otrzymania kwasów fluorowodorowego i ortofosforowego. Ułóż odpowiednie równania chemiczne.
281. Dopisz schematy reakcji i zamień je na równania chemiczne:
- a) $\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ b) $\text{NaNO}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$ $\text{HBr} + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow$
282. Zamiast kropek wstaw wzory potrzebnych związków i zamień schematy na równania chemiczne. Wskaż warunki niezbędne do zaistnienia reakcji:
- a) $\text{CaCl}_2 + \dots \rightarrow \text{HCl} + \dots$;
 $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \dots \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 + \dots$;
- b) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \dots \rightarrow \text{HNO}_3 + \dots$;
 $\text{K}_2\text{SO}_3 + \dots \rightarrow \dots + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
- Czy we wszystkich czterech reakcjach można wykorzystać kwas siarkowy? Odpowiedź uzasadnij.
283. Jakiego kwasu tlenowego nie można otrzymać z odpowiedniego tlenku i wody?

284. Jaką masę azotanu sodu należy wziąć, aby otrzymać 50,4 g kwasu azotowego?
285. Oblicz, jaka ilość substancji kwasu ortofosforowego utworzy się podczas reakcji 14,2 g tlenku fosforu(V) z dostateczną ilością wody.

36

Sposoby otrzymywania soli

Materiał paragrafu pomoże Ci:

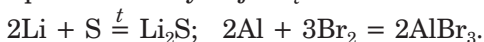
- opanować najważniejsze sposoby otrzymywania soli;
- dobierać reakcje, w celu otrzymania pewnej soli i warunki niezbędne do ich wykonania.

Sposobów otrzymywania soli jest o wiele więcej niż sposobów otrzymania tlenków, zasad lub kwasów.

Reakcje z udziałem metali

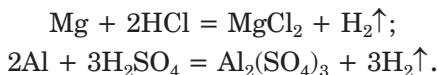
Sposób 1: metal + niemetal → sól.

Tym sposobem otrzymuje się sole beztlenowe:



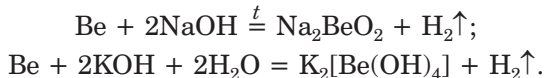
Sposób 2: metal + kwas (roztwór) → sól + wodor.

W takie reakcje wstępuje kwas siarkowy (rozcieńczony), solny oraz niektóre inne kwasy i metale, które są w szeregu aktywności na lewo od wodoru:



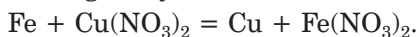
Sposób 3: metal + ług → sól i wodor.

Z ługami oraz z ich roztworami reagują metale, pochodzące od pierwiastków, które tworzą tlenki i wodorotlenki amfoteryczne:



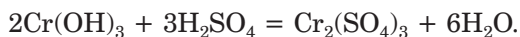
Sposób 4: meta 1 + sól 1 w roztworze → metal 2 + sól 2

Wiadomo, że taka reakcja jest możliwa, jeżeli metal 1 jest aktywniejszy od metalu 2, czyli metal 1 znajduje się w szeregu aktywności na lewo od metalu 2:

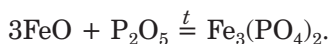


Reakcje między związkami o właściwościach zasadowych i kwasowych

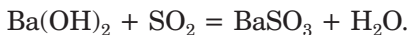
Sposób 5: zasada (wodorotlenek amfoteryczny) + kwas (wodorotlenek amfoteryczny) → sól + woda¹ (rys. 73):



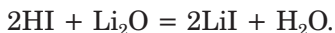
Sposób 6: tlenek zasadowy (amfoteryczny) + tlenek kwasowy (amfoteryczny) → sól¹:



Sposób 7: zasada + tlenek kwasowy (amfoteryczny) → sól + woda:

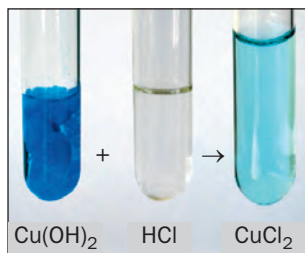


Sposób 8: kwas + tlenek zasadowy (amfoteryczny) → sól + woda:



Sposoby 6 i 7 nie nadają się do otrzymywania soli kwasów beztlenowych, ponieważ te kwasy nie mają tlenków kwasowych.

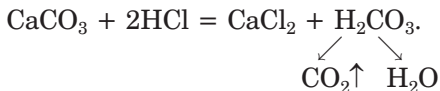
Rys. 73.
Reakcja między wodorotlenkiem miedzi(II) a kwasem



¹ Związki amfoteryczne nie reagują między sobą.

Reakcje wymiany z udziałem soli

Sposób 9: sól 1 + kwas 1 → sól 2 + kwas 2:



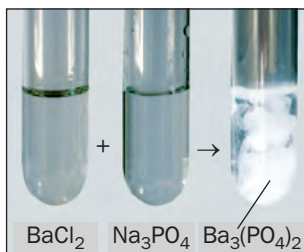
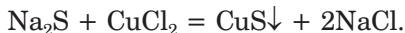
Warto wiedzieć

Soli $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$, FeI_3 oraz niektórych innych dotychczas nie otrzymano.

Sposób 10: sól 1 + ług → sól 2 + zasada:



Sposób 11: sól 1 + sól 2 → sól 3 + sól 4 (rys. 74):



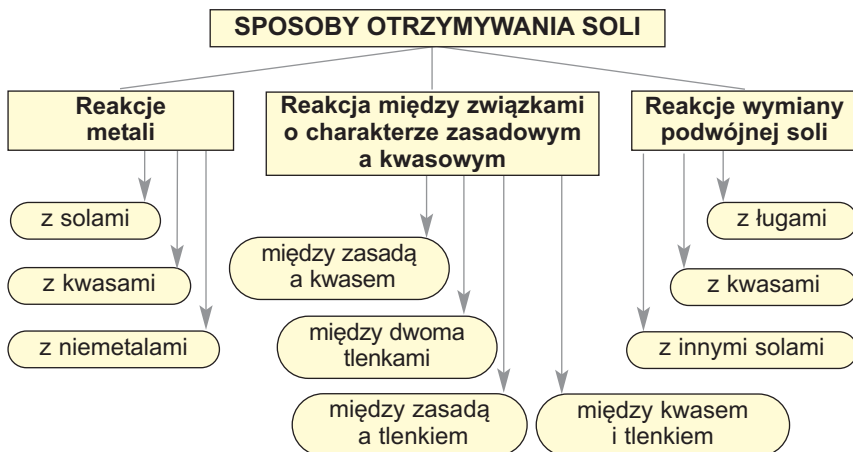
Rys. 74.
Reakcja między dwoma solami w roztworze

Obierając sposoby 9—11 należy pamiętać, że reakcja wymiany jest możliwa, gdy tworzy się osad, gaz lub słaby kwas.

Podany wyżej materiał podsumowuje schemat 14.

Schemat 14

Otrzymywanie soli

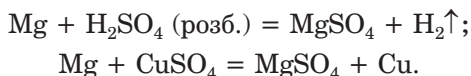


ĆWICZENIE. Zaproponuj jak najwięcej sposobów otrzymania siarczanu magnezu MgSO_4 .

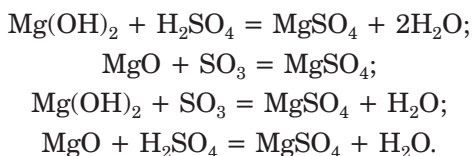
Rozwiązanie

Siarczan magnezu — sól tlenowa, dlatego sposób 1 dla otrzymania tego związku nie nadaje się.

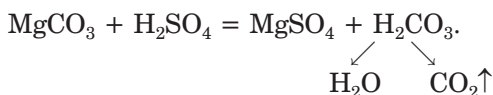
Tę sól można otrzymać, wykorzystując jako substancję wyjściową metal (sposób 2 i 4) i biorąc pod uwagę jego rozmieszczenie w szeregu aktywności metali:



Siarczan magnezu również można otrzymać w wyniku reakcji między substancjami o właściwościach zasadowych i kwasowych (sposoby 5—8):

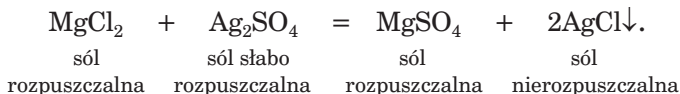


Do reakcji soli z kwasem (sposób 9) należy wziąć sól magnezu utworzoną przez kwas słaby lub lotny, albo przez kwas zdolny do rozkładu z wydzieleniem gazu i kwas siarkowy:



Reakcja soli z ługiem (sposób 10) do otrzymania siarczanu magnezu nie nadaje się, ponieważ wodorotlenek Mg(OH)_2 nie jest ługiem, a słabo rozpuszczalną zasadą.

Siarczan magnezu rozpuszcza się w wodzie. Biorąc to pod uwagę, można wziąć do reakcji między dwoma solami (sposób 11) następujące reagenty:



DOŚWIADCZENIE LABORATORYJNE № 9

Rozwiązanie zadań eksperymentalnych

Wariant 1. Masz do dyspozycji rozcieńczony kwas solny, roztwory chlorku cynku i wodorotlenku sodu.

Zgodnie z zaproponowanym schematem przeprowadź reakcje 1–4:



Wariant 2. Masz do dyspozycji rozcieńczony kwas azotowy, roztwory azotanu glinu i wodorotlenku sodu. Zgodnie z zaproponowanym schematem przeprowadź reakcje 1–4:



Podczas wykonania doświadczenia, roztwór każdego reagenta dodawaj kroplami do zakończenia odpowiedniej reakcji.

Zapisz w zeszycie schemat przemian z wzorami chemicznymi związków, spostrzeżenia i równania przeprowadzonych reakcji.

WNIOSKI

Sole można otrzymać różnymi sposobami. Część sposobów jest oparta na reakcjach metali z niemetalami, kwasami, ługami, solami. Inne sposoby przewidują reakcje między związkami o właściwościach zasadowych i kwasowych, a także reakcje wymiany z udziałem soli.



286. Jakiego rodzaju sól można otrzymać za pomocą reakcji między substancjami prostymi? Napisz kilka odpowiednich równań chemicznych.
287. Zaproponuj najwięcej sposobów otrzymania:
a) chlorku cynku; b) siarczynu miedzi(II); c) węglanu baru.
Ułóż równania reakcji.
288. Jak otrzymać chlorek sodu z siarczynu sodu? Jak wykonać odwrotną przemianę? Napisz równania chemiczne i wskaż warunki, w których odbywają się reakcje.

289. Napisz równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:
- $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AlPO}_4$;
 - $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$;
 - $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{NaCl}$;
 - $\text{ZnO} \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4$.
290. Dobierz substancje dla wykonania następujących przemian i napisz odpowiednie równania chemiczne:
- wodorotlenek amfoteryczny (jako zasada) \rightarrow sól;
 - wodorotlenek amfoteryczny (jako kwas) \rightarrow sól;
 - sól 1 \rightarrow sól 2 \rightarrow sól 3 (wszystkie sole są utworzone przez ten sam pierwiastek metaliczny).
291. Jak otrzymać chlorek glinu, mając do dyspozycji azotan glinu, tlenek litu, wodę oraz kwas solny? Ułóż odpowiednie równania chemiczne i wskaż warunki potrzebne do przebiegu tych reakcji.
292. Czy można otrzymać chlorek glinu, mając do dyspozycji tylko siarczan glinu i kwas solny? Odpowiedź objaśnij.
293. Jaką masę siarczanu potasu można otrzymać podczas reakcji 14 g wodorotlenku potasu z potrzebną ilością kwasu siarkowego?
294. W wyniku reakcji 14,6 g mieszaniny cynku i tlenku cynku z dostateczną ilością kwasu solnego wydzieliło się 2,24 l wodoru (w. n.). Oblicz masę utworzonej soli.
295. Podczas ogrzewania 48,6 g mieszaniny węglanu wapnia i węglanu magnezu z dostateczną ilością tlenku krzemu(IV) wydzieliło się 11,2 l gazu (w. n.). Oblicz części masy krzemianów w otrzymanej ich mieszaninie.

37

Uogólnienie wiadomości o podstawowych grupach związków nieorganicznych

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- poznać w całości klasyfikację substancji nieorganicznych;
- uświadomić sobie zależność między rodzajem pierwiastka chemicznego a rodzajami jego związków;
- przekonać się o tym, że związki jednej klasy (jednej grupy) posiadają analogiczną budowę.

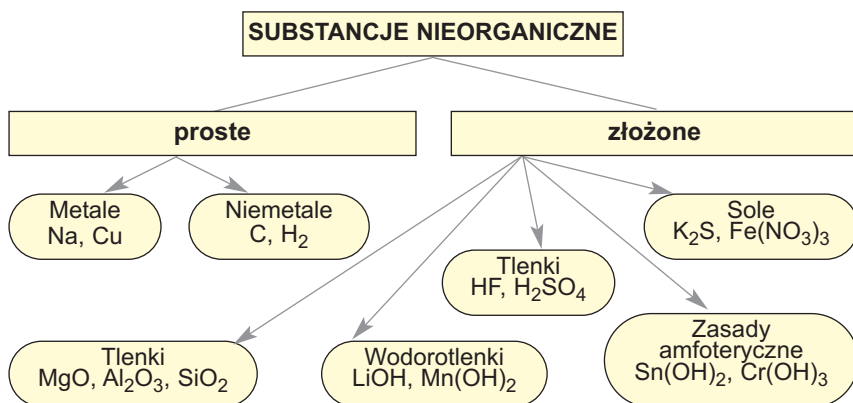
W tym paragrafie podsumujemy wszystko to, czego dowiedziałeś się o substancjach prostych, o tlen-

kach, zasadach, kwasach, związkach amfoterycznych, solach. Wiesz teraz, z jakich cząstek składają się różne substancje nieorganiczne, a także znasz rodzaje wiązań chemicznych między tymi cząstkami. Liczne fakty świadczą o tym, że *skład i budowa substancji wpływa na ich właściwości fizyczne i chemiczne*.

Klasyfikacja substancji nieorganicznych. Już wiesz, że do substancji nieorganicznych należy wiele substancji złożonych (oprócz związków węgla), jak również wszystkie substancje proste — metale i niemetale (schemat 15).

Schemat 15

Klasyfikacja najważniejszych substancji nieorganicznych

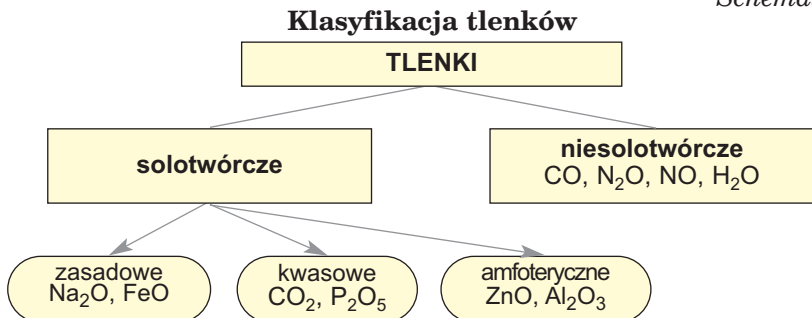


- Jakie klasy (grupy) związków posiadają ogólne wzory E_mO_n , $M(OH)_n$, H_nA , $H_mE_nO_n$, M_mA_n , $M_m(E_n)_p$?

Tlenki są to związki pierwiastków z tlenem, w których stopień utlenienia tlenu stanowi -2 . Są one podobne składem, lecz różnią się właściwościami chemicznymi. Są tlenki zasadowe, kwasowe, amfoteryczne. Wszystkie je zaliczamy do *tlenków solotwórczych*, ponieważ te związki tworzą sole podczas reakcji z kwasami lub zasadami (tlenki amfoteryczne reagują z kwasami i zasadami). Sole mogą tworzyć się także podczas reakcji tych tlenków z innymi tlenkami.

Kilka tlenków (N_2O , NO , CO , SiO , H_2O) nie wykazuje ani zasadowych, ani kwasowych właściwości. Ich ogólna nazwa *tlenki niesolotwórcze* (schemat 16).

Schemat 16



Istnieje zależność między rodzajem pierwiastka a rodzajem jego tlenku.

Pierwiastki metaliczne mogą tworzyć nie tylko tlenki zasadowe i amfoteryczne, lecz i kwasowe. Związkom, mającym ogólny wzór M_2O — odpowiadają tylko tlenki zasadowe. Tlenkom tego rodzaju może odpowiadać także wzór MO . Tlenki, którym odpowiada ogólny wzór M_2O_3 i MO_2 są przeważnie amfoteryczne. Tlenkom kwasowym odpowiadają wzory M_2O_5 , MO_3 i M_2O_7 .

Niektóre pierwiastki metaliczne tworzą tlenki wszystkich trzech rodzajów. Na przykład, chrom tworzy tlenek zasadowy CrO , amfoteryczny — Cr_2O_3 i kwasowy — CrO_3 . W miarę wzrastania stopnia utlenienia pierwiastka metalicznego właściwości zasadowe jego tlenków słabną, a właściwości kwasowe nasilają się.

Pierwiastki niemetaliczne tworzą tlenki kwasowe i niesolotwórcze.

Tlenki zasadowe i amfoteryczne składają się z jonów, a kwasowe i niesolotwórcze — z cząsteczek, czasem — z atomów.

Zasady — są to związki utworzone przez jony pierwiastka metalicznego M^{n+} i aniony wodorotlenowe OH^- . Zasady dzielą się na rozpuszczalne w wodzie (nazywają się ługami) i nierozpuszczalne. Ługi są chemicznie aktywniejsze od nierozpuszczalnych zasad, które nie reagują z solami, z niektórymi kwasami i tlenkami kwasowymi, a przy ogrzewaniu rozkładają się.

Kwasy — to związki, w skład cząsteczek których wchodzi jeden lub kilka atomów wodoru zdolnych podczas reakcji chemicznych wymieniać się na atomy (jony) pierwiastków metalicznych. Część cząsteczki kwasu — atom lub grupę atomów połączonych z atomem (atomami) wodoru nazywa się resztą kwasową. Według składu kwasy dzielą się na beztlenowe (H_nA) oraz tlenowe ($H_mE O_n$), na jedno i wielozasadowe, a według aktywności chemicznej — na mocne, słabe i o średniej mocy.

Odróżnić ług od kwasu w roztworze pomagają substancje wskaźniki-indykatory (rys. 75).

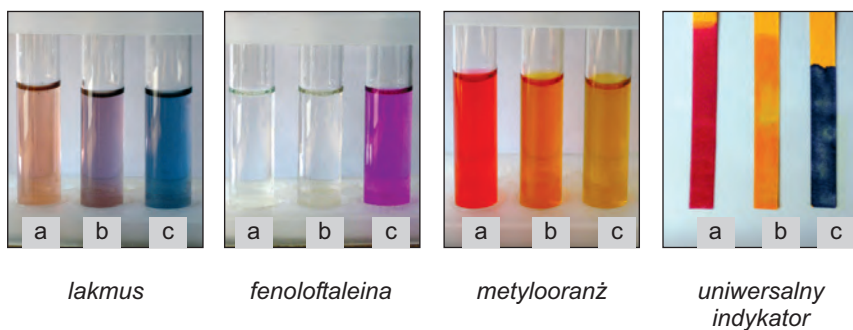
Wodorotlenki amfoteryczne — to związki podobne składem do zasad, lecz o podwójnym charakterze chemicznym. One reagują z kwasami jako zasady, a z ługami — jako kwasy.

Zasadowe właściwości tlenków amfoterycznych przejawiają się lepiej niż kwasowe. Na przykład, wodorotlenek żelaza(III) $Fe(OH)_3$ dosyć prędko reaguje z rozcieńczonym roztworem mocnego kwasu, a z rozcieńczonym roztworem ługu reaguje powoli i nie zachodzi przy tym pełna przemiana.

Zasady, wodorotlenki amfoteryczne i kwasy tlenowe czasem łączą się w grupę związków o nazwie „hydraty tlenków” (czyli związki tlenków z wodą¹). Skrócona nazwa brzmi „wodorotlenki”. Podstawą do tego jest obecność we wzorach grup wodorotlenowych OH.

Jeżeli wzory zasad wodorotlenków amfoterycznych $M(OH)_n$ zawierają takie grupy, to we wzorach

Rys. 75.
Zabarwienie
indykatorów:
w roztworze
kwasu (a) w
wodzie (b),
roztworze
ługu (c)



¹ Woda z jęz. greckiego – hydōr.

kwasów tlenowych H_mEO_n można je wyodrębnić:
 $H_2SO_4 \Rightarrow SO_2(OH)_2$.

Sole — to związki, które składają się z kationów pierwiastków metalicznych oraz anionów reszt kwasowych. Sól jest produktem reakcji między substancją o właściwościach zasadowych i substancją o właściwościach kwasowych.

Budowa substancji nieorganicznych. *Substancje proste składają się z atomów lub cząsteczek.* Niemetale mają budowę atomową lub cząsteczkową; atomy w tych substancjach w ich cząsteczkach połączone są niepolarnymi wiązaniami kowalencyjnymi. Tylko w obojętnych gazach nie istnieją więzy między atomami.

Metale składają się z atomów rozmieszczonych bardzo szczelnie. Elektrony łatwo przechodzą od jednych atomów do innych i tworzą w substancji tak zwane wiązanie metaliczne. Ruchliwe elektrony nadają metalom zdolność przewodzić prąd elektryczny, są przyczyną szczególnego („metalicznego”) błysku i wysokiego przewodnictwa cieplnego.

Złożone substancje nieorganiczne mają budowę jonową, cząsteczkową, czasem — atomową. Z jonów składają się tlenki zasadowe i amfoteryczne, zasady i sole.

- ▶ Zapisz wzory kationów i anionów, które mieszczą się w każdym z tych związków: K_2O , $Ba(OH)_2$, MgS , $Ca_3(PO_4)_2$, $Cr(NO_3)_3$.

Tlenki kwasowe i niesolotwórcze, a także kwasy mają budowę cząsteczkową. Ponieważ w cząsteczkach tych substancji połączone są ze sobą atomy różnych pierwiastków, to wiązania kowalencyjne w nich są przeważnie polarne.

- ▶ Przedstaw wzory graficzne cząsteczek Cl_2O i $HClO_3$. Wskaż w tych wzorach za pomocą strzałek przesunięcie par elektronowych wiązań kowalencyjnych i wskaż stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków.

WNIOSKI

Do substancji nieorganicznych należą substancje proste (metale, niemetale) oraz dużo substancji złożonych, które dzielą się na grupy. Podstawowymi grupami związków nieorganicznych są: tlenki, zasady, kwasy, wodorotlenki amfoteryczne, sole.

Według właściwości chemicznych tlenki dzielą się na solotwórcze i niesolotwórcze, a tlenki solotwórcze — na zasadowe, kwasowe i amfoteryczne.

Substancje proste składają się z atomów lub cząsteczek, a złożone substancje nieorganiczne — z cząsteczek lub jonów.



296. Uzupełnij tabelę, wpisz do odpowiedniej kolumny wzory tlenków: Li_2O , Ag_2O , Cl_2O_7 , MgO , PbO , Al_2O_3 , SiO_2 , ZnO , SO_2 , CrO_3 :

Tlenki		
zasadowe	amfoteryczne	kwasowe

297. Połącz prawidłowo wzór tlenku z jego odpowiednim typem.
- | <i>Wzór tlenku</i> | <i>Typ tlenku</i> |
|------------------------------|--------------------|
| 1) MnO ; | a) amfoteryczny; |
| 2) MnO_2 ; | b) zasadowy; |
| 3) Mn_2O_7 ; | c) niesolotwórczy; |
| | d) kwaśny. |
298. Wymień cząstki, z których składają się tlenki wapnia, glinu, węgla.
299. Podaj po jednym przykładzie kwasów, cząsteczki których składają się z dwóch, trzech, czterech, pięciu, sześciu, siedmiu i ośmiu atomów.
300. Zapisz wzory chemiczne znanych wodorotlenków amfoterycznych i wskaż nad symbolami pierwiastków metalicznych ich stopnie utlenienia.
301. Wybierz spośród podanych wzorów wzory soli i uzasadnij swój wybór: PbI_2 , MgF_2 , PBr_3 , CH_4 , Na_2S , ClF .
302. Stosunek wzajemny mas krzemu, tlenu i wodoru w związku utworzonym przez te pierwiastki stanowi 7:16:1. Zapisz wzór chemiczny

- związku. Do jakiej klasy związków nieorganicznych należy ten związek i dlaczego?
303. Jaką objętość gazu chlorowodoru należy rozpuścić w normalnych warunkach w 1 l wody, aby otrzymać kwas solny o części masy HCl 20 %?

38

Więzi genetyczne między substancjami nieorganicznymi

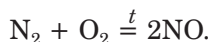
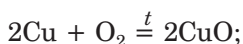
Materiał paragrafu pomoże Ci:

- systematyzować reakcje chemiczne z udziałem substancji prostych;
- wyjaśnić możliwość wzajemnych przemian związków jednego pierwiastka należących do różnych klas.

W tym paragrafie podsumowano przemiany chemiczne z udziałem substancji prostych i związków nieorganicznych. Po przeczytaniu go lepiej zrozumiesz więzi istniejące między różnymi substancjami utworzonymi przez ten sam pierwiastek oraz możliwości ich otrzymywania.

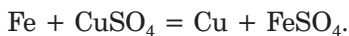
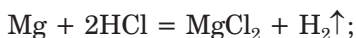
Więzi wzajemne między substancjami, które opierają się na ich pochodzeniu oraz właściwościach chemicznych nazywają się *więziami genetycznymi*¹.

Przemiany chemiczne z udziałem substancji prostych. Wiadomo, że większość substancji prostych — metali, niemetalu — wstępuje w reakcję z tlenem, przetwarzając się na tlenki:

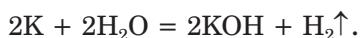


Prawie wszystkie metale reagują z kwasami i solami; wśród produktów każdej takiej reakcji jest sól:

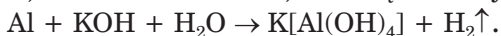
¹ Termin ten pochodzi od słowa greckiego *genos* — ród, narodzenie.



Najaktywniejsze metale reagują z wodą, tworząc ługi:

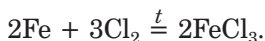
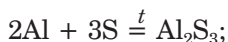


Z ługami reagują metale utworzone przez pierwiastki, tlenki i wodorotlenki, które są amfoteryczne:



► Zamień schemat reakcji na równanie chemiczne.

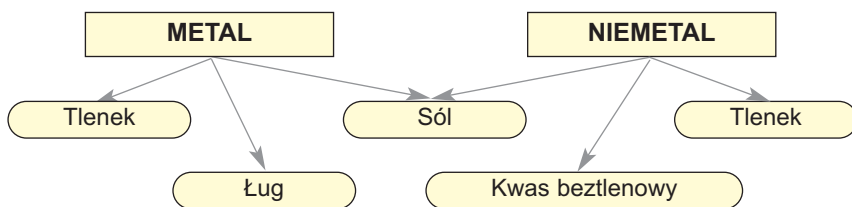
Niemetale utworzone przez pierwiastki VI oraz VII grup wstępują w reakcję z wodorem. Roztwory produktów takich reakcji (H_2S , HF oraz inne) są kwasami beztlenowymi. Te niemetale również reagują z metalami, tworząc sole:



Zdolność substancji prostych do przemian chemicznych na związki różnych grup ilustruje schemat 17.

Schemat 17

Więzi genetyczne między substancjami prostymi i złożonymi



Reakcje chemiczne z udziałem substancji złożonych. Związki nieorganiczne są zdolne do różnorodnych przemian wzajemnych.

Prawie wszystkie tlenki kwasowe oraz niektóre zasadowe reagują z wodą. Produktem reakcji w pierwszym wypadku są kwasy tlenowe, a w drugim wypadku — ługi.

► Ułóż równania reakcji tlenków z wodą, w wyniku których tworzy się kwas HMnO_4 i zasada $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

Każdy związek — tlenek, zasada, wodorotlenek amfoteryczny, kwas — podczas pewnych reakcji przetwarza się na odpowiednią sól. Przez ogrzewanie zasad nierozpuszczalnych, wodorotlenków amfoterycznych, kwasów tlenowych lub soli można otrzymać tlenki.

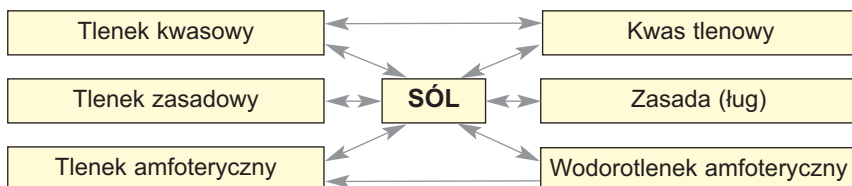
Zapamiętaj główne prawidłowości:

- jeżeli dwa związki mają analogiczne właściwości (na przykład, dwa tlenki zasadowe, tlenek zasadowy i zasada), to one nie reagują między sobą¹;
- reakcje między związkami o przeciwstawnych właściwościach odbywają się prawie zawsze;
- związki amfoteryczne reagują ze związkami o właściwościach zarówno zasadowych, jak też kwasowych, ale nie reagują jeden z drugim.

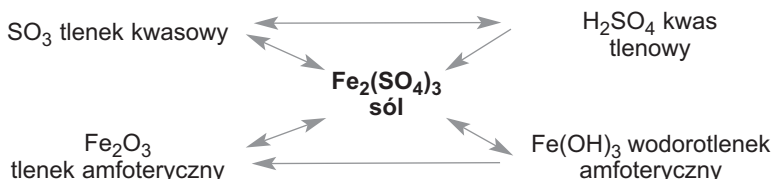
Związki nieorganiczne różnych klas są zdolne do wzajemnych przemian. Uogólnia to schemat 18.

Schemat 18

Więzi genetyczne między podstawowymi klasami związków nieorganicznych

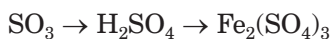


Podajemy analogiczny schemat dla związków — metalicznego i niemetalicznego pierwiastków (żelaza i siarki):



Wykorzystując takie schematy, można planować i wykonywać pewne kolejne przemiany chemiczne związków nieorganicznych. Na przykład, zapis

¹ Sole są wyjątkami.



wskazuje na możliwość otrzymania kwasu z tlenku kwasowego oraz jego wykorzystanie do otrzymania odpowiedniej soli.

Podany w paragrafie materiał udowadnia, jak ważna jest przy studiowaniu chemii znajomość i zrozumienie więzi genetycznych między substancjami prostymi a związkami nieorganicznymi różnych klas — tlenkami, zasadami, kwasami, amfoterycznymi wodorotlenkami, solami.

WNIOSKI

Więzi wzajemne między substancjami, które są oparte na ich pochodzeniu oraz właściwościach chemicznych nazywają się więziami genetycznymi.

Za pomocą reakcji chemicznych z udziałem substancji prostych można otrzymywać tlenki, sole, ługi, kwasy beztlenowe.

Tlenki, zasady, wodorotlenki amfoteryczne, kwasy, sole są zdolne do wzajemnych przemian.



304. Czy można schemat 18 rozszerzyć, dodając tlenek niesolotwórczy? Odpowiedź uzasadnij.
305. Napisz równania reakcji, w których substancjami wyjściowymi są tylko lit, tlen, woda, oraz produkty ich wzajemnych reakcji. Ułóż schemat ich odpowiednich kolejnych przemian.
306. Napisz kilka schematów kolejnych przemian substancji, w których pierwsza substancja jest metalem lub niemetalem, druga — solą, trzecia — zasadą lub kwasem.
307. Dlaczego dolna strzałka na schemacie 18 skierowana jest tylko w jedną stronę? Czy można, mając tlenek amfoteryczny otrzymać odpowiedni wodorotlenek amfoteryczny? W razie odpowiedzi pozytywnej opowiedz, jak tego można dokonać.
308. Zapisz wzory związków chemicznych w takim schemacie przemian:
 - a) tlenek → zasada → sól (związki baru);
 - b) tlenek → kwas → sól (związki fosforu);

- c) tlenek \rightarrow wodrotlenek \rightarrow sól (związki glinu).
Ułóż równania odpowiednich reakcji.
309. Napisz równania reakcji, które odpowiadają podanemu schematowi przemian: $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{CO}_2$. Jak przemienić węglan wapnia na wodrotlenek wapnia za pomocą dwu kolejnych reakcji?
310. Napisz równania reakcji, za pomocą których można dokonać kolejnych przemian substancji:
- $\text{Br}_2 \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{MgBr}_2 \rightarrow \text{AgBr}$;
 - $\text{Al} \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3\text{AlO}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
 - $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$;
 - $\text{ZnS} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{ZnCO}_3 \rightarrow \text{ZnO}$;
 - $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{CuS}$.
311. Dobierz dwie sole, które reagują między sobą w roztworze, tworząc dwie nierozpuszczalne sole. Zapisz odpowiednie równanie chemiczne.
312. Sód o masie 1,15 g całkowicie przereagował z wodą, a produkt tej reakcji przereagował z kwasem siarkowym. Oblicz ilość substancji kwasu, która wstąpiła w drugą reakcję.
313. Jaka masa tlenku glinu utworzy się podczas ogrzewania wodrotlenku glinu, otrzymanego w wyniku reakcji 21,3 g azotanu glinu z potrzebną ilością roztworu ługu?

PRACA PRAKTYCZNA № 2

Rozwiązanie zadań eksperymentalnych

W tej pracy praktycznej należy dokonać przemian substancji. Dlatego z początku wyjaśnij:

- jakie reakcje chemiczne należy przeprowadzić;
- jakie odczynniki będą potrzebne;
- jakie warunki należy stworzyć dla przebiegu każdej reakcji;
- czy nie zaszkodzi wynikowi doświadczenia nadmiar jednego z odczynników, a może będzie on potrzebny;
- czy potrzebne jest ogrzewanie odczynników.

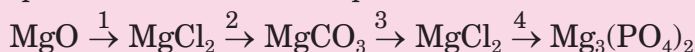
Podczas doświadczenia obserwuj substancje i przebieg reakcji, rób potrzebne notatki w zeszycie. Po zakończeniu doświadczenia przeanalizuj otrzymane wyniki i zapisz je razem z wnioskami.

WARIANT I

Wykonanie reakcji zgodnie ze schematem przemian chemicznych

Masz do dyspozycji tlenek magnezu¹, kwas solny, roztwory chlorku sodu, węglanu sodu oraz ortofosforanu sodu.

Zadanie. Dobierz odczynniki (reaktywy) (spośród podanych potrzebne) do schematu przemian



i przeprowadź odpowiednie reakcje.

WARIANT II

Układanie schematu przemian chemicznych i wykonanie reakcji

Masz do dyspozycji roztwory chlorku żelaza(III), wodorotlenku sodu i ortofosforanu sodu, rozcieńczony kwas siarkowy.

Zadanie. Zaproponuj schemat przemian (można korzystać tylko z wydanych roztworów)



gdzie **A** — chlorek żelaza(III), **B**, **C** i **D** — inne związki żelaza.

Wykonaj odpowiednie reakcje.

Przed wykonaniem doświadczenia chemicznego według wariantu I lub II wypełnij tabelę:

Wzory	
substancje w schemacie przemian	odczynniki (w kolejności ich wykorzystania)
... → ... → ... → ... (→ ...) (..)

Podczas wykonania reakcji wymiany dodawaj niewielką porcję roztworu drugiego odczynnika do osiągnięcia

¹ Nauczyciel może zamienić tlenek magnezu na wodorotlenek magnezu.

potrzebnego wyniku. W ten sposób można, w niektórych doświadczeniach, uniknąć ubocznych reakcji między wykorzystywanym odczynnikiem i resztą poprzedniego.

Wszystkie czynności, spostrzeżenia (zwróć uwagę na utworzenie osadu, jego wygląd zewnętrzny, wydzielenie gazu, jest zapach czy nie ma, zmiana lub pojawienie się zabarwienia itp), wnioski oraz równania chemiczne zapisuj do tabeli:

Kolejność czynności	Spostrzeżenia	Wnioski
<i>Doświadczenie 1. Dokonanie przemian ... → ...</i>		
...
Równania reakcji:		
<i>Doświadczenie 1. ...</i>		



Do wariantu I:

314. Jaki odczyn nie został wykorzystany w pracy? Dlaczego?
315. Czy zaszkodzi nadmiar odczynnika wziętego do wykonania pierwszej przemiany do przebiegu drugiej reakcji? Odpowiedź uzasadnij.
316. Czy można z tlenku magnezu otrzymać ortofosforan magnezu, posługując się tylko jednym z wydanych odczynników? Dlaczego?
317. Zaproponuj kilka odczynników, za pomocą których można tlenek magnezu bezpośrednio przemienić na ortofosforan magnezu. Napisz odpowiednie równania reakcji.

Do wariantu II:

318. Czy można z chlorku żelaza(III) bezpośrednio otrzymać związek zapisany jako ostatni w zaproponowanym przez ciebie schemacie przemian, jeżeli weźmiemy tylko jeden z wydanych odczynników? W razie pozytywnej odpowiedzi napisz równanie reakcji.
319. Jakie kolejne przemiany substancji można przeprowadzić przy braku roztworu:
 - a) ortofosforanu sodu;
 - b) ługu?
 Odpowiedzi podaj w postaci tabeli, która została podana jako pierwsza w tekście pracy praktycznej.

Materiał paragrafu pomoże Ci:

- dowiedzieć się o zanieczyszczeniu przyrody przez związki nieorganiczne;
- uświadomić sobie konieczność zapobiegania przedostawaniu się substancji szkodliwych do środowiska naturalnego.

Zanieczyszczenie środowiska przez substancje. Do połowy XIX wieku człowiek korzystał przeważnie z naturalnych substancji i materiałów. Substancje pochodzenia sztucznego otrzymywano w niewielkich ilościach i używano ich niewiele. W tych czasach środowisko naturalne prawie nie było zanieczyszczone substancjami chemicznymi.

Burzliwy rozwój przemysłu, transportu, rolnictwa spowodował szybki wzrost produkcji i wykorzystania nie istniejących w przyrodzie substancji — metali, nawozów mineralnych oraz rozmaitych związków nieorganicznych i organicznych. Odpady produkcji przemysłowej, nadmiar substancji trafiały w powietrze, do rzek, zbiorników wodnych, na powierzchnię gruntu i ujemnie wpływały na rośliny, zwierzęta, zdrowie ludzi. Obecnie zanieczyszczenie naszej planety uważa się za niebezpieczne, a w niektórych regionach — nawet katastrofalne.

Zanieczyszczenia atmosfery przez tlenki w stanie gazowym. Istotną szkodę środowisku przynoszą gazy SO_2 i NO_2 . Tlenek SO_2 tworzy się, kiedy spala się paliwo mieszczące domieszki związków siarki. Podstawowym źródłem przedostawania się tego gazu do atmosfery są elektrownie ciepłownicze, które wykorzystują węgiel niskiej jakości. Tlenek NO_2 jest produktem reakcji z tlenem gazu NO , który tworzy się wskutek reakcji między głównymi składnikami powietrza — azotem i tlenem. Reakcja ta odbywa się w płomieniu podczas spalania różnych rodzajów paliwa. Tlenek azotu(IV) także mieści się w gazach,

które emitują fabryki wytwarzające kwas azotowy. Mając brunatny kolor, nadaje on odpowiednią barwę emitowanym gazom (rys. 76).

Reagując z wilgocią atmosfery oraz z tlenem, tlenki SO_2 i NO_2 przemieniają się na kwasy H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_2 , HNO_3 . Razem z deszczem i śniegiem kwasy te trafiają na powierzchnię gruntu i szkodzą roślinom, żywym organizmom, powodują rujnowanie budynków, zabytków historycznych, przyspieszają korozję metali. Oprócz tego kwas siarkowy i azotowy reagują z niektórymi substancjami litosfery. Na skutek takich reakcji tworzą się sole rozpuszczalne, część których zawiera toksyczne jony pierwiastków metalicznych.

Tlenki azotu także reagują z ozonem; prowadzi to do niszczenia warstwy ozonowej w atmosferze, która chroni żywe organizmy przed szkodliwymi promieniami nadfioletowymi światła słonecznego.

Gaz czadowy, który tworzy się podczas niepełnego spalania różnego rodzaju paliwa przy braku tlenu jest bardzo trujący. Razem z tlenkami siarki i azotu mieści się w silnie zanieczyszczonym powietrzu nad megalopolisami, wielkimi strefami przemysłowymi. Taki stan powietrza nazywa się smogiem. Smog ujemnie działa na zielone rośliny, wywołuje zaostrzenie różnych chorób u ludzi.

Wiadomo, że w atmosferze jest niewielka ilość dwutlenku węgla CO_2 . On, a także kilka innych gazów (wśród nich para wodna) stwarzają tzw. efekt cieplarniany, czyli zatrzymują część energii cieplnej na Ziemi. Przez stałe wzrastanie zawartości dwutlenku węgla w powietrzu, wskutek rozwoju energetyki cieplnej, transportu samochodowego w ostatnich dziesięcioleciach obserwuje się ocieplenie kli-

Rys. 76.
Emisja gazów zawierających tlenek azotu NO_2 (tzw. „lisi ogon”)



matu, zmniejszenie pokrywy lodowej w regionach polarnych. Uczni przypuszczają, że za kilka dziesięcioleci poziom Oceanu Światowego może podnieść się, co spowoduje zatopienie wielu terytoriów, szczególnie w Europie.

Zanieczyszczenie zbiorników wodnych i gleby przez ługi i kwasy. Ścieki niektórych przedsiębiorstw chemicznych zawierają ługi (najczęściej — wodorotlenek sodu). Związki te są niebezpieczne dla świata roślinnego i zwierzęcego, powodują oparzenia na skórze, niszczą błonę śluzową.

Szkodliwy wpływ ługów na środowisko nie trwa długo. Ługi wstępują w reakcję z dwutlenkiem węgla znajdującym się w powietrzu i przetwarzają się na bezpieczny węglan. Analogicznych przemian doznaje z czasem wodorotlenek $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (też ług, substancja żrąca), który przebywa w kontakcie z powietrzem.

Nierozpuszczalne zasady, w odróżnieniu od ługu, mają ograniczone wykorzystanie. Wydobywa się je w niewielkich ilościach i ich przedostawanie się do środowiska nie powoduje wyraźnych ujemnych skutków.

W technologii chemicznej najczęściej stosuje się kwas siarkowy, rzadziej azotowy i chlorowy. Resztki tych substancji znajdują się w wodach odpadowych wielu fabryk chemicznych, przedsiębiorstw przetwórstwa rud wielometalowych. Wymienione związki posiadają szeroki spektr ujemnego działania na środowisko, organizmy żywe.

Zanieczyszczenie powierzchni ziemskiej przez sole. Część soli, które wykorzystuje się w różnych sferach jest bezpieczna. To w pewnej mierze dotyczy nawozów mineralnych — chlorku i siarczanu potasu, fosforanów i azotanów, soli amoniaku (mowa o tych związkach była na str. 138). Jednak przez nadmierne nawożenie gleby odpowiednie jony trafiają do produktów uprawy roli i hodowli zwierząt, a także do zbiorników wodnych, skąd woda jest podawana do wsi i miast. Oprócz tego nadmiar nawozów w wodzie prowadzi do wzmożonego wzrostu glonów (rys. 77), dalszego ich gnicia i obumierania, co ujemnie wpływa na ryby i innych mieszkańców rzek i jezior.

Rys. 77.
„Zakwit wody”



Warto wiedzieć

Bardzo toksycznymi są sole „lekkiego pierwiastka chemicznego” — berylu.

Szczególną uwagę specjaliści zwracają na szkodliwy wpływ na żywą przyrodę oraz organizm człowieka soli tak zwanych metali ciężkich. Prawidłowa nazwa takich związków z punktu widzenia chemii — to sole pierwiastków metalicznych z wielkimi wartościami względnych mas atomowych. Do tych pierwiastków należą Hg, Pb, Cd, Ba, Cu, Zn, Ni oraz inne. Nie wypadkowo dla wody do picia ustalono dopuszczalne koncentracje kationów nazwanych pierwiastków, a także innych jonów.

Wpływ substancji na organizm często zależy od ich rozpuszczalności w wodzie, a także od właściwości chemicznych. Oznaczenia „substancja trująca” widzimy na opakowaniach z rozpuszczonymi związkami baru — wodorotlenkiem, chlorkiem, azotanem oraz innymi. Niebezpieczna dla organizmu jest także nierozpuszczalna sól $BaCO_3$. W razie przedostania się do żołądka reaguje ona z kwasem solnym, który tam się znajduje i przemienia się w rozpuszczalną sól $BaCl_2$. Z innej strony siarczan baru $BaSO_4$ jest bezpieczny dla organizmu, ponieważ nie rozpuszcza się w wodzie i nie reaguje z kwasem solnym. Mieszaninę tej soli z wodą piją pacjenci przed rentgenologicznym badaniem żołądka.

Do substancji szkodliwych zalicza się także rozpuszczalne sole zawierające aniony F^- , S^{2-} , CrO_4^{2-} oraz niektóre inne.

Jony F^- w niewielkiej ilości są potrzebne człowiekowi; mieszczą się one w związkach wapnia, stanowiących nieorganiczną pod-

stawę kości i zębów. Aby zapobiec chorobom zębów do składu pasty do zębów dodaje się niewielką ilość związku fluoru.

Szybki rozwój budownictwa prowadzi do nagromadzenia odpadów materiałów z zawartością krzemianów, kamieni, resztek betonu. Ich podstawę stanowią krzemiany, aluminaty. One nie są trujące ale, trafiając na powierzchnię ziemską, przeszkadzają wykorzystywać ją do innych celów. Tak samo zanieczyszczają środowisko twarde resztki niepalnych tlenków i soli po spalaniu węgla w elektrowniach ciepłych. Wielkie powierzchnie zajmują hałdy — wydobyta z kopalń mieszanina węgla i gleby nie nadająca się do zastosowania jako paliwo (rys. 78).

Sposoby zmniejszenia zanieczyszczenia środowiska. W ostatnich latach wyraźnie wzrasta wykorzystanie energii słonecznej, a także energii wiatru oraz wnętrza Ziemi. Zamiast silników spalinowych stosuje się silniki elektryczne, rozszerza się produkcja samochodów z napędem elektrycznym. Wszystko to pozwala polepszyć stan powietrza atmosferycznego.

We współczesnych przedsiębiorstwach wprowadza się skuteczne metody oczyszczania emisji gazów i ścieków. Większość tych metod przewiduje wykorzystanie reakcji chemicznych mających na celu chemiczne przemiany substancji szkodliwych na bezpieczne. Jeżeli substancje znajdujące się w wodzie ściekowej posiadają właściwości kwasowe, to je przeważnie neutralizuje się za pomocą wapna lub kredy. Do ścieków z ługami dodaje się roztwór kwasu siarkowego — najtańszego spośród kwasów. Produkty odpowiednich reakcji nie przynoszą szkody



Rys. 78.
Hałdy w
Doniecku

Rys. 79.
Nowy Obokoń
(m. Kijów)



środowisku. Bardzo wygodne jest mieszanie kwaśnych i zawierających ługi ścieków przemysłowych, podczas którego odbywa się ich wzajemna neutralizacja. Do oczyszczenia wód ściekowych niektórych przedsiębiorstw przemysłowych przeprowadza się reakcje wymiany z utworzeniem nierozpuszczalnych związków pierwiastków trujących, które oddziela się za pomocą filtrowania.

Twarde odpady przemysłu wydobywczego, elektrowni ciepłych, fabryk metalurgicznych wykorzystuje się przy budowie dróg, do produkcji mieszanin budowlanych, a czasem nawet poddaje się dodatkowej przeróbce.

Do ochrony środowiska od zanieczyszczeń powinien dołączyć się każdy człowiek. Ruch na rzecz zachowania przyrody dla następnych pokoleń jest obecnie częścią postępu w rozwoju społeczeństwa ludzkiego (rys. 79).

WNIOSKI

Skutkiem intensywnego rozwoju przemysłu, transportu oraz innych sfer jest wzrastające zanieczyszczenie powietrza, hydrosfery, powierzchni ziemskiej różnymi substancjami. Wielka ich część przynosi szkodę roślinom, zwierzętom, organizmowi człowieka.

Do działań realizowanych przez ludzkość, w celu zachowania środowiska naturalnego należą: wykorzystanie odnawialnych źródeł energii, wprowadzenie efektywnych technologii oczyszczania ścieków przemysłowych i emisji gazów, przyspieszony rozwój produkcji środków transportu niezanieczyszczających powietrza.



320. Wiadomo, że dwutlenek węgla reaguje z wodą, tworząc kwas węglowy. Dlaczego tego gazu nie zalicza się do tlenków wywołujących pojawienie się kwaśnych deszczów?
321. Jak uważasz, czy kwaśne deszcze spowodują niszczenie marmuru, gipsu, alabastru (podstawą dwóch ostatnich materiałów budowlanych jest siarczan wapnia)? Odpowiedź uzasadnij.
322. Nazwij kilka związków, które reagują z tlenkiem siarki i mogą być wykorzystywane do oczyszczania emisji gazów z tego tlenku.
323. Jaką masę kredy trzeba wziąć do neutralizacji 1 t ścieków przemysłowych, jeżeli część masy kwasu siarkowego stanowi w nich 0,49 %?
324. W jakim stosunku objętości należy mieszać kwaśne i ługowe ścieki przemysłowe celem ich pełnej neutralizacji, jeżeli część masy chlorowodoru w jednej cieczy stanowi 0,73 %, a część masy wodorotlenku sodu w innej — 0,16 %? Przypuszczamy, że gęstość obydwu płynów jest taka sama jak wody.

Postłowie

Kończy się rok szkolny, drugi rok poznawania chemii. Jesteśmy pewni, że było Ci ciekawie na lekcjach z tego przedmiotu.

Już wiesz, jaką informację o pierwiastkach chemicznych zawiera układ okresowy i rozumiesz jak ważnym jest umieć korzystać z niego. Układ okresowy pierwiastków chemicznych ilustruje odkryte przez wybitnego uczonego D. Mendelejewa prawo okresowości — podstawowe prawo chemii. Na podstawie tego prawa odkrywane są nowe pierwiastki chemiczne, otrzymywane są nowe substancje, których skład i właściwości można dzięki niemu przewidzieć.

Nie jest dla Ciebie tajemnicą budowa atomu. Już wiesz, jak i dlaczego łączą się jedna z drugą najdrobniejsze cząstki substancji. Czytając podręcznik, „zajrzałeś” do środka kryształów i przekonałeś się, że atomy, cząsteczki lub jony rozmieszczone są w nich w pewnym porządku. Dowiedziałeś się także, że w chemii porcje substancji ocenia się i porównuje nie tylko według ich masy czy objętości, lecz także według liczby takich cząstek.

Poznałeś gałąź nauki chemicznej, która nazywa się chemia nieorganiczna. Poszerzyłeś swą wiedzę o tlenkach, zasadach, kwasach, dowiedziałeś się o istnieniu innych klas związków nieorganicznych — wodorotlenków amfoterycznych i soli. Jesteśmy pewni, że nauczyłeś się układać wzory tych związków, prognozować ich właściwości chemiczne, proponować sposoby otrzymywania substancji złożonych, a także rozwiązywać zadania nowego typu.

Nie jest już dla Ciebie tajemnicą, że chemia pomaga w zrozumieniu fundamentalnych przemian w przyrodzie, wzbogaca wiedzę o ich podstawowych prawach, które nimi rządzą. Stopniowo przekonywałeś się, że nauka chemii, przygotowuje Cię do pełnowartościowego wykorzystania różnych możliwości, które cały czas odkrywa dla Ciebie życie codzienne. Może wybierzesz sobie zawód, który w dużym stopniu będzie opierał się na osiągnięciach chemii. Dlatego uważna i twórcza praca z podręcznikiem na lekcji, upór i spostrzegawczość są ważnymi warunkami Twoich sukcesów w przyszłości.

Materiał z chemii w 9 klasie będzie niemniej ciekawy. Pogłębisz swą wiedzę o roztworach, dowiesz się, jak przebiegają reakcje chemiczne. Zapoznasz się z najważniejszymi substancjami organicznymi, między innymi takimi, które występują w głębi Ziemi, w roślinach, zwierzętach i w organizmie człowieka.

Życzymy dobrego odpoczynku latem, a w 9 klasie osiągnięcia nowych sukcesów w poznawaniu chemii i otrzymania dużo satysfakcji z odkrywania tajemnic świata chemii.

Autorzy

Odpowiedzi do zadań i ćwiczeń

Rozdział 1

20. a) Do strontu najbardziej podobne są wapń i bar.
33. Rodzajów cząsteczek wody — 9, wartości ich masy — 5.
34. Odpowiedź zależy od tego, ile nuklidów pierwiastka jest w przyrodzie.
36. ^{10}B .
39. Orbital- s jest sferą; ona jest jednakowa we wszystkich kierunkach.
43. Nie zawsze. Elektron- $4s$ posiada trochę niższą energię, niż elektron- $3d$.
49. Tlen. Magnez.
52. Takie symbole ma 8 pierwiastków.
61. Cl, H, Fe.
75. $w(\text{O}) = 47,1\%$.

Rozdział 2

82. Jon P^{3-} : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
83. Jedną z cząstek jest kation Mg^{2+} .
85. Jedną z cząstek jest jon K^+ .
86. W atomie tlenu.
89. Największy promień ma jon Cl^- , najmniejszy — jon Ca^{2+} .
94. Ostatni zapis — 4 jednostki wzoru związku; każda jednostka wzoru składa się z dwóch kationów K^+ z jednego anionu CO_3^{2-} .
95. Jony Li^+ i N^{3-} ; jony K^+ i OH^- .
96. b) CaO .

97. $w(\text{OH}^-) = 58,7 \%$.
111. a.
118. Temperatury topnienia i wrzenia substancji zależą od masy cząsteczek (pomyśl, jak to można wyjaśnić).
126. W związku $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ — $\overset{+5}{\text{N}}$.
128. a) W związku HCN — $\overset{+2}{\text{C}}$;
 b) W związku NH_2OH — $\overset{-1}{\text{N}}$.

Rozdział 3

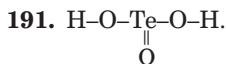
130. c) $n(\text{P}) = 1/3$ mola; $n(\text{H}) = 1$ mol.
132. $n(\text{O}) = 8$ moli.
133. b) $n(\text{CO}_2) = 1$ mol.
134. Może (dla substancji prostych o budowie cząsteczkowej, substancji złożonych o budowie atomowej i cząsteczkowej).
135. $n(\text{CaCl}_2) = 5$ moli; $N(\text{Cl}^-) = 6,02 \cdot 10^{24}$.
136. a) $n(\text{CH}_4) = 1$ mol;
 b) $n(\text{CH}_4) = 0,3$ mole;
 c) $n(\text{CH}_4) = 1$ mol.
137. a) $n(\text{NaCl}) = 0,2$ mole;
 b) $n(\text{NaCl}) = 3$ moli;
 c) $n(\text{NaCl}) = 0,6$ mole.
138. $n(\text{Fe}) : n(\text{O}) : n(\text{H}) = 1 : 3 : 3$.
144. $m(\text{Mg}_3\text{P}_2) = 33,5$ g.
148. $N(\text{atomów}) \approx 4,8 \cdot 10^{23}$.
150. Liczba jonów Mg^{2+} większa.
151. $m(\text{cząsteczki H}_2\text{O}) \approx 3 \cdot 10^{-23}$ g.
154. $M(\text{gazu}) = 32$ g/mol.
156. $m(\text{CO}_2) = 982$ g.
158. W 1 l wody.
159. $V(\text{H}_2) : V(\text{CH}_4) = 8 : 1$.
162. $\rho(\text{peł.}) = 1,295$ g/l.
166. $M_r(\text{gazu A}) \approx 46$.
167. Gaz jest cięższy od metanu o 1,07 razy.
168. $\rho(X) = 1,16$ g/l; $D_Y(X) = 1,62$.
169. $D_{\text{N}_2}(\text{gazu}) = 1,57$.

Rozdział 4

177. b) $m(\text{NO}) \approx 5 \text{ g}$.

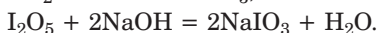
178. $V(\text{CO}_2) = 560 \text{ l}$.

185. W wodorotlenku baru.



203. Najwięcej jonów jest w chlorku baru.

204. b.



210. Możliwych jest 6 reakcji.

218. $m(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 32,8 \text{ g}$.

220. $V(\text{CO}_2) = 11,2 \text{ l}$.

221. $m(\text{P}_2\text{O}_5) = 71 \text{ g}$; $w(\text{P}_2\text{O}_5) = 78 \%$.

222. $m(\text{SO}_2) = 0,64 \text{ g}$; $m(\text{CO}_2) = 0,88 \text{ g}$.

226. a) $2\text{KOH} + \text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;



227. Możliwe są 3 reakcje.

230. $m(\text{Fe}(\text{OH})_2) = 3,8 \text{ g}$.

231. $V(\text{SO}_2) = 4,48 \text{ l}$.

233. $w(\text{NaOH}) = 31,9 \%$.

238. Możliwe są 3 reakcje.

240. Weź pod uwagę właściwości jednego z produktów reakcji.

242. $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,8 \text{ g}$.

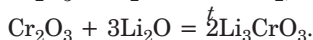
243. $w(\text{Ag}) = 79,7 \%$.

244. $m(\text{HNO}_3) = 25,2 \text{ g}$.

246. b) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{LiOH} (\text{roztwór}) = \text{Li}[\text{Al}(\text{OH})_4]$;



247. a) $\text{SnO} + 2\text{NaOH} \stackrel{t}{=} \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;



250. $\text{Cr}(\text{OH})_3$.

251. $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 8 \text{ g}$.

252. Nie.

256. Zachodzą trzy reakcje.

258. $m(\text{FeF}_3) = 2,26 \text{ g}$.

259. Tak.

260. $m(\text{Cu}) = 6,4 \text{ g}$.

261. $m(\text{NaNO}_3) = 8,5 \text{ g}$; $m(\text{KNO}_3) = 20,2 \text{ g}$.

266. Przy ogrzewaniu rozkłada się 5 związków.
268. Można stosować 2 sposoby.
269. $V(\text{CO}_2) = 5,6 \text{ l}$; $V(\text{SO}_2) = 11,2 \text{ l}$.
270. Tak.
271. $D_{\text{peł.}}(\text{mieszaniny}) = 1,49$.
272. $w(\text{C}) = 75 \%$.
277. Wykorzystaj amfoteryczność tlenku cyny(II).
278. $m(\text{Ba}(\text{OH})_2) = 17,1 \text{ g}$.
279. Nie.
282. Wykorzystać kwas siarkowy można w czterech reakcjach.
284. $m(\text{NaNO}_3) = 68 \text{ g}$.
285. $n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,2 \text{ mole}$.
292. Można przeprowadzić nie jedną, a dwie reakcje.
293. $m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 21,75 \text{ g}$.
294. $m(\text{soli}) = 27,2 \text{ g}$.
295. $w(\text{CaSiO}_3) = 63,5 \%$.
302. Związek jest kwasem.
303. $V(\text{HCl}) = 122,7 \text{ l}$.
311. Przykład takiej reakcji: $\text{ZnSO}_4 + \text{BaS} = \text{ZnS}\downarrow + \text{BaSO}_4\downarrow$.
312. $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,025 \text{ mole}$.
313. $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 5,1 \text{ g}$.
320. Uwzględnij zawartość dwutlenku węgla w powietrzu oraz aktywność kwasu węglowego.
323. $m(\text{CaCO}_3) = 5 \text{ kg}$.
324. $V(\text{kwas.}) : V(\text{zas.}) = 1 : 5$.

Słownik

Amfoteryczność — zdolność związku (tlenku, wodorotlenku) do wykazywania właściwości zasadowych oraz kwasowych.

Anion — jon ujemnie naładowany.

Chemia nieorganiczna — gałąź nauki chemicznej, która bada substancje nieorganiczne.

Cząstka atomowa nuklidu — stosunek ilości atomów nuklidu do ogólnej ilości atomów pierwiastka.

Elektroujemność — zdolność (właściwość) atomu pierwiastka do przyciągania pary elektronowej, wspólnej z atomem innego pierwiastka.

Elektron — cząstka ujemnie naładowana, składowa część atomu.

Elektrony walencyjne — elektrony, które mogą uczestniczyć w tworzeniu wiązań chemicznych.

Elektrony zewnętrzne — elektrony ostatniego poziomu energetycznego.

Grupa (układu okresowego) — pionowa kolumna układu okresowego.

Halogeny — pierwiastki grupy VII głównej podgrupy układu okresowego (fluor, chlor, brom, jod), a także odpowiednie substancje proste.

Ilość substancji — to wielkość fizyczna, którą określa się liczbę cząstek strukturalnych (atomów, cząsteczek, jonów), którą mieszczą się w określonej porcji (ilości) substancji.

Indykator (wskaźnik) — substancja, która zmienia swoje zabarwienie pod wpływem ługu lub kwasu.

Izotopy — to nuklidy jednego pierwiastka lub rodzaj atomów o jednakowej liczbie protonów, lecz o różnej liczbie neutronów.

Jednostka wzoru substancji — atom, cząsteczka, grupa atomów lub jonów, przedstawione w jej wzorze chemicznym.

Kation — jon dodatnie naładowany.

Klasyfikacja — podział obiektów (przedmiotów, organizmów żywych itp.) na grupy lub rodzaje według pewnych cech.

Kwas — związek, w którego cząsteczce mieści się jeden lub kilka atomów wodoru zdolnych do wymiany na jeden lub kilka atomów pierwiastka metalicznego i reszty kwasowej.

Kwas tlenowy — kwas, cząsteczka którego mieści atomy tlenu.

Kwasy beztlenowe — kwasy, cząsteczki których nie zawierają tlenu.

Liczba Avogadry — $6,02 \cdot 10^{23}$ (liczba jednostek wzoru w 1 molu substancji).

Liczba nukleonów — sumaryczna liczba protonów i neutronów w jądrze.

Liczba protonowa — liczba protonów w jądrze atomu.

Ług — zasada rozpuszczalna w wodzie.

Masa molowa — to masa 1 mola substancji. Wyrażona w gramach i liczbowo dorównuje względnej masie atomowej lub masie jednostki wzoru.

Mol — jest to jednostka miary ilości substancji i porcja substancji, która mieści $6,02 \cdot 10^{23}$ jednostek jej wzoru.

Najprostszy wzór — wzór, który przedstawia stosunek liczby atomów lub jonów związku.

Neutron — cząstka elektrycznie obojętna, składowa część atomu. Mieści się w jądrze atomowym.

Nukleon — ogólna nazwa cząstek (protonów i neutronów), z których składają się jądra atomów.

Nuklid — dowolny rodzaj atomów.

Objętność molowa — to objętność 1 mola substancji. Dla różnych gazów przy jednakowej temperaturze i ciśnieniu jest jednakowa.

Okres — fragment naturalnego szeregu pierwiastków od pierwiastka alkalicznego do obojętnego.

Oktet elektronowy — powłoka atomu 8-elektronowa.

Orbital — część przestrzeni wokół jądra atomu, w której najprawdopodobniej przebywa elektron.

Pierwiastek chemiczny — jest to zbiór atomów o jednakowej liczbie protonów (o pewnym ładunku jądra).

Pierwiastek kwasowy — pierwiastek, który tworzy kwas.

Pierwiastki alkaliczne — pierwiastki grupy I głównej podgrupy układu okresowego (lit, sód, potas, rubid, potas, cez, frans). Substancje proste tych pierwiastków są metalami alkalicznymi.

Pierwiastki obojętne — pierwiastki grupy VIII głównej podgrupy układu okresowego (hel, neon, argon, krypton, ksenon, radon). W postaci substancji prostych tworzą tak zwane gazy obojętne.

Pierwiastki ziemalkaliczne — pierwiastki grupy II głównej podgrupy układu okresowego (magnez, wapń, stront, bar, rad). Substancje proste tych pierwiastków są metalami ziemalkalicznymi.

Podgrupa — część grupy układu okresowego.

Podpoziom — część poziomu energetycznego, posiadającego elektrony o jednakowej energii.

Poziom energetyczny (powłoka atomu) — fragment współczesnego modelu, który łączy elektrony o zbliżonej strukturze.

Promień atomu — odległość od środka jądra do powierzchni sferycznej, z którą stykają się orbitale z elektronami ostatniego poziomu energetycznego.

Proton — cząstka elektrycznie pozytywna, składowa część atomu. Mieści się w jądrze atomowym.

Reakcja neutralizacji — reakcja między zasadą a kwasem.

Reakcja wymiany — reakcja między substancją prostą a złożoną, w wyniku której tworzą się nowe substancje: prosta i złożona.

Reakcja wymiany podwójnej — reakcja między dwoma związkami, podczas której następuje wzajemna wymiana składników.

Reszta kwasowa — część cząsteczki kwasu, z którą są połączone cząsteczki wodoru.

Rozpad radioaktywny (promieniotwórczy) — jest to zjawisko samorzutnego rozpadu jąder atomów na mniejsze jądra oraz na odrębne cząstki.

Sieci krystaliczne — model budowy substancji krystalicznych.

Sól — związek, który składa się z kationów pierwiastka metalicznego i anionów reszty kwasowej.

Spin — zdolność elektronu do obracania się wokół swej osi.

Stopień utlenienia — umowny ładunek jądra w substancji wyrażony liczbą całkowitą.

Sublimacja — przejście ze stanu stałego bezpośrednio w gazowy z pominięciem stanu ciekłego.

Szereg aktywności metali — szereg, w którym metale są umieszczone według zmniejszenia ich aktywności chemicznej.

Szereg naturalny — szereg pierwiastków ułożony według wzrastania mas atomowych.

Tlenek — to związek utworzony z dwóch pierwiastków chemicznych, jednym z których jest tlen.

Tlenek kwasowy — tlenek, który odpowiada kwasowi tlenowemu.

Tlenek niesolotwórczy — tlenek, który nie reaguje z kwasami, zasadami i nie tworzy soli.

Tlenek solotwórczy — tlenek, który reaguje z kwasami lub zasadami i tworzy sól.

Tlenek wyższy — tlenek, w którym pierwiastek przyjmuje wyższą wartościowość.

Tlenek zasadowy — tlenek, który odpowiada zasadzie.

Warunki normalne — temperatura 0 °C i ciśnienie 101,3 KP (760 mm sł. rt.).

Wiązanie chemiczne — jest to reakcja między atomami, cząsteczkami, jonami, która powoduje ich łączenie. Dzięki niemu cząsteczki trzymają się razem.

Wiązanie genetyczne — zależność wzajemna między substancjami, która jest oparta na ich właściwościach chemicznych.

Wiązanie jonowe — wiązanie między jonami o różnoimiennych ładunkach w substancji.

Wiązanie kowalencyjne — wiązanie między atomami utworzone za pomocą wspólnych par elektronowych.

Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane — wiązanie kowalencyjne, w którym wspólna para elektronowa ułożona jest symetrycznie względem obu atomów (nie jest przesunięta w stronę jednego z atomów).

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane — wiązanie kowalencyjne, w którym jedna lub kilka par elektronowych wiążących atomy przesuwają się w kierunku jednego z atomów.

Wiązanie podwójne — wiązanie między atomami, utworzone przez dwie wspólne pary elektronowe.

Wiązanie podwójne — wiązanie między atomami, utworzone przez trzy wspólne pary elektronowe.

Wiązanie proste — wiązanie między atomami utworzone przez jedną wspólną parę elektronową.

Wzbudzenie atomu — proces przejścia elektronu z jednego orbitalu na inny w granicach jednego poziomu energetycznego.

Względna gęstość gazu względem innego gazu — stosunek masy gazu o pewnej objętości do masy innego gazu o takiej samej objętości (przy jednakowej temperaturze i ciśnieniu).

Względna masa atomowa — stosunek masy atomu do 1/12 masy atomu ^{12}C .

Względna masa cząsteczkowa — stosunek masy cząsteczki do 1/12 masy atomu ^{12}C .

Względna masa jednostki wzoru — stosunek masy jednostki wzoru substancji do 1/12 masy atomu ^{12}C .

Wzór elektronowy — wzór, zapis, który przedstawia budowę elektronową atomu lub cząsteczki.

Wzór rzeczywisty — wzór, który przedstawia prawdziwy skład cząsteczki.

Zasada — to związek, który składa się z kationów pierwiastka metalicznego oraz anionów OH^- .

Zasadowość kwasu — charakterystyka kwasu, którą określa się liczbę atomów wodoru w cząsteczce zdolnych do wymiany na atomy pierwiastka metalicznego.

Skorowidz

A

- Amfoteryczność 169
- Amfoteryczne związki 169
 - otrzymywanie 191
 - właściwości 170
- Anion 68

C

- Cząstka atomowa 28

E

- Elektroujemność 84
- Elektrony
 - zewewnętrzne 39
 - niesparowane 34
 - sparowane 34
 - powłoka elektronowa 34
 - wzór elektronowy atomu 38
 - cząsteczki 80
 - oktet elektronowy 68
 - orbitale elektronowe (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) 33

G

- Gazy szlachetne (obojętne) 9
- Grupa (układu okresowego) 18

H

- Halogeny 8, 9
- Hydroksyd 52, 180

I

- Ilość substancji 99
- Indykator (wskaźnik) 66
- Izotopy 26

J

- Jon 68
- Wiązanie jonowe 73
 - budowa 74
 - właściwości 76

K

- Kation 68
- Kwas 130, 205
 - beztlenowy 130
 - klasyfikacja 131, 161
 - mocne 161
 - nazwy 41
 - otrzymywanie 133, 194
 - reszta kwasowa 131
 - zawierający tlen 130
 - skład 130
 - słaby 161

średniej mocy 161
właściwości chemiczne 161
właściwości fizyczne 160
Klasyfikacja 7
pierwiastków chemicznych 7,
12
substancji
nieorganicznych 203

L

Liczba Avogadry 100

Ł

Ługi 127, 153
otrzymywanie 190

M

Masa molowa 105
objętość molowa 110

Metale

alkaliczne 7, 206
ziemalkaliczne 78

Międzycząsteczkowe
oddziaływanie 87

Mol 100

N

Neutron 22

Niemetale 7, 206

Nuklid 27

Nukleon 22

liczba nukleonów 23

O

Okres 17

układ okresowy 16

wariant długi 16

wariant krótki 16

Orbital 32

P

Pierwiastek chemiczny 23
charakterystyka 49

Pierwiastek kwasotwórczy 131

Pierwiastki

alkaliczne 9

obojętne 9

ziemalkaliczne 9

Podgrupa

główna 18

poboczna 18

Poziom energetyczny 34

podpoziom 34

Prawo Avogadry 112

Prawo Gay-Lussaka 115

Prawo okresowości 14, 30

fizyczna treść 45

Prawo

elektryczności 74, 95

„oktaw” 10

Promień atomu 46

Proton 22

liczba protonowa 22

R

Reakcja

wymiany 143, 162

zobojętnienia (neutralizacji)

156

Rozpad promieniotwórczy 142

S

Sieci krystaliczne 75

Sole 136, 206

nazwy 137

otrzymywanie 197

właściwości chemiczne 175

właściwości fizyczne 174

Spin elektronu 33

Stała Avogadry 100

Stan atomu

podstawowy 161

wzbudzony 162

Stopień utlenienia 94

Szereg aktywności metali 75

Szereg naturalny

pierwiastków 14

T

Tabela rozpuszczalności 127

Tlenki 123, 124, 203

amfoteryczne 57

budowa 141

klasyfikacja 203

kwasowe 57, 130

nazwy 124

niesolotwórcze 204

otrzymywanie 186

solotwórcze 203

właściwości chemiczne 142

właściwości fizyczne 141

wyższe 57

wzory 124

zasadowe 57, 127

zastosowanie 144

występowanie 125

W

Wartościowość atomowa

Warunki normalne 111

Wiązanie

genetyczne 116, 208

jonowe 73

kowalencyjne 80

niespolaryzowane 84

podwójne 81

polarne 84

potrójne 81

proste 81

Wiązanie chemiczne 66

Względna gęstość gazu 116

Względna masa atomowa 39

Względna masa cząsteczkowa 29

Względna masa jednostki

wzoru 147

Wzór chemiczny

elektronowy graficzny 38

najprostszy 89

rzeczywisty 89

Z

Zasady 127, 204

nazwy 128

otrzymywanie 190

właściwości chemiczne 154

właściwości fizyczne 154

zastosowanie 158

wzory 127

Literatura dla uczniów

1. Аликберова Л. Ю. Занимательная химия: Книга для учащихся, учителей и родителей / Л. Ю. Аликберова. — М. : АСТ-ПРЕСС, 2002. — 560 с.
2. Большая детская энциклопедия: Химия / сост. К. Люцис. — М. : Русское энциклопедическое товарищество, 2001. — 640 с.
3. Василега М. Д. Цікава хімія / М. Д. Василега. — К. : Рад. шк., 1989. — 188 с.
4. Карцова А. А. Химия без формул / А. А. Карцова. — СПб. : Авалон ; Азбука-классика, 2005. — 112 с.
5. Крикля Л. С. Хімія: задачі та вправи. 8 клас. / Л. С. Крикля, П. П. Попель. — К. : ВЦ „Академія”, 2002. — 232 с.
6. Левицкий М. М. Увлекательная химия. Просто о сложном, забавно о серьезном / М. М. Левицкий. — М. : АСТ ; Астрель, 2008. — 448 с.
7. Леенсон И. А. 100 вопросов и ответов по химии : учеб. пособие / И. А. Леенсон. — М. : АСТ ; Астрель, 2002. — 347 с.
8. Леенсон И. А. Дивовижна хімія / І. А. Леенсон. — Х. : Ранок, 2011. — 176 с.
9. Мур Дж. Химия для „чайников” : пер. с англ. / Дж. Мур. — М. : И. Д. Вильямс, 2007. — 320 с.
10. Степин Б. Д. Занимательные задания и эффектные опыты по химии / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. — М. : Дрофа, 2002. — 432 с.
11. Степин Б. Д. Книга по химии для домашнего чтения / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. — М. : Химия, 1995. — 400 с.
12. Химия. (Иллюстрированная энциклопедия школьника). — М. : Мир энциклопедий, 2006. — 96 с.
13. Химия: Школьный иллюстрированный справочник : пер. с англ. — М. : РОСМЭН, 1998. — 128 с.
14. Химия: Энциклопедия химических элементов / под ред. А. М. Смолеговского. — М. : Дрофа, 2000. — 432 с.

15. Энциклопедический словарь юного химика / сост. В. А. Крицман, В. В. Станцо. — М. : Педагогика, 1990. — 319 с.
16. Энциклопедия для детей. Том 17. Химия / глав. ред. В. А. Володин. — М. : Аванта+, 2000. — 640 с.
17. Яковішин Л. О. Цікаві досліди з хімії: у школі та вдома / Л. О. Яковішин. — Севастополь : Біблекс, 2006. — 176 с.

Strony internetowe, na których są zamieszczone ciekawe materiały z chemii

1. <http://www.alhimik.ru>
2. <http://chemistry-chemists.com>
3. <http://chemworld.narod.ru>
4. <http://www.hemi.nsu.ru>
5. <http://www.hij.ru>
6. <http://www.xumuk.ru>
7. <http://www.school-collection.edu.ru>

Spis treści

Drodzy Uczniowie 8 klasy!.....3

Rozdział 1

Prawo okresowości i układ okresowy pierwiastków chemicznych. Budowa atomu

§ 1. Pierwsze próby klasyfikacji pierwiastków chemicznych	5
§ 2. Prawo okresowości D. Mendelejewa	11
§ 3. Układ okresowy pierwiastków chemicznych	16
§ 4. Budowa atomu	21
§ 5. Izotopy. Współczesne sformułowanie prawa okresowości	25
§ 6. Współczesny model atomu	32
§ 7. Budowa elektronowa atomów	38
§ 8. Prawo okresowości i budowa elektronowa atomów	44
§ 9. Charakterystyka pierwiastka chemicznego	49
§ 10. Układ okresowy, charakter chemiczny pierwiastków i właściwości substancji prostych	52
§ 11. Układ okresowy i właściwości chemiczne związków	57
§ 12. Znaczenie prawa okresowości	62
<i>Dla zainteresowanych. Pierwszy wariant układu okresowego pierwiastków chemicznych.....</i>	<i>65</i>

Rozdział 2

Wiązania chemiczne i budowa substancji

§ 13. Trwałość powłok elektronowych. Jony	66
§ 14. Wiązanie jonowe. Związki jonowe	73
§ 15. Wiązanie kowalencyjne	78
§ 16. Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane i spolaryzowane. Elektrojemność pierwiastków	83
§ 17. Substancje o budowie cząsteczkowej i atomowej	87
<i>Doświadczenie domowe.</i> Badanie właściwości fizycznych substancji o różnej budowie: wody, soli kuchennej, piasku	92
§ 18. Stopień utlenienia	93

Rozdział 3

Ilość substancji.

Obliczenia według wzorów chemicznych

§ 19. Ilość substancji	98
§ 20. Masa molowa	105
§ 21. Objętość molowa. Prawo Avogadra	109
<i>Dla zainteresowanych.</i> Stosunek objętości gazów w reakcjach chemicznych.....	115
§ 22. Względna gęstość gazów	116
<i>Dla zainteresowanych.</i> O średniej względnej masie cząsteczkowej powietrza.....	120

Rozdział 4

Podstawowe klasy związków nieorganicznych

§ 23. Tlenki	123
§ 24. Zasady.....	126
<i>Dla zainteresowanych.</i> Niezwykła zasada	129
§ 25. Kwasy.	130
§ 26. Sole	136
§ 27. Budowa, właściwości oraz zastosowanie tlenków	140

§ 28. Obliczenia na podstawie równań chemicznych	147
§ 29. Właściwości zasad oraz ich zastosowanie	153
§ 30. Właściwości kwasów i ich zastosowanie	159
<i>Wykonujemy doświadczenia w domu. Działanie na sok buraczany kwasu cytrynowego, roztworu sody spożywczej i roztworu mydła</i>	<i>168</i>
§ 31. Tlenki i wodorotlenki amfoteryczne	169
§ 32. Właściwości oraz zastosowanie soli	174
<i>Dla zainteresowanych. Sole kwaśne.....</i>	<i>181</i>
<i>P r a c a p r a k t y c z n a № 1 .</i>	
Badanie właściwości grup związków nieorganicznych	182
<i>Wariant I. Badanie właściwości chemicznych kwasu solnego.....</i>	<i>182</i>
<i>Wariant II. Badanie właściwości siarczanu niklu(II).....</i>	<i>184</i>
§ 33. Sposoby otrzymania tlenków	185
§ 34. Sposoby otrzymywania zasad i wodorotlenków amfoterycznych	190
§ 35. Sposoby otrzymywania kwasów	193
§ 36. Sposoby otrzymywania soli	197
§ 37. Uogólnienie wiadomości o podstawowych grupach związków nieorganicznych	202
§ 38. Więzy genetyczne między substancjami nieorganicznymi	208
<i>P r a c a p r a k t y c z n a № 2 .</i>	
Rozwiązywanie zadań eksperymentalnych	212
<i>Wariant I. Wykonanie reakcji zgodnie ze schematem przemian chemicznych.....</i>	<i>213</i>
<i>Wariant II. Układanie schematu przemian chemicznych i wykonanie reakcji.....</i>	<i>213</i>
§ 39. Związki nieorganiczne, środowisko naturalne i człowiek	215
<i>P o s ł o w i e</i>	<i>222</i>
<i>O d p o w i e d z i d o z a d a ń i ć w i c z e ń</i>	<i>224</i>
<i>S ł o w n i c z e k</i>	<i>228</i>
<i>S k o r o w i d z</i>	<i>232</i>
<i>L i t e r a t u r a d l a u c z n i ó w</i>	<i>235</i>

Навчальне видання

ПОПЕЛЬ Павло Петрович
КРИКЛЯ Людмила Сергіївна

ХІМІЯ

Підручник для 8 класу
загальноосвітніх навчальних закладів
з навчанням польською мовою

Рекомендовано Міністерством освіти і науки України

Переклад з української

Перекладачі *Н. Романів, Ч. Герон*

Польською мовою

Редактор *М. Хома*

Коректор *Т. Калуські*

Художнє оформлення *В. Штогриня*

Комп'ютерна верстка *С. Максимця*

Формат 60x90/16. Ум. друк. арк. 15,0. Обл.-вид. арк. 10,0.
Тираж 113 прим. Зам. 1133.

Видавець і виготовлювач видавничий дім „Букрек”,
вул. Радищева, 10, м. Чернівці, 58000.
www.bukrek.net

Свідоцтво про внесення до Державного реєстру
суб'єкта видавничої справи серія ЧЦ № 1 від 10.07.2000 р.