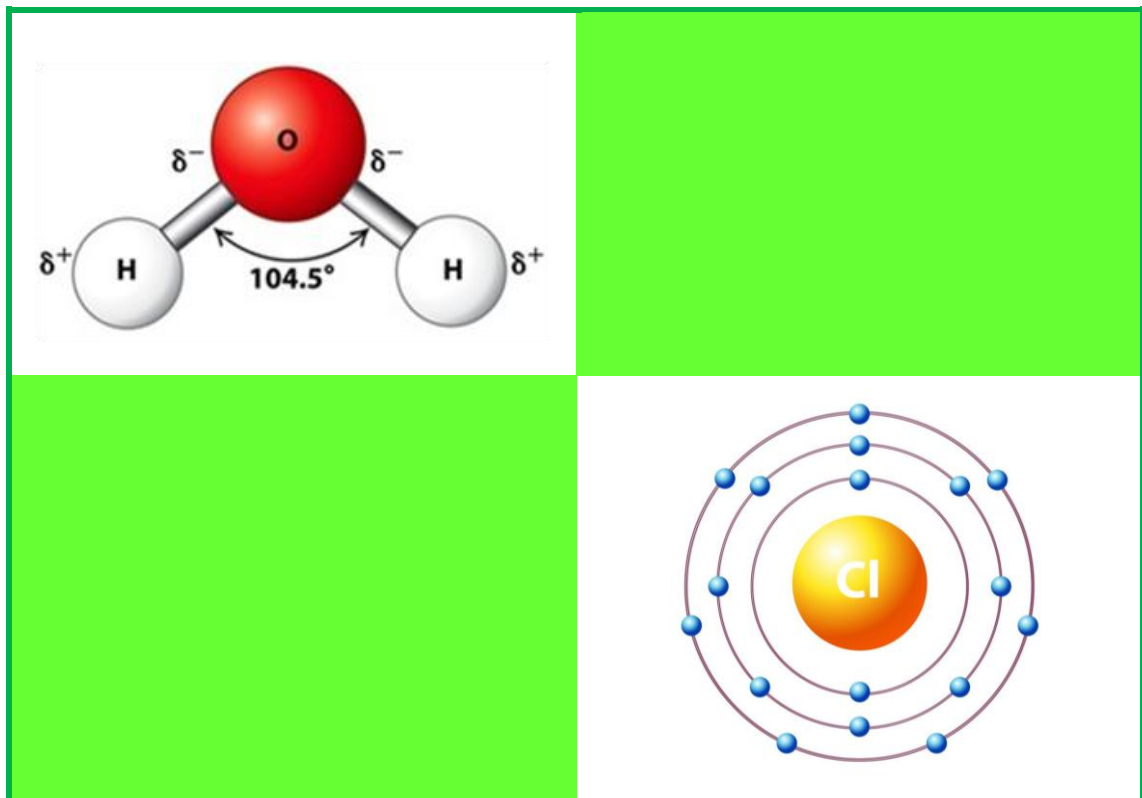




Міністерство освіти і науки України
ДЕРЖАВНИЙ БІОТЕХНОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
Факультет переробних і харчових виробництв
Кафедра хімії, біохімії, мікробіології та гігієни харчування

ЕЛЕМЕНТАРНА ХІМІЯ

Навчально-методичний посібник



Харків
2024

Міністерство освіти і науки України
ДЕРЖАВНИЙ БІОТЕХНОЛОГІЧНИЙ УНІВЕРСИТЕТ
Факультет переробних і харчових виробництв
Кафедра хімії, біохімії, мікробіології та гігієни харчування

ЕЛЕМЕНТАРНА ХІМІЯ

Навчально-методичний посібник

для іноземних студентів

Затверджено:
рішенням Науково-методичної
ради факультету переробних і
харчових виробництв
Протокол № 6 від 16.05.2024 р.

Харків
2024

УДК 54(075.8)
Н 73

Схвалено
на засіданні кафедри хімії, біохімії, мікробіології та гігієни харчування
Протокол № 11 від 05.04.2024 р.

Рецензенти:

В.В. Костіна, професор кафедри соціальної роботи і соціальної педагогіки Харківського національного педагогічного університету ім. Г.С. Сковороди, д-р пед. наук, професор;

О.А. Кравченко, доцент кафедри прикладної хімії Харківського національного університету ім. В.Н. Каразіна, канд. хім. наук, доцент.

Н 73 Елементарна хімія: навчально-методичний посібник для іноземних студентів / Держ. біотехн. ун-т ; Уклад. В.Є. Новікова, І.С. Пілюгіна – Харків: Державний біотехнологічний університет, 2024. –135 с.

Навчально-методичний посібник для іноземних студентів розроблений у відповідності з програмою дисципліни «Хімія». Розглянуто основні поняття і закони хімії, атомно-молекулярне вчення, періодичний закон і періодичну систему елементів Д.І. Менделєєва, будову атома, хімічний зв'язок, основні класи неорганічних сполук, поняття про хімічні реакції, закономірності їх протікання і хімію окремих елементів та їх сполук.

Видання призначене для іноземних студентів підготовчих факультетів і відділень ВНЗ III–IV рівнів акредитації, а також всіх студентів, які мають інтерес до проблем хімії.

УДК 54(075.8)

Відповідальний за випуск: Євлаш В.В., завідувач кафедри хімії, біохімії, мікробіології та гігієни харчування, д-р техн. наук, професор

© В.Є. Новікова, І.С. Пілюгіна, 2024

© ДБТУ, 2024

Зміст

Передмова	5
1 Стан матерії	6
1.1 Зміна стану речовин.....	7
1.2 Молекулярні рухи і температура.....	10
1.3 Чисті речовини та суміші.....	11
2 Атомна структура	13
2.1 Атом Резерфорда.....	14
2.2 Радіоактивність.....	17
2.2.1 Ядерній поділ.....	18
3 Розташування електронів	19
3.1 Ковалентний зв'язок.....	22
4 Хімічний зв'язок, структура матерії, геометрія твердих речовин	27
4.1 Геометрія кристалів.....	29
5 Газові закони	31
5.1 Закон Бойля.....	31
5.2 Закон Шарля.....	33
5.3 Об'єм газу після зміни тиску і температури.....	35
5.4 Густина газу.....	35
5.5 Закон Дальтона.....	36
5.6 Дифузія газів. Закон дифузії газів Грема.....	36
5.7 Гази і молекулярно-кінетична теорія.....	38
6 Символи, формули, валентність	42
7 Хімічні рівняння	46
<i>Тест №1</i>	47
8 Оксиген. Кисень	49
8.1 Сполуки Оксигену.....	52
8.1.1 Оксиди та ангідриди.....	52
8.1.2 Окиснення.....	52
9 Гідроген. Водень	54
10 Масова частка, прості молекулярні формули, розрахунки із рівнянь	60
10.1 Розрахунки за хімічними формулами.....	64
10.2 Найпростіші (емпіричні) формули.....	65
10.2.1 Розрахунок найпростіших формул зі складу за масою.....	66
10.3 Розрахунок маси продукту реакції за відомою масою однієї з вихідних речовин.....	68
10.4 Розрахунок об'єму продукту реакції за відомою масою однієї з вихідних речовин.....	69
10.5 Розрахунок маси вихідної речовини за відомою масою одного з продуктів реакції.....	70
10.6 Розрахунок об'єму продукту реакції за відомим об'ємом однієї з вихідних речовин.....	70

11 Вода, гідратаційна вода, розчини, концентрація розчинів.....	74
11.1 Вода.....	74
11.2 Гідратаційна вода.....	75
11.3 Розчини.....	77
11.4 Концентрація розчинів.....	80
11.4.1 Масова частка.....	80
11.4.2 Молярна концентрація.....	82
11.4.3 Розчинність.....	86
12 Електроліти, кислоти, основи, солі.....	87
12.1 Електроліти і неелектроліти.....	87
12.2 Кислоти, основи, солі.....	89
13 Вода і рН.....	93
13.1 Електроліз.....	94
<i>Тест №2</i>	98
14 Іони в розчині.....	100
15 Метали II групи (кальцій і магній).....	103
15.1 Кальцій.....	103
15.2 Магній.....	105
15.2.1 Жорстка вода.....	106
16 Галогени.....	108
16.1 Хлор.....	108
16.2 Бром.....	111
16.3 Йод.....	111
17 Карбон та його сполуки.....	113
17.1 Карбон.....	113
17.2 Карбон(IV) оксид.....	114
17.3 Карбон(II) оксид.....	115
18 Органічні сполуки.....	117
18.1 Вуглеводні.....	117
18.1.1 Алкани.....	117
18.1.2 Алкени.....	119
18.1.3 Алкіни.....	121
18.2 Спирти.....	122
18.3 Етери та естери.....	124
18.4 Карбонові кислоти.....	124
18.5 Вуглеводи.....	125
19 Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва.....	127
<i>Тест №3</i>	130
Додатки.....	132
Додаток 1. Періодична таблиця Д.І. Менделєєва.....	132
Додаток 2. Деякі найважливіші фізичні сталі.....	133
Додаток 3. Електрохімічний ряд напруг металів.....	133
Додаток 4. Таблиця розчинності.....	134
Література.....	135

Передмова

Даний навчально-методичний посібник призначений для іноземних студентів підготовчих факультетів і відділень, які вивчають дисципліну «Хімія». Він складений на основі програм із хімії та української мови для іноземних студентів, які навчаються на підготовчих факультетах і відділеннях.

Основна мета вивчення дисципліни «Хімія» полягає в систематизації знань, отриманих на батьківщині, заповнення прогалин шкільної освіти, обумовлених розбіжностями в національних і українських загальноосвітніх програмах із хімії.

Навчально-методичний посібник містить 19 тем. Кожна тема містить теоретичний матеріал, питання і завдання, які використовуються для закріплення знань з хімії, вивчення хімічної термінології українською мовою, освоєння лексичного матеріалу і конструкцій притаманних науковому стилю мовлення, оволодіння умінням розв'язання експериментальних завдань.

Для організації самостійної роботи іноземних студентів у навчально-методичний посібник включено задачі та тести, які також можуть бути використані на етапі поточного контролю знань. Використання тестів під час навчання і контролю знань дозволить скоротити у іноземних студентів час формування необхідних навичок і вмінь, дасть можливість викладачеві швидко відстежувати і аналізувати результати засвоєння навчального матеріалу за різноманітними критеріями – для груп, окремих студентів тощо.

У розділі «Додатки» міститься довідковий матеріал, який є необхідним для відповідей на питання та розв'язання задач.

1 Стан матерії

Матерія

Термін «матерія» використовується для будь-якого з матеріалів, які оточують нас у світі. Приклади: камінь, дерево, нафта, вода, повітря та ін. Існують три фізичні стани матерії: твердий, рідкий, газоподібний. Вода – рідина, також існує у твердому стані у вигляді льоду, а у вигляді водяної пари – у газоподібному стані.

Фактично фізичний стан речовини залежить від температури і тиску. Приклади: віск свічки є твердим за кімнатної температури, але плавиться і перетворюється в рідину при зануренні в киплячу воду. Хлор – газ за кімнатної температури, але перетворюється на рідину під час охолодження і стискування.

Тверді речовини

Тверда речовина є твердою через сили притягання між частинками. Кожна частка коливається в межах свого власного місця розташування у твердій речовині, і частки не можуть вільно рухатися в ньому. З цього випливає, що у частинки завжди є одні й ті самі найближчі сусідні частинки навколо неї. Тверда речовина займає певну частину простору і має чіткі межі. Частинки розташовані близько одна від однієї, так що існує баланс електричних сил тяжіння і відштовхування. З цієї причини тверді речовини чинять великий опір силам, які намагаються розташувати частки ближче одна до одної або подалі одну від одної.

Рідини

Рідини є текучими і можуть литися. Рідина приймає форму посудини, в якій вона знаходиться і має певну верхню граничну поверхню. Кожна частка не завжди має одні й ті самі найближчі сусідні частини, тому що поряд з коливаннями частки можуть ковзатися і плавно рухатися відносно одна одної. Сили зчеплення досить сильні, щоб утримувати частки від руху в сторони одна від однієї, і як у твердих тілах частинки розташовані близько одна від однієї і чинять опір силам стиснення. Рідини відчувають тиск із-за своєї ваги, і цей тиск збільшується з глибиною.

Гази

Сили зчеплення в газах – дуже слабкі і набувають опору тільки тоді, коли молекули сильно стискаються. Як і рідини, гази – текучі. Поряд з коливаннями частки обертаються і рухаються по прямих лініях. Вони відчувають тиск, б'ючись об будь-яку поверхню. У середньому частинки розташовуються дуже далеко одна від одної в порівнянні з розміром окремих молекул, і з цієї причини гази можна сильно стискати.

Кристали

Вони іноді називаються справжніми твердими речовинами. Приклади: натрій хлорид (звичайна сіль), нафталін (засіб від молі) і цукор. У кристалі частинки розташовані в постійно повторюваному порядку, тому відстань між частинками – постійна. При вирощуванні кристалів з розчину, ми помічаємо типові зовнішні особливості: плоскі границі поверхні, певну форму і постійні кути між прямими гранями.

Деякі тверді речовини класифікуються як некристалічні або аморфні. Приклади: скло, каніфоль, поліетилен. У них типове неправильне розташування частинок, як у рідин, але вони – тверді, як кристали. Розбиваючи шматок аморфної твердої речовини можна виявити, що поверхні і межі згинаються.

1.1 Зміна стану речовин

Зміна стану відбувається шляхом нагрівання чи охолодження речовини, підвищенням або пониженням тиску.

Будь-яка чиста кристалічна тверда речовина, яка не розкладається на складові частини при нагріванні, буде плавитися при її власній характерній температурі плавлення. Приклади: лід перетворюється в воду за температури 0°C , а твердий нафталін стає рідиною за температури 80°C .

Плавлення, плавка, зрідження – це слова, які використовуються для зміни стану з твердого в рідкий.

Через те, що тиск впливає на точку плавлення, вона визначається як температура, при якій тверда речовина стає рідиною, якщо тиск є стандартним. Стандартний тиск підтримує стовпчик ртуті довжиною 760 мм у простому ртутному барометрі.

Заморожування або затвердіння – терміни для зміни стану з рідкого у твердий. Чиста рідина має певну точку замерзання, при якій перетворюється на тверде тіло, коли тиск є стандартним.

Точка замерзання рідини – це те ж саме, що і точка плавлення її твердої форми. Приклад: вода замерзає за температури 0°C , а лід плавиться за температури 0°C .

Більшість рідин, коли їх залишають відкритими, поступово зникають. Це називається випаровуванням. Окремі молекули відриваються від поверхневого шару і потрапляють у повітря.

При температурі кипіння багато молекул з великою енергією всередині рідини штовхаються, щоб утворити бульбашки пари, які піднімаються і зникають. Точка кипіння – це температура, за якої бульбашки пари вільно зникають з рідини при стандартному тиску. При точці кипіння пара повинна відчувати достатній тиск, щоб подолати тиск повітря, спрямованого вниз. Отже, точку кипіння можна визначити як температуру, за якої тиск пари рідини дорівнює стандартному атмосферному тиску.

Різновиди парового тиску з температурою розглядаються на с. 36. Коли пара охолоджується або стискується, вона конденсується в рідину.

Сублімація

Тверді речовини, такі як нафталін або бензойна кислота поступово зникають, якщо вони знаходяться на повітрі. Молекули зникають з поверхні кристала і переходять прямо в стан пари. Термін сублімація також використовується для зворотного перетворення, коли молекули пари з'єднуються, утворюючи тверду речовину, не перетворюючись на рідину. Приклади: кристали йоду перетворюються у фіолетовий пар при незначному нагріванні. При температурі нижче 0 °С водяна пара утворює твердий іній шляхом сублімації.

Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Що таке матерія?
2. Які фізичні стани матерії існують?
3. Як розташовані частинки у твердій речовині?
4. Як інакше називають кристали?
5. Що таке випаровування?

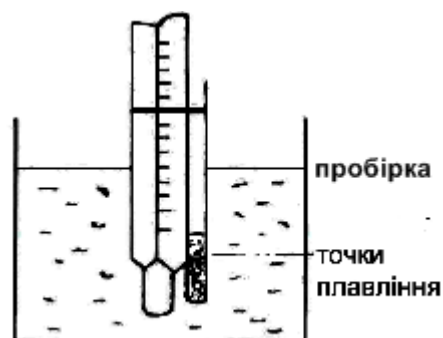
Завдання 2. Закінчить фразу:

- а) плавління – термін для ...
- б) заморожування або затвердіння – терміни для ...
- в) точка кипіння – це ...

Дослід 1. Вимірювання точки плавлення

Довжина пробірок для вимірювання точки плавлення – 7 см, а товщина – як у олівцевого грифеля. Вони виготовляються шляхом витягування злегка нагрітого натрієвого скла. Один кінець пробірки герметично закритий, всередину поміщають декілька дрібно подрібнених кристалів нафталіну. Якщо обережно пошкребти напильником, то порошок рухається вниз.

Рис. 1.1 – Установка для вимірювання точки плавлення



Пробірки прикріплюють до термометру, як показано на рисунку 1.1, і повільно нагрівають в лабораторній склянці з водою при постійному помішуванні. У точці плавлення білі кристали різко перетворюються на безбарвну рідину.

Тверде тіло без домішок різко плавиться в певному діапазоні температур. Тверді тіла з домішками, такі як віск свічки, плавляться в більшому діапазоні

температур. Так як точка плавлення є певною фізичною властивістю твердої речовини, її можна використовувати для визначення речовини. Наприклад, дві тверді речовини можуть виглядати однаково і плавитися за однакової температури. Якщо зразки змішати і визначити точку плавлення суміші, то у випадку, якщо точка плавлення суміші стає нижче, у нас – 2 різні речовини, якщо ж вона не змінюється, то це однакові речовини.

Дослід 2. Вимірювання точки замерзання

Термометр занурюють в пробірку, яку потім наполовину заповнюють нафталіном, фенолом або свічковим воском. Тверда речовина плавиться шляхом нагрівання пробірки в склянці киплячої води. Потім пробірку швидко кріплять до підставки і накривають великою лабораторною склянкою для захисту від повітряної тяги. Не чіпаючи термометр, зазначають температуру охолоджуючої рідини щохвилини до тих пір, поки вона не перестане змінюватися. Графік температури відносно часу може бути таким як показано на рисунку 1.2.

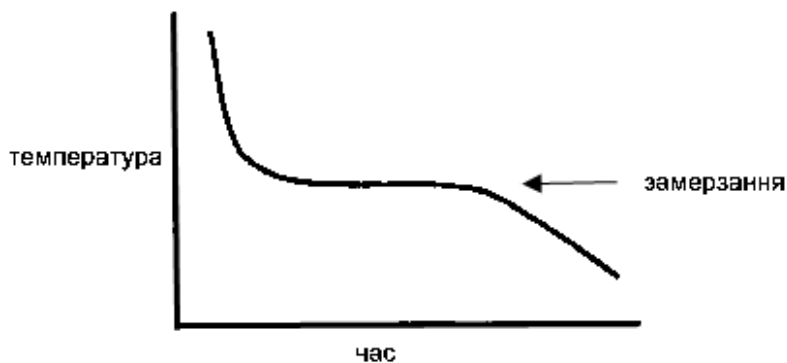


Рис. 1.2 – Залежність температури рідини від часу охолодження

Точка замерзання відповідає горизонтальній частині кривої замерзання. У випадку з твердою речовиною з домішкою, такою як віск свічки, що є сумішшю декількох вуглеводнів воску, не існує однієї певної температури замерзання. Іноді рідина переохолоджується нижче своєї звичайної точки замерзання, особливо якщо її не турбувати. Після додавання одного маленького «зерна» кристала твердої речовини або руху термометра в рідині починається затвердіння.

Дослід 3. Вимірювання точки кипіння

Прилад схожий на прилад, який використовують при вимірюванні точки плавлення з тією лише різницею, що маленька пробірка (7 см) прикріплюється до термометру гумовою стрічкою. Пробірку наполовину заповнюють рідиною, такою як чотирихлористий вуглець або метанол, а відкриту частину капілярної трубки занурюють у воду. Термометр і пробірку поступово нагрівають в лабораторній склянці з водою, яка поміщується. Постійний потік пухирців пари піднімається із кінців капілярної трубки при точці кипіння. Слід дотримуватися

обережності, щоб не вдихнути пари чотирьоххлористого вуглецю, а при роботі з метанолом, який є легкозаймистим, не розташовуватися поблизу вогню.

Дослід 4. Демонстрація дистиляції

Дистиляцію можна використовувати для отримання чистої рідини з рідини з розчиненими домішками, що знаходилися в ній. Приклад: наливають в колбу розчин мідного купоросу (пентагідрат купрум(II) сульфату) і додають бруду (рис. 1.3). Коли колба нагрівається, рідина закипає за температури 100°C , водяна пара проходить до конденсатора. Охолоджуюча рідина, яка циркулює у водяній сорочці, змушує водяну пару конденсуватися в чисту воду у внутрішній трубці.

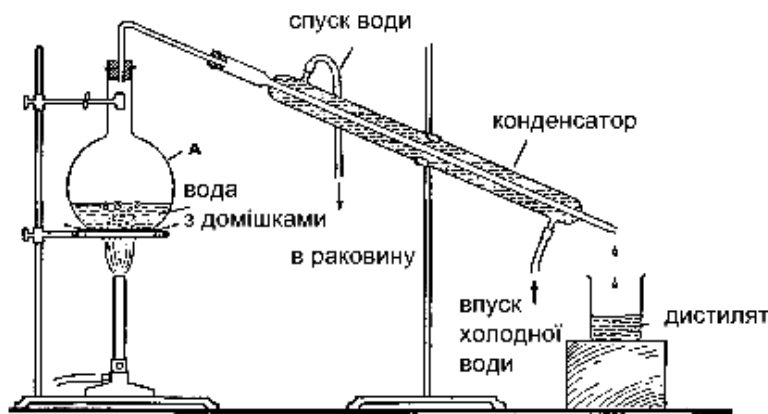


Рис. 1.3 – Установка для проведення дистиляції

Дослід 5. Демонстрація сублімації

Встановлюють лабораторну склянку з шматочками нафталіну або кристалами бензойної кислоти на маленький вогонь. Поміщають вирізане картонне кільце на обідок склянки і фільтрувальний папір. Підтримують перевернутий стакан на кільці. Температура повинна бути досить низькою, щоб не дати плавитися кристалам. Через годину або довше спостерігають, як кристали, утворені шляхом сублімації, ростуть із фільтрувального паперу і у верхній частині склянки.

1.2 Молекулярні рухи і температура

За будь-якої температури частки у твердій речовині, рідині і газі рухаються. Різні типи можливого руху це вібрація або коливання, обертання молекул і рух по прямих лініях через простір (поступальний рух).

Абсолютний нуль. Існує мінімально можлива температура, яка називається абсолютним нулем або 0°K . Це -273°C , і за цієї температури частинки речовини мають найбільш низьку енергію, але не перебувають у стані спокою.

За будь-якої температури вище абсолютного нуля частки збільшують свою енергію вібрації, обертання або поступального руху. Якщо тверда

речовина досить підігріта, сили вібрації починають рівнятися силам зчеплення, правильна кристалічна структура порушується і тверда речовина плавиться. На цій стадії підвищення температури не відбувається. Додаткова теплова енергія йде на розрив кристалічного зв'язку.

У тому випадку, коли тверда речовина вже розплавилася, додаткова енергія змушує підвищувати температуру рідини. Приклад: 80 калорій теплової енергії потрібно для того, щоб перетворити 1 г льоду за температури 0°C в 1 г води за температури 0°C . Це називається теплотою плавлення льоду. Інші тверді речовини мають свою власну теплоту плавлення, що визначається міцністю сил, що утримують частинки разом в правильній структурі твердої речовини.

У рідині частинки рухаються з більшою енергією, ніж у відповідній твердій речовині. Як і в твердих речовинах, різні частки відрізняються енергією, але є середня енергія і більшість частинок має енергію близьку до середньої. Температура це міра середньої енергії часток у зразку матерії.

У верхньому шарі рідини деякі молекули з енергією вище середньої долають зв'язуючі сили і зникають у вигляді пари. Це пояснює, чому швидко випаровування рідини, такої як ефір, виробляє швидкий охолоджувальний ефект. Втрата багатьох молекул з енергією вище середньої знижує середню енергію або температуру залишившихся молекул. Це також пояснює, чому випаровування відбувається швидше за більш високих температур, коли більше молекул мають достатньо енергії, щоб зникнути.

При точці кипіння, коли бульбашки пара залишають рідину, додаткова теплова енергія не підвищує температуру, а прискорює інтенсивність кипіння. Коли вся рідина випаровується, подальше додаткове тепло змушує молекули пари прискорюватися. За температури 100°C для 1 г води потрібно близько 540 калорій теплової енергії, щоб перетворитися в 1 г пари.

У газі додаткова теплова енергія змушує молекули рухатися швидше (підвищує енергію поступального руху). Інтенсивність вібрації і обертання також збільшується.

1.3 Чисті речовини та суміші

Матерія з точки зору хімії ділиться на чисті речовини та суміші. Всі чисті речовини мають певний склад. Суміші – це будь-які розчини.

Елементи. Існує більше 100 елементів, таких як Гідроген, Оксиген, Хром, Цинк тощо.

Кожен елемент має свої характерні властивості, тому що його атоми мають однакову кількість електронів.

Сполуки. Вони складаються з двох або більше елементів, хімічно об'єднаних у певне співвідношення атомів. Вода і звичайна сіль є прикладами сполук. Вода складається з молекул, кожна з яких має два атоми Гідрогену на кожен атом Оксигену. У звичайній солі – 1 атом Натрію і 1 атом Хлору.

Розчини. Розчин це однорідна суміш. Здається, що це одна речовина, але вона має різний склад, в той час як сполуки теж є однорідними, але мають певний склад.

Механічні суміші. Деякі суміші складаються з 2 або більше різних видів часток. Наприклад, в піску, який розглядається через ручну лінзу, видно крупинки різних мінералів. Так само, якщо залізну тирсу змішати з сірчанним порошком, поруч є сусідами сірі залізні тирсинки і жовті крупинки сірчаного порошку. Механічні суміші схожі на розчини тим, що вони мають різноманітний склад, але про них говорять, що вони неоднорідні, тому що помітні 2 або більше фази.

Фази. Вважається, що будь-який явно однорідний зразок матерії має одну фазу. Приклади: пентагідрат купрум(II) сульфату – однорідно блакитний і складається з однієї рідкої фази. Лід в содовій воді має 1 тверду фазу (лід), 1 рідку фазу (содова вода) і 1 газоподібну фазу (бульбашки карбон(IV) оксиду).

Однорідні приклади матерії – елементи, сполуки або розчини, вони мають 1 фазу.

Фізична зміна та хімічна зміна. Чиста речовина має певні фізичні властивості. Приклад: вода кипить за температури 100°C, замерзає за температури 0°C, рідина без кольору і запаху з густиною 1 г/мл – за температури 4°C. Фізичні властивості використовуються для визначення речовини. При фізичній зміні речовина не змінює свій атомний склад, а просто змінюється за складом, розміром частинок або температурою. Приклади: лід, що перетворюється у воду; пар, конденсується у воду; нитка вольфраму, розжарюється дочиста в лампочці.

Приклади хімічних змін: розкладання води на водень і кисень, горіння магнію в повітрі для отримання магній оксиду.

Постійний склад

Елементи. Елемент не може розкладатися на інші форми матерії за допомогою будь-якого хімічного процесу і має певний склад одного виду атомів.

Сполуки. Сполука має певний склад і містить атоми різних елементів у фіксованому співвідношенні і, отже, має певний склад за вагою.

Аналіз. Сполука розкладається на свої елементи і визначається ваговий стан.

Синтез. Ваговий стан сполуки визначається за допомогою хімічного з'єднання елементів.

Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Скільки існує елементів?
2. Скільки видів часток містять механічні суміші?
3. Скільки фаз має однорідний зразок матерії?

4. Чи змінюється атомний склад речовини під час фізичної зміни?

Завдання 2. Наведіть приклади фізичних змін речовини.

Завдання 3. Наведіть приклади хімічних змін речовини.

Дослід 1. Визначення вагового складу сполук

А) Зважують порожню випарну чашку, потім зважують її з дрібно подрібненим мідним купоросом (пентагідрат купрум(II) сульфату). Порошок обережно нагрівають, постійно помішуючи до тих пір, поки він не побіліє. В осаді залишається купрум(II) сульфат, а вода з купоросу зникає. Після охолодження зважують чашку і вміст. Розрахунки повинні показати втрату 36 г води з 100 г мідного купоросу.

Можна використовувати інші сполуки, наприклад, калій хлорат. Зважують пробірку, одну чверть заповнюють калій хлоратом і знову зважують. Порошок сильно нагрівають, і він втрачає кисень. Залишається тверда речовина – калій хлорид. Його зважують, щоб обчислити кількість кисню в 100 г калій хлората.

Б) Зважений зразок дрібно подрібненої міді змішують з порошком сірки, у кілька разів перевищуючи кількість міді.

При сильному нагріванні речовини реагують, утворюючи чорну тверду речовину – купрум(II) сульфід. Надлишок сірки згорає як газ сульфур(IV) оксид. Твердий залишок зважують, щоб визначити мідь і сірку в ній.

Кожна сполука має показувати певний ваговий стан елементів. Закон певних пропорцій (постійне співвідношення): чиста сполука завжди містить одні й ті ж елементи у фіксованій пропорції за вагою.

2 Атомна структура

Елементарні частинки

Вся матерія складається з атомів, які містять 3 види елементарних частинок: електрони, протони і нейтрони. У кожному атомі є ядро, що містить протони і нейтрони, що тісно розташовані один біля одного і стримуються ядерними зв'язуючими силами. Ядро складає близько 1/10000 розміру всього атома і більше 99% маси атома. Електрони займають простір поза ядром.

Маса. Кожна з цих елементарних частинок має масу, яку можна виразити в грамах:

$$\text{маса електрона} = 9,109 \times 10^{-28} \text{ г}$$

$$\text{маса протона} = 1,673 \times 10^{-24} \text{ г}$$

$$\text{маса нейтрона} = 1,675 \times 10^{-24} \text{ г}$$

У хімії зручніше користуватися відносними масами цих частинок, заснованих на шкалі атомної одиниці маси (а.о.м.). Одна атомна одиниця маси становить 1/12 маси атома C^{12} , прийнятого за 12,0000 а.о.м.

$$A.o.m. = 1,66 \times 10^{-24} \text{ г.}$$

За цією шкалою маса протона – 1, така ж маса нейтрона. Маса електрона складає 1/1836 маси протона і його можна не брати до уваги в хімічних розрахунках, просто кажучи, що в нього нульова маса.

Заряд. Жоден експеримент не виявив заряд менше, ніж негативний заряд електрона. Отже, кажуть, що електрон несе одиничний елементарний заряд. Протон несе одиничний позитивний заряд, а нейтрон – нейтральний і не має заряду.

Кількість електричного заряду вимірюється в кулонах і за цією шкалою

$$1 \text{ електрон (елементарний заряд)} = -1,6 \times 10^{-19},$$

$$1 \text{ протон (елементарний заряд)} = +1,6 \times 10^{-19},$$

$$1 \text{ кулон} = 6,242 \times 10^{18} \text{ ел. заряд}$$

Атоми електрично нейтральні, тому що кількість зарядів протонів в ядрі врівноважується кількістю зарядів електронів навколо ядра. Приклади: кожен атом Гідрогену має 8 протонів і 8 електронів навколо ядра. Атоми Урану містять 92 протони і 92 електрони.

2.1 Атом Резерфорда

Багато експериментів проводиться для того, щоб досліджувати структуру атома. Швидко рухаючись альфа-частинки (ядра Гелію) запускаються в тонкі листи металу, такі як золота фольга, і аналізується картина розкиданих альфа-частинок. За допомогою таких експериментів Резерфорд встановив ядерну або планетарну модель атома:

- 1) атом це, головним чином, порожній простір з ядром, що знаходиться в центрі;
- 2) ядро – позитивно заряджене і містить велику частину маси атома;
- 3) електрони з негативними зарядами, які врівноважують ядерний заряд, обертаються навколо ядра як планети навколо сонця.

Ця модель допомагає пояснити поведінку атомів, але не завжди є найкращою моделлю. Наприклад, іноді корисно розглядати атом як маленьку частинку, а іноді як розміту хмару негативного заряду, а іноді як конденсований хвильовий пакет.

Атомне число. Це позитивний заряд на ядрі атома, і, отже, кількість протонів в ядрі. Він записується як підрядковий індекс символу елемента, як в ${}_8\text{O}$ або ${}_{17}\text{Cl}$. Атом Гідрогену має 8 протонів в кожному ядрі, всі атоми Хлору мають 17 протонів. Символ Z часто використовується для позначення атомного числа. З цього випливає, що, так як атоми – нейтральні, атомне число представляє число електронів в атомі.

Масове число. Це сума протонів (p) і нейтронів (n) в ядрі атома, вона записується у вигляді надстрокового символу Na^{23} , U^{238} . Масове число завжди є

цілим числом, тому що це сума декількох часток. Воно також вказує масу атома за шкалою атомної одиниці маси, так як і протон, і нейтрон мають масу 1 а.о.м.

Наприклад, Al^{27} має масу 27 а.о.м. Символ А часто використовується для позначення масового числа. Ці приклади показують, як легко підрахувати число нейтронів (N).

Приклад 1. Яка структура атома ${}_{92}U^{235}$?

Дано:	Розв'язання:
${}_{92}U^{235}$	1) Атомне число (Z) дорівнює 92. Отже атом містить 92 протони і 92 електрони.
Кількість протонів –?	2) Масове число (A) дорівнює 235. Отже ядро містить 235 протонів і нейтронів.
Кількість електронів – ?	3) Число нейтронів (N) розраховуємо за формулою:
N – ?	$N = A - Z,$ $N = 235 - 92 = 143.$

Відповідь: 92 протони, 92 електрони, 143 нейтрони.

Приклад 2. Яка структура атома ${}_{11}Na^{23}$?

Дано:	Розв'язання:
${}_{11}Na^{23}$	1) Атомне число (Z) дорівнює 11. Отже атом містить 11 протонів і 11 електронів.
Кількість протонів –?	2) Масове число (A) дорівнює 23. Отже ядро містить 23 протони і нейтрони.
Кількість електронів – ?	3) Число нейтронів (N) розраховуємо за формулою:
N – ?	$N = A - Z,$ $N = 23 - 11 = 12.$

Відповідь: 11 протонів, 11 електронів, 12 нейтронів.

У деяких з більш легких атомів кількість нейтронів дорівнює кількості протонів, але в більш важких атомах, таких як Уран, співвідношення протонів і нейтронів – близько 1:1,5.

Нуклони. Цей термін використовується як для протонів, так і для нейтронів ядра, тому що вони більше схожі за властивостями, ніж по заряду.

Ізотопи. Всі атоми одного і того ж елемента містять однаковий ядерний заряд і однакове число електронів, і саме число і розташування електронів визначають хімічні властивості елемента. Атоми з однаковим атомним числом можуть відрізнятися кількістю нейтронів. Ізотопи це атоми одного і того ж елемента, що відрізняються масою з-за різної кількості нейтронів. Наприклад, ${}_{92}U^{235}$ і ${}_{92}U^{238}$ – ізотопи Урану.

U - 235 має 92 протони, 92 електрони і $235 - 92 = 143$ нейтрона.

U - 238 має 92 протони 92 електрони і $238 - 92 = 146$ нейтронів.

Атомна маса. Більшість елементів зустрічається в природі як суміш їх ізотопів. Ізотопи – це атоми одного елемента, які мають однаковий заряд ядра (одинакове число протонів в ядрі), але різні масові числа (різне число нейтронів

в ядрі). Приклади: природний уран містить атоми U-235 та U-238, і всі сполуки хлору містять ізотопи Cl-35 і Cl-37.

Атомна маса елемента – це середня маса ізотопів, що зустрічаються в природі з урахуванням їх відносної поширеності. Приклад: існує приблизно 3 атоми Cl-35 на кожен атом Cl-37 в будь-якому природному зразку хлору чи його сполук.

$$\text{атомна маса} = \frac{\text{загальна маса зразка}}{\text{кількість атомів у зразку}}.$$

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

Можна порахувати природне співвідношення ізотопів, якщо відома атомна маса. Приклад: атомна маса Бору – 10,8, це суміш ізотопів B¹⁰ та B¹¹. Якщо є n атомів B¹¹ на кожен 1 атом B¹⁰, тоді

$$10,8 = \frac{1 \cdot 10 + 11 \cdot n}{n + 1},$$

$$10,8 \cdot (n + 1) = 10 + 11n,$$

$$0,2n = 0,8,$$

$$n = 4.$$

Є 4 атоми B¹¹ на кожен 1 атом B¹⁰. Зверніть увагу на те, що атомна маса необов'язково ціле число, але вона близька до величини масового числа.

Шкала атомної одиниці маси. І атомна маса, і масове число ґрунтуються на шкалі, за якою маса атома С-12 приймається за 12,0000 а.о.м. Атомна маса докладніше розглядається в главі 6.

Контрольні питання та завдання

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

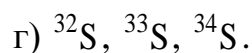
1. Що таке ізотопи?
2. Що таке атомна маса елемента?
3. Який символ використовують для позначення атомного числа?
4. Який символ використовують для позначення масового числа?

Завдання 2. Закінчить фразу:

- а) атомне число – це
- б) масове число – це ...
- в) нуклони – це ...
- г) ізотопи – це ...

Завдання 3. Скільки протонів і нейтронів містять ядра ізотопів:

- а) ³⁶Ar, ³⁸Ar, ⁴⁰Ar;
- в) ⁴³Ca, ⁴⁴Ca, ⁴⁶Ca;



2.2 Радіоактивність

Деякі з більш важких елементів, такі як Радій і Уран, розкладаються, щоб утворити менші атоми, випускаючи частки і радіацію зі своїх ядер. Це спонтанний процес, при якому відносно нестабільне співвідношення протонів і нейтронів в ядрі змінюється в більш прийнятне співвідношення.

Зазвичай випускається 3 види випромінювання: альфа-частинки, бета-частинки і гамма-частинки.

Альфа-частинки. Альфа-частинки це високошвидкісне ядро Гелію і, отже, воно складається з 2 протонів, приєднаних до 2 нейтронів. Альфа-частинки, таким чином, несуть заряд елементарних частинок +2 і проходять тільки невелику відстань в повітрі до того, як втрачають велику частину своєї енергії при зіткненні з молекулами газу. В цей час ядро Гелію легко підбирає 2 електрони, стаючи звичайним атомом Гелію. Літера грецького алфавіту альфа (α) часто використовується для позначення альфа-частинки, але іноді вона позначається He^{2+} або ${}^2\text{He}^4$.

Альфа-випромінювання.



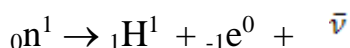
Новий утворений атом має масове число на 4 а.о.м. менше, ніж до цього, і атомне число на 2 одиниці менше. Отже, альфа-розпад пропускає елемент на 2 сходинки нижче в періодичній таблиці. Зверніть увагу на те, що маса і заряд збереглися:

$$238 = 234 + 4 \quad \text{і} \quad 92 = 90 + 2.$$

Число зовнішніх валентних електронів легко пристосовується до числа зовнішніх валентних електронів новоутвореного елемента. Якщо він нестабільний, відбувається ряд розпадів до тих пір, поки не утворюється стабільний нерадіоактивний атом, такий як Плюмбум.

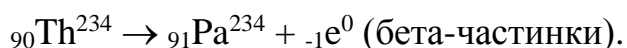
Бета-випромінювання. Бета-частинки це високошвидкісний електрон. Він може пересуватися зі швидкістю більш ніж 90% швидкості світла. Частина втрачається ядром, у якому нейтрон змінюється, щоб утворити протон, електрон і незвичайну частку, яку називають антинейтрино.

нейтрон \rightarrow протон + бета-частинки + антинейтрино



Протон залишається в ядрі, тим самим створюючи новий атом з ядерним зарядом на 1 більше, ніж попередній атом. Тому елемент який виник знаходиться на 1 відділення вище в періодичній таблиці елементів.

Знову ж таки легко числу зовнішніх електронів пристосуватися, щоб дати нейтральний атом



Літера грецького алфавіту бета (β) іноді використовується для позначення бета-частинки. Частка незабаром сповільнюється, стикаючись в повітрі, перетворюючись на блукаючий електрон.

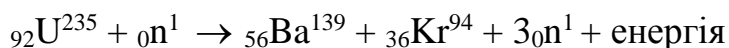
Знову зверніть увагу на те, що в бета-випромінюванні масове число і число заряду зберігаються:

$$234 = 234 + 0 \text{ і } 90 = 91 - 1.$$

Гамма - випромінювання. Це форма високоенергетичного електромагнітного випромінювання, такого як світло. Гамма промені нагадують рентгенівські промені, але володіють більшою енергією. Втрата гамма променів змушує ядро переходити на нижчий енергетичний рівень. Літера грецького алфавіту гамма (γ) часто використовується для позначення цього типу випромінювання.

2.2.1 Ядерний поділ

Ядро, таке як U-235 чи Pu-239, може поглинути нейтрон, втрачений іншим ядром, і розщепитися на 2 більш легких ядра, від 1 до 3 вільних нейтронів і енергію випромінювання:



Більш легкі атоми необов'язково будуть Барієм і Криптоном, вони можуть бути парою з однаковою масою. Цей поділ ядра на 2 ядра називається ядерним розподілом.

Ланцюгова реакція. Вільні електрони, які випромінюються в процесі ядерного поділу, можуть поглинатися іншими ядрами U-235 і, у свою чергу, виробляти більше вільних нейтронів. Це може відбуватися до неконтрольованої міри як ланцюгова реакція за мільйонну частку секунди. Велика кількість енергії вивільняється за законом збереження маси і енергії.

Рівняння маси і енергії Ейнштейна. У ядерній реакції деяка матерія перетворюється у вільну енергію і тут доречно рівняння, виведене Ейнштейном:

$$E = mc^2, \tag{2.1}$$

де E – звільнена енергія, Дж;

m – маса в кілограмах матерії, перетвореної на енергію;

c – швидкість світла 3×10^8 м/с.

Фактор c^2 визначає, що перетворення щодо малої маси вивільняє велику кількість енергії. Саме це робить ядерні реакції таким важливим джерелом енергії.

Критична маса. У шматку урану деякі нейтрони зникають через поверхню, у той час як інші стикаються з ядрами урану і викликають розподіл і вивільнення більшої кількості нейтронів. Неконтрольованої ланцюгової реакції не відбудеться, якщо зникаюча кількість відносно велика. Коли розмір шматка урану збільшується, відносно менше вільних нейтронів зникає і більше викликає поділ всередині металу. Критична маса це розмір шматка урану, в якому самопідтримуюча ланцюгова реакція швидко доходить до ядерного

вибуху. Отже, уранова бомба повинна, принаймні, мати критичну масу урану в одному шматку.

Злиття ядер. 2 ядра дейтерію (тяжкого водню) можуть злитися або з'єднатися для того, щоб утворити ядро Гелію, і в процесі цього матерія перетворюється на велику кількість енергії. Не існує мінімальної критичної маси дейтерію, яка викличе злиття, але температура повинна бути близько 10^{10}K . Ця умова досягається шляхом вибуху уранової атомної бомби біля дейтерію. Потім протягом короткого проміжку часу температура достатньо висока для початку злиття, яке швидко посилюється.

Період напіврозпаду. Період напіврозпаду радіоактивного ізотопу – це час, протягом якого половина атомів ізотопу розпадеться на будь-який інший ізотоп. Приклад: у радіоактивного Na^{24} період напіврозпаду – 14,8 годин. Якщо ми почнемо з 100 г матеріалу зараз, то через 14,8 годин його залишиться 50 г, і зразок буде містити стабільні атоми Na^{23} з тих, які розпалися. Після закінчення наступних 14,8 годин залишиться 25 г Na^{24} і т.д. Після 10 періодів напіврозпаду (148 годин) залишиться 0,09 г Na^{24} , а решта зразка – натрій-23.

Контрольні питання та завдання

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Що таке альфа-частинки?
2. З чого складаються альфа-частинки?
3. Як розташовані частинки у твердій речовині?
4. Якою літерою грецького алфавіту позначають альфа-частинки?
5. Що таке бета-частинки?
6. Якою літерою грецького алфавіту позначають бета-частинки?
7. Що таке гамма-випромінювання?
8. Якою літерою грецького алфавіту позначають гамма-частинки?

Завдання 2. Закінчить фразу:

- а) критична маса – це ...
- б) період напіврозпаду радіоактивного ізотопу – це ...

3 Розташування електронів

Планетарна модель атома Резерфорда була змінена для того, щоб пояснити, чому тільки певні довжини хвиль світла поглинаються або випромінюються атомами. Бор припустив, що електрони обмежені певними траєкторіями і не можуть відходити від ядра на будь-яку відстань. Коли електрон просто поглинає потрібну кількість енергії, такої як світло, він перестрибує ще на одну дозволену орбіту в бік від ядра. Так само електрон може впасти з більш високого енергетичного рівня на порожню орбітальну

траекторію ближче до ядра і віддати зайву енергію у вигляді світла або іншого електромагнітного випромінювання.

Електронні оболонки. Рівні навколо ядра, на яких знаходяться електрони, називаються електронними оболонками. Вони позначаються цифрами або літерами:

Номер оболонки	1	2	3	4	і т.д.
Літера	K	L	M	N	і т.д.

Перша оболонка або оболонка K найближче розташована до ядра, і електрони спочатку заповнюють оболонки з більш низькою енергією. Є правило максимальної місткості. Жодна з оболонок не може утримувати більше електронів, ніж $2 \times (\text{номер оболонки})^2$.

Приклади: перша оболонка може утримувати $2 \times 1^2 = 2$ електрони,
друга оболонка – $2 \times 2^2 = 8$ електронів,
п'ята – $2 \times 5^2 = 50$ електронів.

Оболонки заповнюються в порядку від елемента № 1 (Гідрогену) до елемента № 18 (Аргону), для решти елементів порядок заповнення – нерегулярний.

Розташування електронних оболонок для перших 20 елементів наведено в таблиці 3.1.

Після того, як стабільні 8 електронів заповнюються у аргоні, елементі 18, 19-ий електрон йде на оболонку N, хоча в оболонці M можлива місткість – 18 електронів. 20-ий електрон йде на оболонку N. Починаючи з елемента 21, скандію, оболонка M починає заповнюватися нерегулярно.

Таблиця 3.1 – Розташування електронних оболонок для елементів

Атомне число (Z)	Елемент	Позначення	Електронна оболонка			Розташування
			K	L	M	
1	2	3	4	5	6	7
1	Гідроген	H	1			
2	Гелій	He	2	оболонка повна		
3	Літій	Li	2	1		
4	Берилій	Be	2	2		
5	Бор	B	2	3		
6	Карбон	C	2	4		
7	Нітроген	N	2	5		
8	Оксиген	O	2	6		
9	Флуор	F	2	7		

1	2	3	4	5	6	7
10	Неон	Ne	2	8	дві повних оболонки	
11	Натрій	Na	2	8	1	
12	Магній	Mg	2	8	2	
13	Алюміній	Al	2	8	3	
14	Силіцій	Si	2	8	4	
15	Фосфор	P	2	8	5	
16	Сульфур	S	2	8	6	
17	Хлор	Cl	2	8	7	
18	Аргон	Ar	2	8	8	
19	Калій	K	2	8	8	1
20	Кальцій	Ca	2	8	8	2

Стабільність інертних газів. Сім'я інертних газів (гелій, неон, аргон, криптон, ксенон, радон) проявляють низьку хімічну активність, і до сьогодні ще нікому не вдалося отримати суміш з будь-яким газом з цієї сім'ї. З таблиці видно, що гелій має повну оболонку з 2 електронів, і що інші інертні гази мають 8 електронів на зовнішній орбіті. Отже, зовнішній шар з 8 електронів повинен мати певну стабільність і з цієї причини група з 8 електронів в атомі називається стабільною вісімкою.

Хімічна активність всіх інших електронів передбачає передачу або поділ електронів, щоб змусити атоми мати стабільну зовнішню вісімку.

Електронні формули. Розташування електронів в атомах можна показати на наступних прикладах:

	K	L	M	N		
Оксиген	2	6			електронна формула	$\cdot\ddot{O}\cdot$
Хлор	2	8	7		електронна формула	$\cdot\ddot{Cl}\cdot$
Калій	2	8	8	1	електронна формула	K^{\cdot}

Внутрішні заповнені оболонки або октети не показуються в електронних формулах, в них відзначаються тільки зовнішні електрони, які беруть участь в утворенні хімічних зв'язків.

Енергія іонізації, електронна спорідненість, електронегативність. Це різні вимірювання тяжіння, які є у атома для його електронів зовнішніх оболонок.

Енергія іонізації – це енергія, що поглинається атомом для того, щоб віддалити один зовнішній електрон від сили тяжіння ядра на таку відстань, на якій електрон може вважатися електроном, який більше не притягається.

Елементи з низькою енергією іонізації (потенціалом іонізації) вільно втрачають електрони і, отже, – хімічно активні. Приклади – більшість металів.

Хімічно неактивні інертні гази володіють високим потенціалом іонізації.

Електронна спорідненість – це енергія, що вивільняється тоді, коли атом отримує електрон для того, щоб утворити негативно заряджений іон (аніон). Неметали з сімейства Флуору – хімічно активні і показують високу електронну спорідненість.

Електронегативність елемента виводиться із заходів енергії іонізації, електронної спорідненості та інших властивостей. Вона може визначатися як міра тяжіння атома для спільної пари електронів, яка утримує зв'язок одного атома з іншим. Хімічний зв'язок – це просто будь-яка сила електричного притягання між електронами і позитивними ядрами атомів, що утримуються разом у зразку матерії. Типи зв'язків головним чином класифікуються на: ковалентний, іонний, металевий, хоча існують проміжні типи.

3.1 Ковалентний зв'язок

Атоми з однаковою електронегативністю (рис. 3.1), що ледве відрізняється, можуть утворювати молекули, спільно використовуючи пари електронів. Це ковалентний зв'язок. Загальні електрони утримують 2 атоми разом. Молекула – це певна одиниця матерії, що складається з атомів з відносно міцними ковалентними зв'язками між ними. Для порівняння, сили тяжіння між сусідніми молекулами відносно слабкі і називаються силами Ван-дер-Ваальса.

Певні неметалеві елементи зустрічаються у вигляді газів за кімнатної температури і тиску і складаються з двоатомних молекул, в яких 2 атоми з'єднані ковалентним зв'язком. Приклади: водень H_2 , кисень O_2 , азот N_2 , фтор F_2 і хлор Cl_2 .

Група \ Період	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	B	B	B
1													H				
2	Li 1,0		Be 1,5		B 2,0		C 2,5		N 3,0		O 3,5		F 4,0				
3	Na 0,9		Mg 1,2		Al 1,5		Si 1,8		P 2,1		S 2,5		Cl 3,0				
4	K 0,8	Cu 1,9	Ca 1,0	Zn 1,6	Ga 1,6	Sc 1,3	Ge 1,8	Ti 1,5	As 2,0	V 1,6	Se 2,4	Cr 1,6	Br 2,8	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9
5	Rb 0,8	Ag 1,9	Sr 1,0	Cd 1,7	In 1,7	Y 1,2	Sn 1,8	Zr 1,4	Sb 1,9	Nb 1,6	Te 2,1	Mo 1,8	I 2,5	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2
6	Cs 0,7	Au 2,4	Ba 0,9	Hg 1,9	Ti 1,8	La-Lu 1,0-1,2	Pb 1,9	Hf 1,3	Bi 1,9	Ta 1,5	Po 2,0	W 1,7	At 2,2	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2
7	Fr 0,7		Ra 0,9														

Рис. 3.1 – Електронегативність елементів у періодичній таблиці

Молекула водню. У молекулі водню – 1 електрон. 2 атоми Гідрогену утворюють ковалентний зв'язок, спільно використовуючи 1 електрон таким чином, що можна вважати, що електрони головним чином розташовані між 2 ядрами. Електронна точкова схема така:



Атому Хлору з 2, 8, 7 електронами не вистачає 1 електрона на зовнішній стабільній восьмиелектронній оболонці. 2 атоми Хлору спільно використовують пару електронів у молекулі хлору. Утворення молекули фтору F_2 можна показати таким же чином, так як атом Фтору має 7 електронів на зовнішній оболонці.

У Оксигену є 6 електронів на зовнішній оболонці, і 2 потрібні для заповнення оболонки. Два атоми О спільно використовують 4 електрони (2 пари).



У атома Нітрогену не вистачає 3 електронів на оболонці L, отже

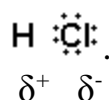


Графічні формули. Загальна пара електронів називається одновалентним зв'язком і може бути представлена лінією між 2 атомами, що спільно використовують цю пару. Зрозуміло, що кожен атом на кінці зв'язку вкладає 1 електрон в пару. Двовалентний зв'язок – це 2 спільні електронні пари між двома атомами і тривалентний зв'язок – це 3 спільні електронні пари між двома атомами. Таким чином, молекула H_2 має таку графічну формулу $\text{H} - \text{H}$, O_2 це $\text{O} = \text{O}$, N_2 це $\text{N} = \text{N}$, Cl_2 це $\text{Cl} - \text{Cl}$, F_2 це $\text{F} - \text{F}$.

У цих прикладах атоми, що спільно використовують електрони – ідентичні і кажуть, що ковалентний зв'язок – неполярний.

Ковалентні зв'язки між різними атомами (полярна валентність). Якщо різні атоми спільно використовують електрони і атоми відрізняються електронегативністю, зв'язок класифікується як полярна валентність. Різниця в електронегативності – незначна та електронна пара спільно використовується нерівномірно, притягується ближче до більш електронегативного атома.

Приклади: газ гідроген хлорид має загальну пару, притягується ближче до більш електронегативного атома Хлору. Цей атом набуває незначний надлишковий негативний заряд, показаний на схемі δ^- (дельта негативна). У той же самий час атом Н робиться злегка позитивним і показаний зарядом δ^+ :



Електронегативність Гідрогену, Хлору та Флуору наведена в таблиці на рис. 3.1. Видно, що F, будучи більш електронегативним, ніж Cl, повинен утворити більш полярний ковалентний зв'язок з Гідрогеном.

Інші приклади. Зв'язки Оксигену й Гідрогену у воді – це полярна валентність, оскільки атом О більш електронегативний. Є також доказ того, що молекула води не є прямолінійною молекулою, а зігнута і має кут близько 105° між двома зв'язками О—Н (рис. 3.2.). Це дуже впливає на фізичні властивості води і льоду і розглядається на с. 28 і 74.

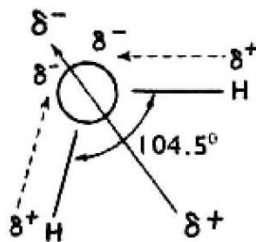
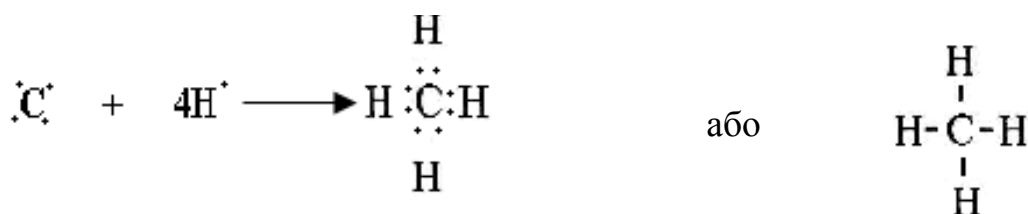
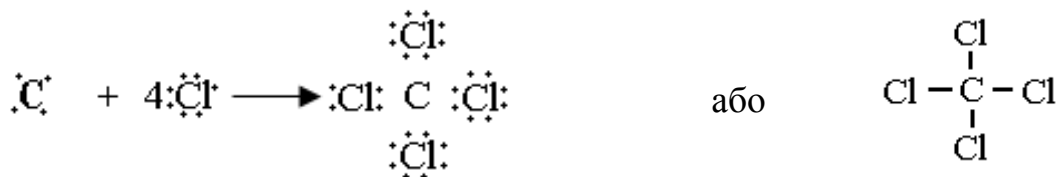


Рис. 3.2 Результуюча полярність

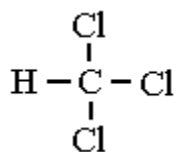
Атом Карбону має 4 електрони на зовнішній оболонці і утворює 4 одиничні валентні зв'язки з 4 атомами Н в метані:



Карбон тетрахлорид має таку структурну формулу:



Структурна формула хлороформу:



У цих прикладах кожна С—Н або Сl – полярна валентність. Якщо 4 атоми є симетричними навколо центрального С, полярності врівноважуються і молекула стає неполярною як у випадку CH_4 і CCl_4 . Хлороформ CHCl_3 не є симетричним і, отже, полярним.

Амоніак має 1 атом N з 5 зовнішніми електронами і вимагає 3 для заповненого октету. Отже, 3 атоми Н приєднуються до 1 N.



Молекула – полярна і електронна пара, не використовується спільно, на атомі N вносить вклад до полярності.

Валентність. Валентність атома – це число загальних електронів, які він використовує в ковалентному зв'язку. Приклади: у воді атом Оксигену спільно використовує 2 електрони з Гідрогеном. Валентність Оксигену – 2, а Гідрогену – 1. Карбон у більшості своїх сполук має свої атоми, утворюючи 4 ковалентні зв'язки з 4 електронами своїх атомів. Отже, його валентність – 4. Валентність використовується при написанні хімічних формул (с. 43).

Ковалентний зв'язок можна визначити як електричну силу тяжіння загальної електронної пари, розташованої в просторі, для ядер атомів, які разом використовують електрони.

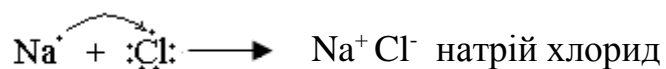
Іонний зв'язок і електровалентність

У таблиці електронегативності на рис. 3.1 метали літій, натрій, магній і інші в лівій колонці мають низьку електронегативність і легко з'єднуються з неметалами, такими як фтор, кисень і хлор, що знаходяться в правій частині таблиці, і мають високу електронегативність. Хімічний зв'язок класифікується як іонний, якщо різниця електронегативності – велика. Атом металу може розглядатися як атом, який майже повністю переносить 1 або 2 електрони зі своєї зовнішньої оболонки на атом неметалу.

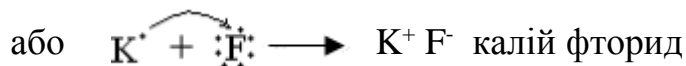
Приклади: Натрій Na 2, 8, 1 з Хлором Cl 2, 8, 7
дає натрій-іон Na⁺ 2, 8 з хлорид-іоном Cl⁻ 2, 8, 8.

Це наражає на небезпеку стабільний октет у Na⁺ і заповнює зовнішній октет Cl⁻. Іонний (електровалентний) зв'язок – це міцна сила електричного притягання між позитивними і негативними іонами сполуки.

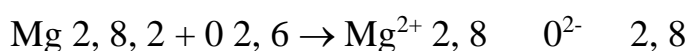
Використовуючи електронно-точковий метод,



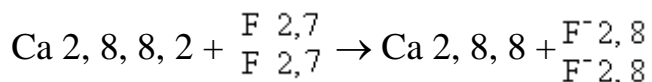
Точно так само з Калієм і Фтором
K 2, 8, 8, 1 + F 2, 7 K⁺ 2, 8, 8 F⁻ 2, 8



При утворенні магній оксиду атом металу втрачає 2 електрони для атома O, який має на 2 електрони менше в октеті.



Коли магній або кальцій реагує з фтором або хлором, атом металу повинен втрачати 2 електрони, а неметалу потрібен тільки 1. Отже, співвідношення сполуки таке



Типові фізичні властивості іонних сполук розглядаються в наступному розділі.

Електровалентність. Електровалентність атома – це заряд на утвореному іоні, коли атом отримує або втрачає електрони, утворюючи іонний зв'язок.

Приклади: електровалентність Натрію 1, тому що його атом має 11 протонів і 11 електронів. Атом втрачає 1 електрон і утворює іон Na^+ з 11 протонами і 10 електронами, тим самим створюючи надлишок в 1 позитивний заряд. У Хлору – 17 протонів і 17 електронів, і він одержує 1 електрон, щоб утворити іон Cl^- з електровалентністю -1, що дорівнює заряду на іоні.

Електровалентність використовується при написанні хімічних формул.

Контрольні питання та завдання

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Які гази є інертними?
2. Що таке електронна спорідненість?
3. Як називається загальна електронна пара?
4. Що таке полярна валентність?
5. Який зв'язок називають іонним?

Завдання 2. Закінчить фразу:

- а) енергія іонізації – це...
- б) валентність атома – це ...
- в) електровалентність атома – це ...

Завдання 3. Наведіть приклади полярних і неполярних молекул.

Завдання 4. Визначте тип хімічного зв'язку в сполуках:

- а) NO_2 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, HBr , Na ;
- б) N_2 , MgCl_2 , HF , NH_3 ;
- в) CH_4 , CaO , H_2 , NaCl ;
- г) O_2 , CH_4 , KI , NaCl .

Завдання 5. В бік якого елемента зміщуються спільні електронні пари в молекулах наступних сполук: H_2S , PCl_3 , OF_2 , N_2O_5 , HBr , H_2O , P_2O_5 , Na_2O ?

4 Хімічний зв'язок, структура матерії, геометрія твердих речовин

Ізольовані атоми. Матерія зазвичай не зустрічається у вигляді ізольованих атомів. Звичайними прикладами за кімнатної температури є гелій, неон та інші гази сімейства інертних газів. Вони утворюють одноатомні гази, тому що атоми мають стабільне число електронів на зовнішніх оболонках і не утворюють молекули. При достатньо високій температурі метал може випаруватися до одиничних атомів, але це не є звичайним станом зразка матеріалу.

За винятком некристалічних або аморфних твердих речовин, інші діляться на іонні кристали, ковалентні кристали та металеві кристали.

Іонні кристали. Структурні одиниці в іонній твердій речовині, які повторюються – це позитивні і негативні іони, утримувані кулонівськими силами електростатичного притягання. Вид кристалічної структури залежить від міцності сил, розміру іонів і співвідношення позитивних і негативних іонів в певному сполученні.

Натрій хлорид містить 1 іон Na^+ на кожен 1 Cl^- .

У кальцій хлориді є 2 Cl^- на кожен 1 іон Ca^{2+} . Не один іон не прикріплюється, особливо один до одного. Отже, термін «молекула» не використовується для іонних сполук. Формула NaCl або Na^+Cl^- просто визначає співвідношення іонів у твердій речовині. Структура NaCl показана на рис. 4.1. Іонні сполуки достатньо міцні, щоб зробити ці кристали твердими і мати високу точку плавлення. При деформації за допомогою міцних сил кристали руйнуються. Цю крихкість можна пояснити сильним відштовхуванням між іонами одного і того ж заряду, коли вони сходяться в деформованих шарах.

Іонні тверді речовини не є провідниками електрики, тому що іони вібрують тільки у твердій речовині. Проте, при плавленні іонна решітка розпадається, і розплавлена речовина проводить струм спрямованим потоком іонів.

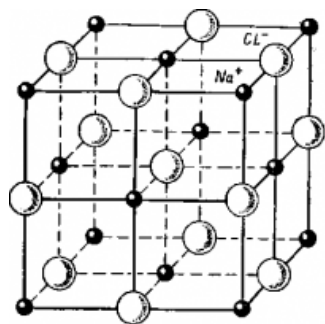
Рідини, такі як вода з полярними молекулами будуть розчиняти іонні тверді речовини, якщо вони подолають сили притягання між іонами. Неполлярні рідини, такі як бензол, не розчиняють іонні тверді речовини, такі як натрій хлорид.

Молекулярні ковалентні тверді речовини. Пари електронів у ковалентних зв'язках молекулярного кристалу головним чином прикріплюються між зв'язаними атомами, і існує невелика взаємодія між сусідніми молекулами. Відносно слабкі сили тяжіння в молекулярних твердих речовинах, таких як кристали йоду і нафталіну називаються силами Ван-дер-Ваальса. Зазвичай тверді речовини мають низьку точку плавлення і можуть сублімувати за кімнатної температури, утворюючи окремі ковалентні молекули в паровій фазі. Вони не проводять електрику і розчиняються в неполярних розчинниках.

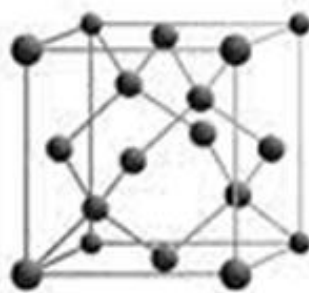
Лід. Це приклад твердої речовини з полярним ковалентним зв'язком і водневим зв'язком. Маленькі електронегативні атоми Оксигену притягують загальні електрони ближче, так що у атомів Гідрогену є додатковий позитивний заряд. Сусідні атоми Оксигену притягують прилеглі атоми Гідрогену з силою достатньо великою, щоб бути віднесеним до певного зв'язку. Він називається водневим зв'язком.

Мережеві тверді речовини. Алмаз, кварц (кремній діоксид) та кремній карбід SiC – приклади ковалентних або полярних ковалентних твердих речовин, в яких однаково міцні зв'язки тягнуться у певних напрямках від атома до атома через весь кристал. Молекула – це просто цілий кристал. З-за великої кількості міцних ковалентних зв'язків мережеві тверді речовини – дуже міцні і в них висока точка плавлення. З цієї ж самої причини вони не розчиняються в полярних або неполярних розчинах.

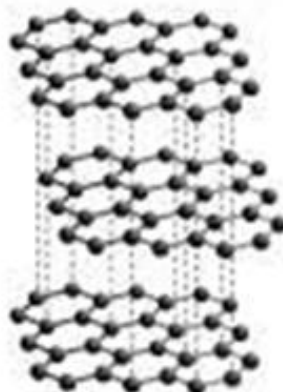
У алмазі кожен атом Карбону має 4 електрони на зовнішній оболонці, утворюючи 4 одиничні ковалентні зв'язки з 4 іншими атомами Карбону, розташованими тетраїдално. Кварц SiO₂ зазвичай знаходиться в піску. Кремній карбід – це міцний шліфувальний матеріал карборунд.



a



б



в

Рис. 4.1 – Структура: *a*-натрій хлориду; *б*- алмазу; *в*- графіту

Графіт – це шаруватий тип твердої речовини. Існують міцні ковалентні зв'язки між гексагонально розташованими атомами Карбону в шарі (рис. 4.1.). Відносно слабкі сили між шарами дозволяють їм легко ковзати. Це робить графіт слизьким на дотик і корисною сухою мастильною речовиною.

Металеві тверді речовини. Більшість атомів металів мають 1 або 2 електрони на зовнішній оболонці. У атома Алюмінію – 3, а у Стануму та Плюмбуму – 4. Внутрішні шари електронів утримуються відносно міцними силами від ядер, але зовнішні електрони можуть вільно блукати від атома до атома, тому що є багато порожніх електронних орбіт. Метал можна зобразити як правильне розташування позитивних іонів, що утримуються на місці силами тяжіння зовнішніх мобільних електронів. Металічний зв'язок – це спеціальний тип ковалентного зв'язку, що надає металам характерні властивості.

Метали звичайно мають велику густину, тому що атоми тісно розташовані. Вони – хороші провідники електрики, тому що зовнішні вільно

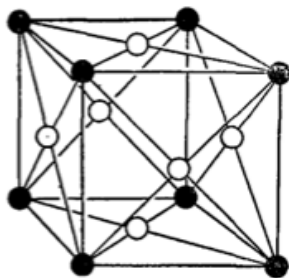
утримувані електрони можуть легко зміщуватися в направленому потоці через метал і, таким чином, утворюють електричний струм. Метали також є гарними провідниками тепла, так як додаткова теплова енергія перетворюється в кінетичну енергію електронів, які легко переміщуються через тверду речовину і несуть енергію.

Метали – ковкі, їх можна розкатувати в листи. Вони – еластичні, з них можна робити дріт. Це відбувається тому, що міцні сили відштовхування не встановлюються між позитивними іонами, якщо шари ковзають один об одного. Коли різні довжини хвиль світла потрапляють на поверхню металу, світлова енергія взаємодіє таким чином із зовнішніми електронами металу, що більша частина світла відбивається. Це робить метали непроникними для світла і пояснює особливий металевий блиск, характерний для більшої частини металів.

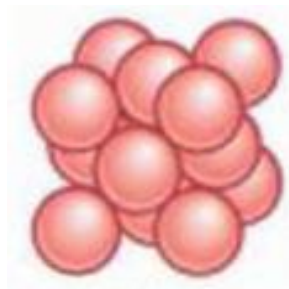
4.1 Геометрія кристалів

Металеві кристали. Атоми металів дуже близько розташовані у твердій речовині. Атоми можна розглядати як сфери однакового розміру і близьке розташування відноситься до можливих шляхів, в яких сфери одного і того ж розміру можуть розташовуватися шарами в контакт. Є 3 основні металеві структури, показані на рисунку 4.2.

гранецентрована кубічна



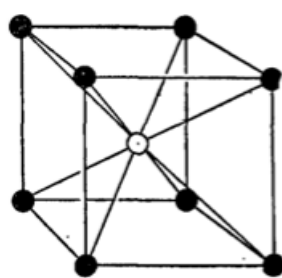
a



г

Ca, Sr, Al

об'ємно-центрована



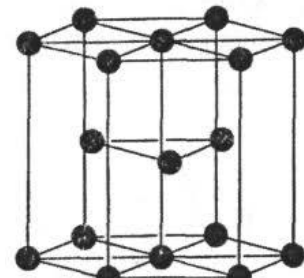
б



д

Li, Na, K, Rb, Cs, Ba

шестикутник



в



е

Be, Mg

Рис. 4.2 – Металеві структури

У металевих структурах (*a*) та (*в*) кожен атом має координаційне число 12, яке вказує на те, що атом знаходиться у контакті з 12 іншими атомами. Це

максимальне розташування однорідних сфер. В структурі (б) координаційне число – 8, і розташування не таке близьке. Зовнішня кристалічна форма металу визначається розташуванням атомів.

Іонні тверді речовини. На число найближчих сусідів або координаційне число впливають формула іонної сполуки і відносні розміри позитивних і негативних іонів.

Приклади: натрій хлорид має 1 Na^+ на кожен 1 Cl^- і так як іон металу складає близько половини розміру Cl^- , координаційне число – тільки 6. Цезій хлорид CsCl також має 1 іон Cs^+ на кожен 1 Cl^- , але іон металу ближче по радіусу до Cl^- , що дозволяє мати більш щільну упаковку і координаційне число – 8.

Радіус Na^+ – 0,95 А, радіус Cs^+ – 1,69 А, радіус Cl^- – 1,81А. Кальцій фторид має 1 Ca^{2+} на кожні 2 F^- . Щільна упаковка в цій твердій речовині відрізняється через співвідношення іонів, а також розміри іонів.

Ковалентні кристали. У алмазі кристалічна структура – це результат сильно спрямованих 4 ковалентних зв'язків від кожного Карбону до 4 інших Карбонів, розташованим в чотиригранному зразку як на рис. 4.1, б.

В інших молекулярних кристалах окремі молекули орієнтовані у напрямках, що залежать від форми і розміру молекул і сил Ван-дер-Вальсу.

Контрольні питання та завдання

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Що таке іонні кристали?
2. Від чого залежить вид кристалічної структури?
3. Чи є електронні тверді речовини провідниками електрики?
4. За якої умови іонні тверді речовини проводять струм?
5. Що таке сили Ван-дер-Ваальса?
6. Чи є молекулярні ковалентні тверді речовини провідниками електрики?

Завдання 2. Наведіть приклади:

- а) полярних ковалентних твердих речовин;
- б) іонних твердих речовин;
- в) твердої речовини з полярним ковалентним зв'язком і водневим зв'язком.

Завдання 3. Наведіть приклади металів, які кристалізуються за типом кубічної об'ємноцентрованої ґратки.

Завдання 4. Наведіть приклади металів, які кристалізуються за типом ґранецентрованої ґратки.

5 Газові закони

5.1 Закон Бойля

Тиск газу. Молекули газу завжди рухаються і відчувають тиск при зіткненні з будь-якою поверхнею. Отже, повітря має тиск, і воно вимірюється простим ртутним барометром, зображеним на рис. 5.1. Стандартний тиск повітря підтримує стовпчик ртуті висотою 760 мм. Стандартний тиск також називається 1 атмосфера (1 атм.).

На рис. 5.2 закритий зразок газу чинить тиск на поверхню ртуті в X . Це дорівнює тиску в точці Y , що знаходиться горизонтально з протилежного боку. Якби це було не так, то ртуть рухалася б до тих пір, поки тиски не зрівнялися. Закритий газ має тиск рівний тиску повітря плюс тиск ртутного стовпчика довжиною h см.

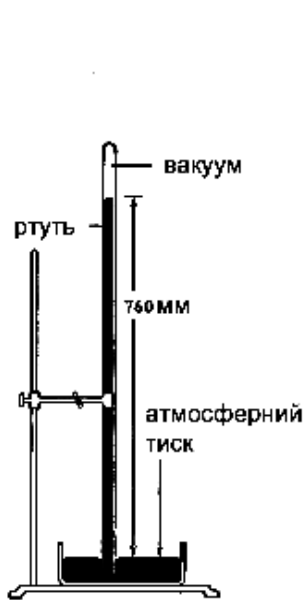


Рис. 5.1 – Ртутний барометр

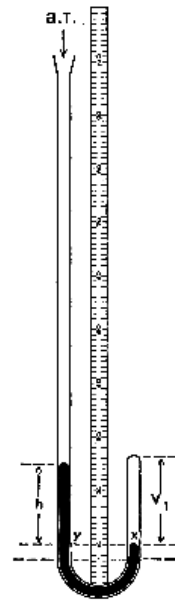


Рис. 5.2 – Прилад для демонстрації закону Бойля

Демонстрація закону Бойля

Використовують прилад на рис. 5.2. Вимірюють довжину стовпця повітря, що знаходиться в замкнутому об'ємі. Це вимірювання об'єму газу, якщо трубка має однаковий внутрішній діаметр. Потім вимірюють h в см і додають атмосферний тиск, виміряний в см ртуті. Це тиск газу. Можна додати більше ртуті у відкриту трубку для того, щоб газ в замкнутому об'ємі стиснувся, і отримати нові свідчення тиску та об'єму. Процедуру повторюють для отримання інших показань. Можна припустити, що температура постійна під час проведення експерименту, у газу фіксована маса, тому що молекули не можуть потрапляти в зразок, що знаходиться в замкнутому просторі, або залишати його.

Отримані дані показують, що коли тиск збільшується, обсяг газу зменшується, або зміни обсягу обернено пропорційні зміни тиску. Тобто, якщо тиск збільшується в 2 рази, обсяг зменшується в 2 рази. Якщо тиск збільшити в 10 разів, то об'єм стане 1/10 попередньої величини.

Закон Бойля: об'єм фіксованої маси газу за постійної температури обернено пропорційний тиску.

Закон можна записати наступним чином:

$$P \times V = const \quad (5.1)$$

або

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2 = \dots ..$$

Приклади розв'язання задач

Приклад 1. Об'єм газу при тиску 1 атм становить 5,0 л. Який його об'єм при тиску 9,2 атм.?

Дано:

$$V_1 = 5,0 \text{ л}$$

$$P_1 = 1 \text{ атм}$$

$$P_2 = 9,2 \text{ атм}$$

$$V_2 = ?$$

Розв'язання:

1) Запишемо математичний вираз закону Бойля:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2.$$

2) Розрахуємо об'єм при другому тиску:

$$V_2 = \frac{P_1 \times V_1}{P_2} = \frac{5,0 \times 1}{9,2} = 0,54 \text{ л.}$$

Відповідь: $V_2 = 0,54 \text{ л.}$

Приклад 2. Який об'єм газу при тиску ртуті 700 мм рт.ст., якщо він займає 300 мл при тиску 1200 мм рт.ст.?

Дано:

$$V_1 = 300 \text{ мл}$$

$$P_1 = 1200 \text{ мм рт.ст.}$$

$$P_2 = 700 \text{ мм рт.ст.}$$

$$V_2 = ?$$

Розв'язання:

1) Запишемо математичний вираз закону Бойля:

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2.$$

2) Розрахуємо об'єм при другому тиску:

$$V_2 = \frac{P_1 \times V_1}{P_2} = \frac{1200 \times 300}{700} = 514 \text{ мл.}$$

Відповідь: $V_2 = 514 \text{ мл.}$

Контрольні завдання

Завдання 1. Сформулюйте закон Бойля.

Завдання 2. Напишіть математичний вираз закону Бойля.

Завдання 3. Поясніть закон Бойля.

5.2 Закон Шарля

Об'єм і температура газу. Коли гази нагріваються, їх молекули отримують більше кінетичної енергії і прискорюються. Вони роблять більший

тиск, і якщо стінки контейнера еластичні, газ буде розширюватися, щоб зайняти більший об'єм.

Демонстрація закону Шарля

Скляна трубка містить фіксовану масу газу, і він має постійний тиск рівний тиску газу плюс тиск маленької ртутної нитки. Спочатку відзначають довжину повітряного стовпчика, коли вона не змінюється, і вимірюють температуру водяної бані. Це також є температурою повітря, що знаходиться в замкнутому об'ємі. Піднімають температуру води та 10°C і після того, як ртутна нитка перестане рухатися, знову відзначають довжину повітряного стовпчика і температуру. Знімають кілька показань. Якщо побудувати графік об'єму газу відносно температури, то одержують пряму лінію як на рис. 5.3.

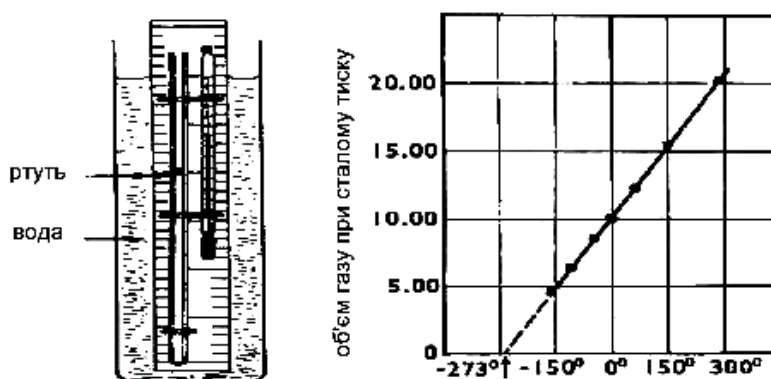


Рис. 5.3 – Залежність об'єму газу від температури

Якщо нижній кінець графіка продовжити, він перетне вісь X близько до температури -273°C . Це відповідає газу, що має нульовий об'єм за цієї температури. Фактично газ перетворився б на рідину до того, як була б досягнута ця температура. -273°C – це абсолютна нульова температура і називається абсолютним 0° (0°A) або 0° Кельвіна (0°K). Лінійне співвідношення означає, що об'єм газу змінюється прямо пропорційно температурі в градусах Кельвіна.

Температура за Цельсієм перетворюється на Кельвіна, додаванням 273.

Приклади: $20^{\circ}\text{C} = 20 + 273 = 293^{\circ}\text{K}$,
 $-40^{\circ}\text{C} = -40 + 273 = 233^{\circ}\text{K}$.

Щоб перетворити температуру за Кельвіном в Цельсія, віднімаємо 273.

Приклади: $1860^{\circ}\text{K} = 1860 - 273 = 1587^{\circ}\text{C}$,
 $150^{\circ}\text{K} = 150 - 273 = -123^{\circ}\text{C}$.

Закон Шарля: фіксована маса газу при постійному тиску має об'єм, який змінюється прямо пропорційно абсолютній температурі.

Цей закон можна записати наступним чином:

$$\frac{V}{T} = const \quad (5.2)$$

або

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \dots$$

Приклади розв'язання задач

Приклад 1. Чому дорівнює об'єм газу за температури 200 °С, якщо він займає 10 л за температури 0°С?

Дано:

$$V_1 = 10 \text{ л}$$

$$t_1 = 0 \text{ °С}$$

$$t_2 = 200 \text{ °С}$$

$$V_2 = ?$$

Розв'язання:

1) Запишемо математичний вираз закону Шарля:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \dots$$

2) Стандартна температура 0°С. Температура за Цельсієм перетворюється на Кельвіна, додаванням 273.

Тобто $T_1 = 0 + 273 = 273 \text{ К}$, $T_2 = 200 + 273 = 473 \text{ К}$.

3) Розрахуємо об'єм за іншої температури:

$$V_2 = \frac{V_1 \times T_2}{T_1} = \frac{10 \times 473}{273} = 17,3 \text{ л.}$$

Відповідь: $V_2 = 17,3 \text{ л}$.

Приклад 2. Чому дорівнює об'єм газу за температури -15 °С, якщо його об'єм за температури 30 °С становить 60 мл?

Дано:

$$V_1 = 60 \text{ мл}$$

$$t_1 = 30 \text{ °С}$$

$$t_2 = -15 \text{ °С}$$

$$V_2 = ?$$

Розв'язання:

1) Запишемо математичний вираз закону Шарля:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \dots$$

2) Температура за Цельсієм перетворюється на Кельвіна, додаванням 273.

Тобто $T_1 = 30 + 273 = 303 \text{ К}$, $T_2 = -15 + 273 = 258 \text{ К}$.

3) Розрахуємо об'єм за іншої температури:

$$V_2 = \frac{V_1 \times T_2}{T_1} = \frac{60 \times 258}{303} = 51,1 \text{ мл.}$$

Відповідь: $V_2 = 51,1 \text{ мл}$.

Контрольні завдання

Завдання 1. Сформулюйте закон Шарля.

Завдання 2. Напишіть математичний вираз закону Шарля.

Завдання 3. Поясніть закон Шарля.

5.3 Об'єм газу після зміни тиску та температури

Можна зібрати газ і записати його об'єм, тиск і температуру при кімнатних умовах. Іноді є необхідність визначити новий об'єм за різних температурі і тиску. Співвідношення є таким:

новий об'єм = старий об'єм × співвідношення тисків × співвідношення температур

$$V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2} \times \frac{T_2}{T_1}. \quad (5.3)$$

Приклад. Об'єм газу – 480 мл за температури 25°C і тиску 730 мм рт.ст. Який його об'єм за температури 0°C і тиску 760 мм рт.ст.?

Дано:

$$V_1 = 480 \text{ мл}$$

$$t_1 = 25 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$P_1 = 730 \text{ мм рт ст}$$

$$t_2 = 0 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$P_2 = 760 \text{ мм рт ст}$$

$$V_2 = ?$$

Розв'язання:

1) Температура за Цельсієм перетворюється на Кельвіна, додаванням 273.

Тобто $T_1 = 25 + 273 = 298 \text{ К}$, $T_2 = 0 + 273 = 273 \text{ К}$.

2) Розрахуємо об'єм за іншої температури і тиску:

$$V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2} \times \frac{T_2}{T_1} = 480 \times \frac{730}{760} \times \frac{273}{298} = 422 \text{ мл.}$$

Відповідь: $V_2 = 422 \text{ мл}$.

5.4 Густина газу

Атоми в твердих і рідких речовинах щільно упаковані, і густина вимірюється в грамах на мілілітр. Приклади: густина води – 1 г/мл, густина заліза – 7,9 г/мл. Середні відстані між молекулами газу у багато разів більше молекул. Отже, густина газу вимірюється в грамах на літр.

1 літр = 1000 мілілітрів.

Наприклад, густина кисню за н.у. становить 1,43 г/л, хлор має густину 3,2 г/л за н.у.

Зміни температури і тиску можуть сильно впливати на об'єм, а отже, і на густину газу. Тому температура і тиск газу визначаються його густиною.

Приклад. За температури 120°C і тиску 800 мм рт.ст. 300 мл газу важать 0,78 г. Розрахуйте його густину в грамах на літр за температури 0°C і тиску 760 мм рт.ст.

Дано:
 $V_1 = 300$ мл
 $t_1 = 120$ °С
 $P_1 = 800$ мм рт ст
 $m = 0,78$ г
 $t_2 = 0$ °С
 $P_2 = 760$ мм рт ст
 $\rho_2 = ?$

Розв'язання:

1) Температура за Цельсієм перетворюється на Кельвіна, додаванням 273.

Тобто $T_1 = 120 + 273 = 393$ К, $T_2 = 0 + 273 = 273$ К.

2) Розрахуємо об'єм за іншої температури і тиску:

$$V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2} \times \frac{T_2}{T_1} = 300 \times \frac{800}{760} \times \frac{273}{393} = 219 \text{ мл.}$$

3) Розрахуємо густину газу:

$$\rho_2 = \frac{m}{V_2} = \frac{0,78}{0,219} = 3,56 \text{ г/л.}$$

Відповідь: $\rho_2 = 3,56$ г/л.

5.5 Закон Дальтона

У суміші газів кожен газ має свій власний тиск незалежно від інших.

Закон парціальних тисків газів Дальтона: загальний тиск газової суміші є сумою тисків кожного газу суміші.

Якщо залишити газ за кімнатної температури, простір заповнюється водяною парою, змішаною з киснем. Рівні води однакові, тому тиск суміші дорівнює атмосферному тиску 760 мм рт.ст. За кімнатної температури 20°С насичена водяна пара надає тиск 17,5 мм рт.ст. Отже, тиск кисню $750 - 17,5 = 732,5$ мм.

Критична температура і тиск.

Збільшений тиск на реальний газ зближує молекули, і міжмолекулярні сили тяжіння допомагають перетворювати газ на рідину. Якщо молекули газу мають занадто високу температуру (занадто високу кінетичну енергію), один тиск не перетворить газ в рідину до упізнаваної рідинної фази. У такому випадку говорять, що газ знаходиться вище критичної температури. Критична температура газу – це найвища температура, при якій один тиск перетворить газ в рідину, і величина необхідного при цьому тиску називається критичним тиском.

5.6 Дифузія газів. Закон дифузії газів Грема

Газ прагне поширитися і рівномірно заповнити будь-яку ємкість через хаотичний рух його молекул і відсутність сил зчеплення. Це можна продемонструвати, заповнивши газовий балон кольоровим газом, таким як пари хлору чи броду, і закривши балон скляною пластинкою. Потім перевернутий

порожній балон поставити на верхню частину першого балона, видаливши скляну пластинку. Кольоровий газ дифундує вгору до тих пір, поки не займе весь простір обох балонів. Газову дифузію можна також помітити, якщо ви знаходитесь біля відкритої пляшки з концентрованим розчином амоніаку. Незабаром ви помітите їдкий запах амоніаку, так як молекули швидко дифундують з розчину.

За даної температури молекули газу можуть мати будь-яку швидкість вище 0. Існує середня швидкість v_a для кожної молекули, що залежить від температури газу. Більшість молекул мають швидкості близькі до середньої. Частинка, яка рухається, має кінетичну енергію

$$E_k = \frac{1}{2} m v^2, \quad (5.4)$$

де E_k – кінетична енергія, Дж;

m – маса, кг;

v – швидкість, м/с.

Якщо v_a – це середня швидкість молекули у зразку газу, тоді середня кінетична швидкість – $\frac{1}{2} m v_a^2$.

За однакової температури різні гази мають однакову середню E_k . Якщо молекули газу мають різні маси, з цього випливає, що середні швидкості будуть відрізнятися.

Приклад: водень H_2 має масу 2 а.о.м., а хлор Cl_2 – 71 а.о.м.

$$\overline{E_k}(H_2) = \frac{1}{2} \times 2 \times \overline{v^2}(H_2),$$

$$\overline{E_k}(Cl_2) = \frac{1}{2} \times 71 \times \overline{v^2}(Cl_2).$$

Отже

$$1 \times \overline{v^2}(H_2) = 35,5 \times \overline{v^2}(Cl_2),$$

де $\overline{v}(H_2)$ – середня швидкість молекули H_2 ;

$\overline{v}(Cl_2)$ – середня швидкість молекули Cl_2 за такої ж температури.

$$\frac{\text{середня швидкість молекули } H_2}{\text{середня швидкість молекули } Cl_2} = \sqrt{\frac{35,5}{1}} = \frac{6}{1} \text{ приблизно.}$$

Отже, молекули H_2 дифундують в 6 разів швидше, ніж молекули Cl_2 за однакової температури. Це **закон дифузії газів Грема**: швидкість дифузії газів за однакової температури змінюється обернено пропорційно квадратному кореню мас їх молекул.

Приклад. Яка відносна швидкість дифузії водню і сульфур(IV) оксиду за однакової температури?

Дано:

H_2

SO_2

$T_1 = T_2$

$\frac{\text{швидкість дифузії } H_2}{\text{швидкість дифузії } SO_2} = ?$

Розв'язання:

1) Водень H_2 має масу 2 а.о.м.,
сульфур(IV) оксид – 64 а.о.м.

$$2) \frac{\text{швидкість дифузії } H_2}{\text{швидкість дифузії } SO_2} = \sqrt{\frac{64}{2}} = \sqrt{\frac{32}{1}} = \frac{5.7}{1}$$

Відповідь: 5,7:1.

Контрольні завдання

Завдання 1. Сформулюйте закон дифузії газів Грема.

Завдання 2. Напишіть математичний вираз закону дифузії газів Грема.

Завдання 3. Поясніть закон дифузії газів Грема.

5.7 Гази і кінетично-молекулярна теорія

Газові закони застосовані для ідеального одноатомного газу, але вони не точні для таких газів, як кисень, хлор та інші, в яких молекули притягуються одна до одної. Особливо при високому тиску, коли вони розташовані близько одна до одної. Гелій, неон, пари ртуті і пари натрію можна вважати ідеальними одноатомними газами, так як їх атоми не об'єднані в молекули. Особливості ідеального газу наступні:

- 1) відсутність притягання між атомами;
- 2) середні відстані між атомами у багато разів більше атомного діаметра;
- 3) атоми рухаються по прямих лініях (прямолінійний рух);
- 4) сила гравітації не впливає на рух;
- 5) після зіткнення атоми відскакують з такою ж великою енергією, яку вони мали до цього (пружне зіткнення).

Рівняння ідеального газу. Це рівняння застосовне до ідеального одноатомного газу:

$$PV = kNT, \quad (5.5)$$

де P – це тиск газу або середня сила, з якою атоми бомбардують площу одиничної поверхні ємкості;

V – об'єм газу;

k – особлива постійна;

N – кількість атомів у зразку газу;

T – температура, °К.

Рівняння також застосовується для неідеальних газів, в яких атоми об'єднані в молекули. Тоді N – кількість молекул в газі. Якщо газ містить число

Авогадро молекул $6,02 \times 10^{23}$, тоді кількість називається 1 моль газу, і газове рівняння може мати такий вигляд:

$$PV = RT, \quad (5.6)$$

де R замінює kN і називається газовою постійною.

Закон Бойля можна вивести з газового рівняння. Якщо T – постійна, також як і маса газу (N молекул), тоді права частина має постійну величину, або

$$PV = \text{const.}$$

Можна вивести і закон Шарля. Якщо P постійний, як і кількість молекул (N) або маса газу, тоді V прямо пропорційно T . Для збереження рівності в газовому рівнянні збільшення T збільшує V .

Закон Авогадро. Якщо 2 газу мають однаковий об'єм V , однаковий тиск P і однакову температуру T , тоді R – однакою для обох газів. Але $R = kN$, отже, газу повинні містити однакову кількість молекул. Це **закон Авогадро**: рівні об'єми всіх газів за однакою температури і тиску містять однакову кількість молекул. Це не відноситься строго до реальних газів, а тільки до ідеальних одноатомних газів.

Часто використовують об'єми газів за нормальних умов.

Нормальні умови (н.у.) – це температура 273 К (0 °С) і тиск 101325 Па (1 атм.).

Для 1 моля газу ($6,02 \times 10^{23}$ молекул) за температури 0°С і тиску 760 мм рт. ст. об'єм дорівнює 22,4 л. Цей об'єм називається грам-молекулярний об'єм газу.

Грам-молекулярний об'єм (ГМО) – це об'єм, який займає 1 моль будь-якого газу, що становить 22,4 л за н.у.

Приклад. Визначте об'єм, який займають 2 моль кисню за нормальних умов.

Дано:	Розв'язання:
$n(\text{O}_2) = 2$ моль	Складемо пропорцію і вирішим її
н.у. _____	Згідно закону Авогадро:
$V(\text{O}_2) = ?$	1 моль O_2 займає об'єм 22,4 л,
	тоді 2 моль O_2 займають об'єм x л.
	Значить, $\frac{1}{2} = \frac{22,4}{x}$.
	Звідси $x = \frac{22,4 \cdot 2}{1} = 44,8$ л.

Відповідь: $V(\text{O}_2) = 44,8$ л.

Пояснення закону Бойля. Якщо газ стискається в циліндрі за допомогою рухомого поршня до тих пір, поки об'єм не зменшиться вдвічі, а температура тримається постійною, однакою кількість молекул, що рухаються в утвореному

просторі з однаковою кінетичною енергією, здійснить зіткнення зі стінками судини в два рази більше за секунду. Отже, тиск подвоюється, якщо об'єм зменшується в 2 рази.

Пояснення закону Шарля. Збільшення температури газу збільшує середню кінетичну енергію молекул і, отже, швидкість бомбування стінок судини також зростає.

Щоб підтримувати постійний тиск на стінках, коли підвищується температура, площа бомбардованої поверхні повинна збільшуватися. Отже, об'єм газу повинен збільшуватися разом з температурою, якщо тиск повинен залишатися постійним.

Тиск пари рідини. За даної температури в закритому посуді молекули будуть випаровуватися з рідини і потрапляти в простір над рідиною до тих пір, поки простір не насититься. Існує рівновага, коли пар насичується. Кількість молекул, що потрапляють в парову фазу, дорівнює кількості молекул, що повертаються в рідину. Тиск молекул в насиченому парі за такої температури називається тиском насиченої пари.

Якщо температура підвищується, то підвищується і середня енергія молекул, більше молекул знаходиться в парі надає більший тиск. Тобто тиск насиченої пари підвищується разом з температурою.

Тиск насиченої пари і точка кипіння. Зі збільшенням температури і тиску насиченої водяної пари рідина досягає стадії, при якій вона закипає.

Приклади: вода кипить за 100°C , тиск насиченої пари за цієї температури становить 760 мм рт.ст. За температури 78°C бензол кипить і його тиск насиченої пари за цієї температури – 760 мм рт.ст.

Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Чому дорівнює абсолютно нульова температура?
2. В яких одиницях вимірюється густина?
3. Що таке критична температура газу?
4. Що таке критичний тиск?
5. Що таке тиск насиченої пари?
6. Як змінюється тиск насиченої пари при підвищенні температури?

Завдання 2. Сформулюйте закон Авогадро.

Завдання 3. Поясніть закон Бойля.

Завдання 4. Поясніть закон Шарля.

Завдання 5. Визначте, какою об'єм займають за н.у.:

- а) 2 г амоніаку NH_3 ;
- б) 50 г кисню O_2 ;
- в) 0,32 кг сульфур(IV) оксиду SO_2 ;
- г) 8 г метану CH_4 ;
- д) 2 г гелію He ?

Завдання 6. Визначте, яку масу мають за н.у.:

- а) 3 л азоту N_2 ;
- б) 11,2 л амоніаку NH_3 ;
- в) 28 л карбон(IV) оксиду CO_2 ;
- г) 14 л хлору Cl_2 ?

Дослід 1. Порівняння швидкостей дифузії

Беруть скляну трубку завдовжки близько 60 см з внутрішнім діаметром 2,5 см. Кладуть трубку горизонтально на стіл і додають кілька крапель концентрованого розчину амоніаку з одного кінця, а з іншого кінця кілька крапель хлоридної кислоти. Закривають обидва кінці. Молекули NH_3 і HCl дифундують одна до одної, і там, де вони зустрічаються, утворюється кільце білого твердого амоній хлориду NH_4Cl . Кільце утворюється ближче до кінця HCl , так як більш легкі молекули NH_3 дифундують швидше.

Дослід 2. Демонстрація тиску насиченої пари рідини

Встановлюють простий ртутний барометр, як показано на рис. 5.1. Вимірюють атмосферний тиск (висоту ртутного стовпчика). Через вигнуту трубку вприскують маленьку краплю води в нижню частину барометричної трубки. Бульбашка води піднімається через ртутний стовпчик і випаровується. Тиск насиченої пари тисне на рівень ртуті. Якщо додати ще одну краплю води, ртуть опуститься ще нижче. За температури $20^\circ C$ рівень ртуті опуститься до 17,5 мм, так як це тиск насиченої пари води за цієї температури. За допомогою інших барометрів аналогічно вимірюють тиск насиченої пари таких рідин, як бензол та ефір.

Вплив температури на тиск насиченої пари можна продемонструвати, оточивши барометричну трубку ртуті і насичену водяну пару зовнішньої трубки, по якій циркулює вода при постійній температурі. Якщо вода циркулює через водяну сорочку за температури $30^\circ C$, $40^\circ C$ і т.д., знімають ряд показань тиску насиченої водяної пари в барометричній трубці і будують криву залежності тиску насиченої пари від температури.

Дослід 3. Демонстрація фракційної перегонки

У розчині таких рідин, як вода і метанол, кожна має свій власний тиск насиченої пари за даної температури. Використовують дистилятор, поступово підвищують температуру, суміш починає закипати за температури $65^\circ C$. Дистилуючий пар – це майже чистий метанол спочатку, але містить водяний пар, який також випаровується при такій температурі. Не всі молекули метанолу випаровуються з рідини при точці плавлення метанолу. За температури $100^\circ C$ дистилюється пар – це, головним чином, вода і метанол. Лабораторну склянку, що збирає дистилят, можна міняти в різному діапазоні температур, щоб отримати часткове відділення двох рідин. В кожную фракцію додають безводний пентагідрат купрум(II) сульфату, інтенсивність отриманого блакитного кольору є показником відносної кількості води в кожному зразку.

6 Символи, формули, валентність

Символи. Символ представляє 1 атом елемента. Наприклад, Натрій – Na, Хлор – Cl. Хімічні символи та назви деяких елементів наведено в таблиці 6.1.

Таблиця 6.1 – Символи та назви хімічних елементів

Хімічний символ елемента	Як читати символ	Українська назва елемента	Хімічний символ елемента	Як читати символ	Українська назва елемента
Ag	Аргентум	Аргентум	K	Калій	Калій
Al	Алюміній	Алюміній	Li	Літій	Літій
Ba	Барій	Барій	Mg	Магній	Магній
Br	Бром	Бром	Mn	Манган	Манган
C	Це	Карбон	N	Ен	Нітроген
Ca	Кальцій	Кальцій	Na	Натрій	Натрій
Cl	Хлор	Хлор	Ni	Нікель	Нікель
Cu	Купрум	Купрум	O	О	Оксиген
Cr	Хром	Хром	P	Пе	Фосфор
F	Фтор	Флуор	Pb	Плюмбум	Плюмбум
Fe	Ферум	Ферум	S	Ес	Сульфур
H	Аш	Гідроген	Sn	Станум	Станум
He	Гелій	Гелій	Zn	Цинк	Цинк
Hg	Гідраргірум	Меркурій	I	Йод	Йод

Формули. Формула являє собою молекулу, якщо елемент або сполука існує як певна молекулярна одиниця. Приклади: кисень O₂, карбон(IV) оксид CO₂, білий фосфор P₄. У твердій речовині, такій як кварц SiO₂, немає окремої молекули з 1 атомом Si пов'язаним тільки з 2 атомами Оксигену. Формула показує відношення молекул в кристалі. Так само для іонних сполук, таких як кальцій фторид CaF₂, дається формула, яка показує просте відношення іонів у сполуці від 1 Ca²⁺ до 2F⁻.

Хімічна формула показує з яких атомів складається молекула (речовина) – якісний склад; скільки атомів кожного елемента міститься в молекулі речовини – кількісний склад.

Наприклад, формула нітроген діоксиду NO_2 показує, що молекула складається з атомів двох елементів – Нітрогену й Оксигену. В молекулі NO_2 містяться два атоми Оксигену та один атом Нітрогену.

У формулі NO_2 цифра 2 – це індекс. Індекс показує число атомів даного елемента в формулі речовини.

Хімічні формули записуються, використовуючи валентності. Валентність – це кількість ковалентних зв'язків, утворених атомом.

Максимальне значення валентності – 8. Мінімальне значення валентності – 1. Валентність позначають римською цифрою над символом елемента. За одиницю виміру валентності елементів прийнята валентність Гідрогену. Атом Гідрогену з'єднується завжди тільки з одним атомом іншого елемента.

I II III IV V VI VII VIII
Наприклад, HBr , H_2S , NH_3 , CH_4 , P_2O_5 , SO_3 , Mn_2O_7 , OsF_8 .

Деякі елементи мають *постійну* валентність. Це означає, що елемент має тільки одне значення валентності. Наприклад, Na, K, H, F завжди одновалентні; O, Ba, Zn, Ca, Mg – завжди двохвалентні; Al – завжди трьохвалентен.

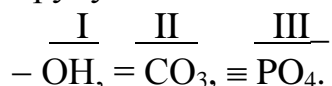
Багато елементів мають *змінну* валентність. Це означає, що елемент має кілька значень валентності. Наприклад, Сульфур має валентність

II IV VI
два (H_2S), чотири (SO_2) та шість (SO_3). Валентність деяких елементів представлена в таблиці 6.2.

Таблиця 6.2 – Валентність деяких елементів

Валентність	Хімічний елемент	Приклади сполук
<i>Постійна валентність</i>		
I	H, Li, Na, K, F	H_2O , K_2O
II	O, Ca, Mg, Ba, Zn	CaO , MgO
III	Al	Al_2O_3
<i>Змінна валентність</i>		
I та II	Cu	Cu_2O , CuO
II та III	Fe, Co, Ni	FeO , Fe_2O_3
II та IV	C, Sn, Pb	CO , CO_2
III та V	P	PH_3 , P_2O_5
II, III, VI	Cr	CrO , Cr_2O_3 , CrO_3
II, IV, VI	S	H_2S , SO_2 , SO_3

Групу атомів теж можна характеризувати валентністю. Наприклад,



Валентність деяких груп атомів представлена в таблиці 6.3.

Таблиця 6.3 – Валентність деяких груп атомів

Валентність	Група атомів	Приклади сполук
I	$-\text{OH}; -\text{NO}_3; -\text{NO}_2; -\text{NH}_4; -\text{CN}$	KOH, NaNO ₃ , HCN
II	$=\text{CO}_3; =\text{SO}_4; =\text{SO}_3; =\text{SiO}_3$	CaCO ₃ , Na ₂ SO ₄
III	$\equiv\text{PO}_4$	Na ₃ PO ₄

Щоб визначити валентність елемента за формулою речовини або перевірити формулу треба знати **правило**: в молекулі двохатомної сполуки добуток валентності на число атомів одного елемента дорівнює добутку валентності на число атомів іншого елемента.

III II

Наприклад: Cr₂O₃ ⇒ 3·2=2·3

Визначення валентності за формулою дозволяє обчислити валентність невідомого елемента за відомою валентністю другого елемента.

III x

Наприклад: Al₂S₃ – валентність Алюмінію три, тоді валентність Сульфуру знаходиться зі співвідношення:

$$\begin{aligned} 3 \cdot 2 &= x \cdot 3, \\ x &= 2. \end{aligned}$$

Валентність Сульфуру в Al₂S₃ дорівнює двом.

Знаючи валентність елементів і груп атомів, складають хімічну формулу речовини.

II I

Наприклад: Ca_x(NO₃)_y. Валентність Кальцію – два, валентність групи – NO₃ – один. Тоді:

$$2 \cdot x = 1 \cdot y.$$

Найменше спільне кратне – 2. Значить x = 1, y = 2. Формула речовини – Ca(NO₃)₂.

Контрольні питання і завдання

Завдання 1. Напишіть, як треба читати символи:

- Zn;
- C;

- в) Cr;
- г) K.

Завдання 2. Напишіть українські назви елементів:

- а) Fe;
- б) Na;
- в) Ca;
- г) Cl.

Завдання 3. Напишіть хімічні символи елементів:

- а) Купрум;
- б) Бром;
- в) Плюмбум;
- г) Фосфор.

Завдання 4. Речовина має формулу: а) CaCO_3 ; б) $\text{Fe}(\text{OH})_3$; в) MnCl_2 ; г) CuSO_4 ; д) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Вкажіть якісний склад речовини.

Завдання 5. Речовина має формулу: а) BaCO_3 ; б) FeO ; в) BaCl_2 ; г) Na_2SO_4 ; д) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$. Вкажіть кількісний склад речовини.

Завдання 6. Дайте відповідь на питання:

1. Що таке валентність?
2. Валентність якого атома приймається за одиницю виміру валентності елементів?
3. Яке мінімальне значення валентності?
4. Яке максимальне значення валентності?
5. Які елементи мають постійну валентність? Наведіть приклади.
6. Які елементи мають змінну валентність? Наведіть приклади.
7. Яке правило треба знати, щоб перевірити формулу речовини?

Завдання 7. Визначте валентність елементів у наступних сполуках:

$\begin{matrix} x & x & x & x & x \\ \text{а) HBr, HI, H}_2\text{S, NH}_3, \text{SiH}_4; \end{matrix}$

$\begin{matrix} x & x & x & x & x \\ \text{б) NO; NO}_2, \text{N}_2\text{O}_5, \text{N}_2\text{O, N}_2\text{O}_3. \end{matrix}$

Завдання 8. Визначте валентність елементів або груп атомів у сполуках:

$\begin{matrix} \underline{x} & \underline{x} & \underline{x} & \underline{x} & \underline{x} \\ \text{а) HNO}_2, \text{HClO, H}_2\text{SO}_3, \text{HPO}_3, \text{H}_2\text{SiO}_3; \end{matrix}$

$\begin{matrix} \underline{x} & \underline{x} & \underline{x} & \underline{x} & \underline{x} \\ \text{б) NaClO; KBrO}_3, \text{Ni}(\text{NO}_3)_2, \text{FeSO}_4, \text{Cr}_2(\text{CO}_3)_3. \end{matrix}$

Завдання 9. Складіть формули речовин:

$\begin{matrix} \text{II} & \text{III} & & & \text{II} & \text{III} & \text{VI} \\ \text{MgNO}_3, \text{FeCl, FeSO}_4, \text{ZnOH, AlNO}_3, \text{KO, CaPO}_4, \text{CuCl, CrO, CrO.} \end{matrix}$

7 Хімічні рівняння

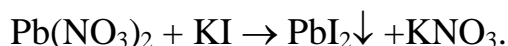
Хімічне рівняння – це короткий спосіб викладення деяких особливостей реакції. Формули ліворуч показують реагенти, присутні до зміни, а продукти реакції показують праворуч.

Приклад: натрій + вода → натрій гідроксид + водень
реагенти продукти реакції

Хімічне рівняння повинно бути збалансовано. Тобто загальна кількість всіх атомів ліворуч має з'явитися справа. Це впливає з основного закону хімії, **закону збереження матерії**: матерія не створюється і не руйнується в будь-якій хімічій реакції.

Збереження рівноваги в рівняннях

1. Запишіть всі правильні формули після рівняння словами
плюмбум(II) нітрат + калій іодид → плюмбум(II) іодид + калій нітрат



Це схема реакції.

Стрілка, спрямована вниз, після формули, як в $\text{PbI}_2\downarrow$ показує, що речовина є нерозчиненою у воді і випадає в осад.

2. Перевірте, чи всі атоми реагентів з'являються справа. У цьому рівнянні є 2 атоми I в PbI_2 , але лише 1 атом I – зліва. Урівноважте атоми, змінюючи тільки кількість молекул, тобто, записуючи числа перед формулами і ніколи не змінюючи самі формули.



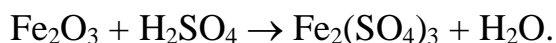
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ і KI – це формули реагентів (вихідних речовин),

PbI_2 і KNO_3 – це формули продуктів реакції.

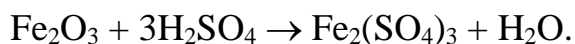
Приклад:

Ферум(III) оксид + сульфатна кислота → ферум(III) сульфат + вода

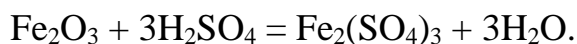
Схема реакції:



Рівняння не урівноважене. 3 групи SO_4^{2-} справа вимагають 3 молекули H_2SO_4 . Отже,



Нарешті, 3 H_2SO_4 дають 6 атомів H і, отже, 3 H_2O врівноважують рівняння.



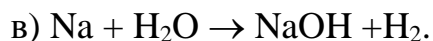
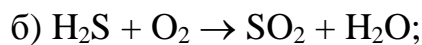
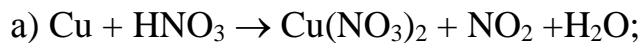
Правильне співвідношення формул у врівноваженій формулі можна експериментально довести.

Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Що таке хімічне рівняння?
2. Як називаються речовини, які вступають у реакцію?
3. Як називаються речовини, які утворюються в результаті реакції?
4. Чим відрізняється хімічне рівняння від схеми реакції?

Завдання 2. Поставте коефіцієнти і вкажіть формули реагентів і продуктів реакції.



Дослід 1. Демонстрація закону збереження матерії

Готують закриту колбу з пробкою з 2 окремими розчинами. Відповідні пари розчинів: 1) плюмбум(II) нітрат і калій іодид; 2) натрій хлорид і аргентум нітрат; 3) купрум(II) сульфат і натрій гідроксид.

Закриту систему (закрита пробкою колба і її вміст) акуратно зважують. Потім збовтують, щоб викликати реакцію. У кожному разі в розчині утворюється твердий продукт. Колбу і продукти знову зважують. Вага не повинна змінитися, тим самим показуючи, що в межах точності балансу, закон збереження матерії є вірним.

ТЕСТ №1

Тестові завдання з вибором однієї правильної відповіді

1. Чому дорівнює число Авогадро?

- а) 22,4 л;
- б) $9,64 \cdot 10^4$ Кл/моль;
- в) 8,31 Дж/(моль·К);
- г) $6,02 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

2. Визначте валентність Сульфуру в сполуці SO₃:

- а) 1;
- б) 2;
- в) 4;
- г) 6.

3. Визначте сполуку, в якій валентність Хрому дорівнює VI:

- а) CrO;
- б) Cr₂O₃;
- в) CrO₃;
- г) Cr(OH)₃.

4. Визначте ряд хімічних елементів з постійною валентністю:
- а) Н, Li, Fe;
 - б) О, Са, Ва;
 - в) С, Sn, Fe;
 - г) Р, Рb, S.
5. Визначте ряд хімічних елементів зі змінною валентністю:
- а) Cu, Cr, F;
 - б) Fe, С, S;
 - в) Al, Ca, Mg;
 - г) Н, Na, К.
6. Визначте ряд сполук Карбону(IV):
- а) С, CO, CO₂;
 - б) CO₂, K₂CO₃, H₂CO₃;
 - в) С, Na₂CO₃, KHCO₃;
 - г) MgCO₃, BaCO₃, CO.
7. Вкажіть формули реагентів у реакції $\text{HCl} + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$:
- а) KOH, H₂O;
 - б) HCl, KCl;
 - в) KCl, H₂O;
 - г) HCl, KOH.
8. Вкажіть формули реагентів у реакції $3\text{Zn} + 2\text{NH}_3 = \text{Zn}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2$:
- а) Zn, Zn₃N₂;
 - б) Zn, NH₃;
 - в) Zn₃N₂, H₂;
 - г) NH₃, H₂.
9. Вкажіть формули продуктів реакції у хімічному рівнянні
- $$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}:$$
- а) H₂SO₄, NaOH;
 - б) Na₂SO₄, H₂O;
 - в) H₂SO₄, H₂O;
 - г) NaOH, Na₂SO₄.
10. Вкажіть формули продуктів реакції у хімічному рівнянні
- $$2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2:$$
- а) HCl, H₂;
 - б) Al, AlCl₃;
 - в) Al, HCl;
 - г) AlCl₃, H₂.

8 Оксиген. Кисень

Поширення

Оксиген – найпоширеніший елемент на землі. Він утворює основну частину земної кори, а також становить 8/9 ваги всієї води на планеті і утворює 20% об'єму повітря.

Атомна структура

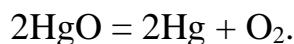
Атом має атомне число 8, а отже, 8 протонів і 8 електронів, розташованих на К (2), L (6). Найпоширенішим ізотопом є O-16 з 8 нейтронами в ядрі. Атом Оксигену може отримувати 2 електрони від активних металів, щоб заповнити оболонку L, або атоми Оксигену можуть спільно використовувати 2 пари електронів, як в газі кисні O₂:



Способи одержання кисню

Газ звільняється, коли нагрівають деякі сполуки.

1. Меркурій(II) оксид, червоний порошок сильно нагрівають в пробірці. Порошок чорніє і зникає. У той же самий час в пробірку поміщають тліючу дерев'яну тріску, і вона спалахує. Таким чином виявляють кисень. Сріблясті краплі ртуті утворюються на більш прохолодних частинах пробірки.



2. Звичайний спосіб одержання кисню – це нагрівання суміші, що складається з 1 частини манган(IV) оксиду з 3 частинами калій хлорату, як показано на рис. 8.1.

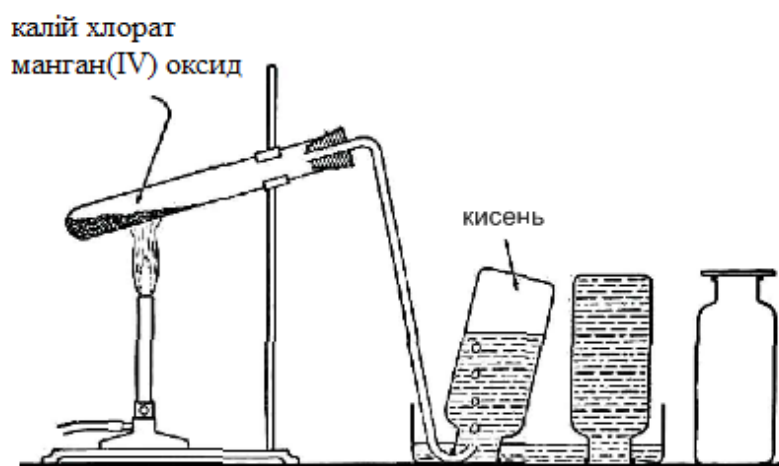


Рис. 8.1 – Одержання кисню

Манган(IV) оксид діє як каталізатор, що прискорює розкладання калій хлорату, але каталізатор залишається, в кінцевому рахунку, незміненим.



Поміщена тліюча дерев'яна тріска загоряється. Цей розчин можна використовувати для визначення процентного вмісту кисню в повітрі. Збовтайте розчин з вимірюваним об'ємом повітря в закритій пробкою газовій вимірювальній трубці. Відкрийте трубку, опущену у воду. Вода піднімається, щоб витіснити близько 20% повітря в трубці.

Промислове джерело кисню

Повітря спочатку стискається. Це призводить до його нагрівання. Потім воно охолоджується і різко розширюється. Це викликає подальше охолодження. Цикл стискання, охолодження та зниження тиску повторюється неодноразово з тим, щоб температура впала достатньо для того, щоб отримати рідке повітря за температури -200°C . Коли рідке повітря поступово нагрівається, кисень і азот википають з нього за різних температур. Таким чином, утворюється велика кількість чистого кисню. Цей процес називається фракційна перегонка рідкого повітря.

Важливість кисню

Газ важливий для життя. Всі живі клітини використовують кисень при диханні. При цьому хімічні реакції в клітинах вивільняють енергію, яка використовується для того, щоб викликати подальші хімічні реакції і виділяти тепло.

Кисень використовується в високотемпературному ацетиленокисневому зварюванні та різанні металів і для видалення домішок у виробництві сталі. Він також застосовується як ракетне паливо і в кисневих наметах у лікарнях.

Фізичні властивості

Кисень – невидимий, безбарвний газ, який складає близько 4% об'єму, розчиненого у воді за кімнатної температури. Його густина більше за повітря в співвідношенні 32: 28,9. Точки кипіння і замерзання кисню – близько -200°C .

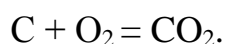
Хімічні властивості

Речовини краще горять у кисні, ніж у повітрі.

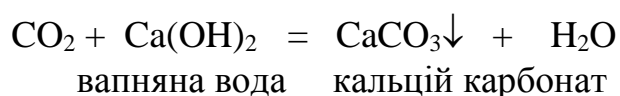
1. Взаємодія з неметалами

а) взаємодія з вуглецем

Якщо деревне вугілля сильно нагріти в повітрі до тих пір, поки воно не стане тьмяно червоним, а потім помістити в кисень, вугілля яскраво займеться, розкидаючи іскри. Продуктом реакції є невидимий газ – карбон(IV) оксид.

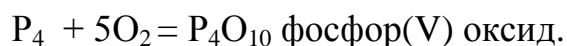
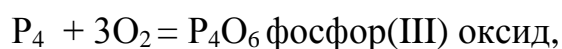


Збовтати вапняну воду ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) з карбон(IV) оксидом. Утворюється біла драглиста тверда речовина.



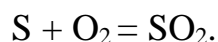
б) взаємодія з фосфором

Фосфор – вогненебезпечна і токсична речовина. Його не слід чіпати руками. Обережно нагрійте малу (розміром з рисове зерно) кількість жовтого (білого) фосфору в ложці і помістіть в кисень. З'являється яскраво-біле полум'я і клуби білого диму.



в) взаємодія з сіркою

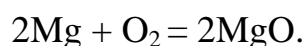
Кристали жовтої сірки, нагріті в ложці, будуть плавитися, перетворюючись на темно-червону рідину, і горіти блідо-блакитним полум'ям з задушливим запахом. Сірка горить яскравіше в пляшці з киснем, утворюючи непрозорий газ сульфур(IV) оксид:



2. Взаємодія з металами

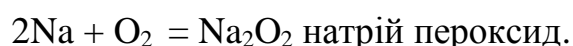
а) взаємодія з магнієм

Розжарити трохи магнію на бунзеновському пальнику і помістити його в кисень. Можна побачити інтенсивний блакитно-білий світ, утворюється білий дим і порошок магній оксиду:



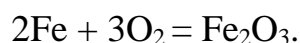
б) взаємодія з натрієм

Цей метал небезпечний у вологих умовах і його не слід брати руками. Відріжте шматок натрію за розміром не більший, ніж сірникова головка і нагривайте до тих пір, поки він не почне плавитися. При зануренні в кисень видно золотисто-жовте полум'я, утворюється натрій оксид. Може також утворюватися натрій пероксид:



в) взаємодія з залізом

Сильно нагріта тонка спресована сталева стружка швидко занурюється в кисень і горить, виділяючи золотистий колір і інтенсивне тепло, яке може плавити метал.



8.1 Сполуки Оксигену

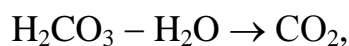
8.1.1 Оксиди та ангідриди

Неметали, такі як вуглець, сірка і фосфор, горять, утворюючи оксиди, що класифікуються як кислотні. Ці оксиди реагують з водою і утворюють кислотні розчини, які перетворюють блакитний лакмус у червоний.

Це можна продемонструвати шляхом спалювання цих елементів в пляшці з киснем і струшуванням продуктів оксидів з водою до додавання лакмуса.



Оксиди CO_2 , SO_2 та інші називаються кислотними ангідридами, тому що кожен може розглядатися як молекула кислоти без води.

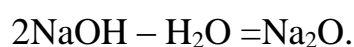


Ангідрид означає без води.

Деякі метали утворюють розчинні оксиди, які реагують з водою і утворюють основи. Розчини перетворюють червоний лакмус у блакитний.



Na_2O , MgO та інші розчинні металеві оксиди називаються ангідриди, тому що їх можна розглядати як результат видалення води з основи. Наприклад,



основа – вода = основний ангідрид.

8.1.2 Окиснення

Коли сполука хімічно з'єднуються з киснем, цей процес називається окисненням. Ступінь окиснення залежить від хімічної активності речовини, температури і чи достатньо дрібно подрібнена речовина.

Благородні метали золото та платина настільки неактивні, що вони не окиснюються століттями. Натрій такий активний, що свіже відрізаний шматок натрію, залишений на повітрі, відразу ж тьмяніє. Іржавління заліза – це відносно швидка форма окиснення.

Будь-яка сильна хімічна реакція, яка виділяє світло і тепло, називається **процесом окиснення**. Кисень не потрібний для всіх реакцій процесу окиснення, але більша їх частина використовує кисень. Наприклад, суміш газів водню і хлору, що знаходиться під яскравим світлом, стає вибухонебезпечною. Подрібнений Стибій, впорскується в хлор, спалахує, енергійно реагуючи з хлором.

Деякі речовини при окисненні за кімнатної температури вивільняють достатню кількість теплової енергії для того, щоб матеріал загорівся. Це – **самозаймання**. У деяких випадках звільнена енергія утримується в окислюваній матерії, сприяючи підвищенню температури до точки займання речовини.

Наприклад, промаслене дрантя може самозайматися при поганій вентиляції повітря. Хімічний розпад мастил і тканини виробляє тепло, яке і викликає самозаймання. Вологе сіно може зайнятися, так як воно хімічно розпадається і в той же самий час накопичує всередині себе тепло, яке виділяється.

Вибух пилу

Речовини, що знаходяться у великих шматках, як наприклад вугілля, окиснюються відносно повільно. Але якщо цю речовину сильно подрібнити, то воно може зайнятися, тому що кожна легкозаймиста частка пилу оточена достатньою кількістю кисню для швидкого займання.

Наприклад, на борошномельному заводі статичний електричний розряд може запалити дрібний пил. Так само вугільний пил в шахті може вибухнути, якщо іскра запалить його.

Зволоження приміщення або хороша вентиляція попередять подібні вибухи.

Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Чи може кисень реагувати з металами? Наведіть приклади.
2. Чи може кисень реагувати з неметалами? Наведіть приклади.
3. Що таке фракційна перегонка рідкого повітря?
4. Які сполуки кисню ви знаєте? Наведіть приклади.
5. Що таке окиснення?
6. Які оксиди називаються кислотними ангідридами?

Завдання 2. Наведіть приклади:

- а) кислотних оксидів;
- б) основних оксидів;
- в) пероксидів.

Завдання 3. Наведіть приклади оксигеновмісних кислот.

Завдання 4. Наведіть приклади металів, які не окиснюються.

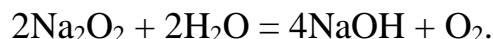
Дослід 1. Самозаймання фосфору

Шматочок жовтого фосфору розміром з горошину розчиняють у декількох мілілітрах сірковуглецю і ллють через фільтрувальний папір, який утримують щипцями. Рідина випаровується, залишаючи дрібний порошок

фосфору на папері. Окиснюючись фосфор виділяє достатньо тепла для самозаймання.

Дослід 2. Самозаймання сполук натрію

Посипають целюлозну вату натрій пероксидом. Потім на порошок наливають декілька мілілітрів води. Виділяється велика кількість тепла і звільняється кисень. Відбувається самозаймання з типовим золотисто-жовтим полум'ям сполук натрію:



9 Гідроген. Водень

Поширення

Гідроген – це поки що найпоширеніший елемент у всесвіті. Це важливий компонент сонця та інших зірок. Тим не менше, вільного водню в земній атмосфері – мало, він існує в багатьох основних сполуках. У воді водень становить 1/9 її ваги. Нафта – це суміш багатьох воднево-вуглецевих сполук, а всі тваринні масла, жири, вуглеводи, протеїни мають водень як основну частину їх структури.

Атомна структура

Гідроген має найпростіший атом з ядром з 1 протона, оточеним 1 електроном. У нього немає нейтрона і його атомна маса – 1 а.о.м. Окремих атомів Н не існує за кімнатної температури, вони утворюють молекулу H_2 , спільно використовуючи пару електронів, як в Н: Н або Н—Н.

Важкий водень або дейтерій, іноді позначається D або H^2 , це ізопоп водню масою 2 а.о.м., що складається з 1 протона, 1 нейтрона і 1 електрона. Третій ізопоп – це тритій, який є дуже рідкісним і радіоактивним. Він має 2 нейтрони і 1 протон в ядрі і, як інші ізопопи водню, має 1 електрон. Його позначають H^3 .

Важка вода містить 2 атоми дейтерію і 1 атом Оксигену. Її формула – D_2O , Така вода може зустрічатися у звичайній воді, приблизно 1 молекула на кожні 5000. Вона використовується для контролю рівня розпаду урану в ядерних реакторах.

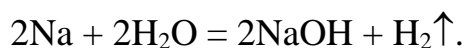
Способи одержання водню

1. Взаємодія активних металів з холодною водою.

а) взаємодія натрію з водою

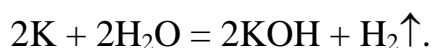
Натрій – м'який сріблястий метал, який зберігається під петролейним ефіром для запобігання окиснення. Його не можна чіпати руками із-за його роз'їдаючого впливу на вологу шкіру.

Якщо відрізати маленький шматочок натрію величиною не більше сірникової головки і опустити у воду, він активно реагує. Хімічний стакан слід негайно накрити скляною платівкою, щоб запобігти небезпечному викиду розплавлених крапель металу. Метал плавиться, перетворюючись на маленьку кульку, яка рухається по поверхні води, видаючи шиплячий звук, так як він звільняє бульбашки водню з води. Можна побачити кілька золотистих іскор, коли натрій, врешті-решт, розчиниться і утворить сріблястий розчин лугу (натрій гідроксид). Основний розчин перетворює червоний лакмус у жовтий.



б) взаємодія калію з водою

Калій нагадує натрій, але має пурпурний блиск, якщо його тільки-но відрізати, він дуже небезпечний. Якщо дуже маленький шматочок металу помістити у воду, він веде себе як натрій і виділяє більше енергії, достатньої для займання газу водню. Так як краплі металу відскакують від поверхні води, калій утворює ліловий язик полум'я при згоранні водню з парами калію. Утворюється основний розчин калій гідроксиду.



б) взаємодія кальцію з водою

Кальцій реагує у воді більш контрольованим чином. Це крихкий сірий метал, що біліє на повітрі. У воді він тоне, звільняє вільні бульбашки водню і утворює розчин і каламутну суспензію основного кальцій гідроксиду.

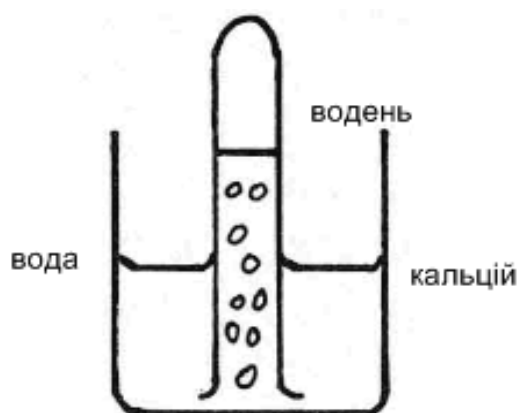


Рис. 9.1 – Одержання водню

Водень можна зібрати в пробірку, як показано на рисунку 9.1, а перевірити за допомогою палаючої тріски. До того ж якщо рідину відфільтрувати, то можна продемонструвати, що це вапняна вода, пропускаючи карбон(IV) оксид через фільтрат, щоб викликати типову реакцію карбон(IV) оксиду з вапняною водою.

в) взаємодія магнію з водою

Свіже подрібнений магній повільно реагує з холодною водою. Маленьку ложку магнію можна засипати в пробірку повну води. Пробірку закривають гумовою пробкою з отвором і залишають переверненою на ніч в хімічному стакані з водою. Вивільняється достатня кількість газу водню, що можна перевірити за допомогою вогню.



Можна зробити пристрій для демонстрації того, як нагрітий магній горить та у водяному парі утворює магній оксид і водень.

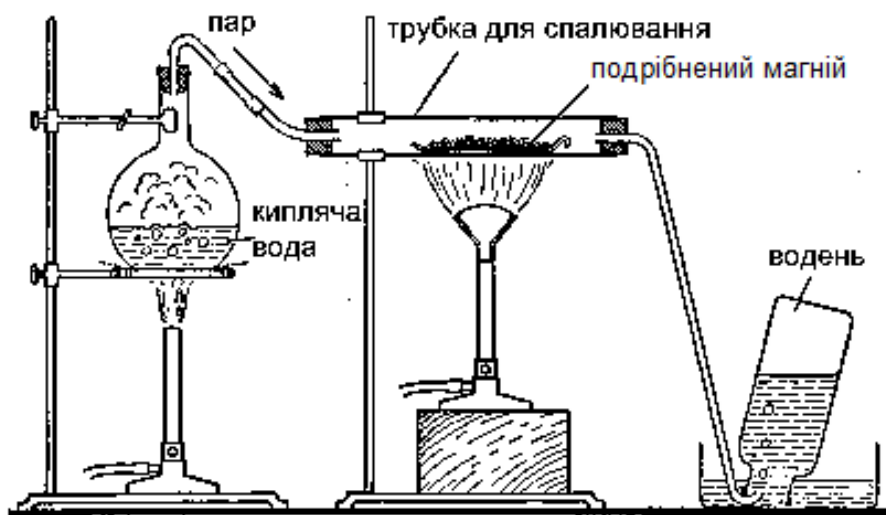
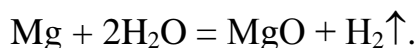


Рис. 9.2 – Одержання водню

Спочатку вдувається пар через трубки, щоб витіснити повітря. Потім запалюються горілки. Раптово магній запалюється, і невидимий газ спрямовується в газовий балон. Газ спалахує з легким хлопком, вказуючи на водень. Необхідна вогнестійка трубка для спалення.



г) взаємодія заліза з водою

У пристрої (рис. 9.2.) можна нагрівати подрібнене залізо або цвяхи замість магнію. Реакція – менш активна, але знову утворюється водень:



Речовини, які є до хімічної реакції, називаються **реагентами**, а нові речовини, що утворюються в результаті реакції, називаються **продуктами**.

Хімічна реакція є **оборотною**, якщо при одному наборі умов реагенти утворюють продукти, а за інших умов продукти реагують, щоб утворити первинні речовини.

Реакція заліза і водяної пари є прикладом. Пар, що охоплює нагріте залізо, утворює ферум оксид і водень. Зворотна реакція це пропустити потік водню через ферум оксид. Оксид перетворюється на залізо шляхом видалення кисню, і також утворюється пара.

2. Взаємодія активних металів з кислотою

Деякі з більш активних металів, такі як магній, цинк або залізо, звільняють водень із розведених кислот, таких як сульфатна чи хлоридна.

Покладіть в колбу (рис. 9.3.) близько столової ложки гранульованого цинку і додайте достатню кількість розведеної сульфатної кислоти через трубку з загнутим кінцем, щоб покрити цинк. Триває активне утворення бульбашок, і розчин нагрівається. Судини з воднем можна протестувати.

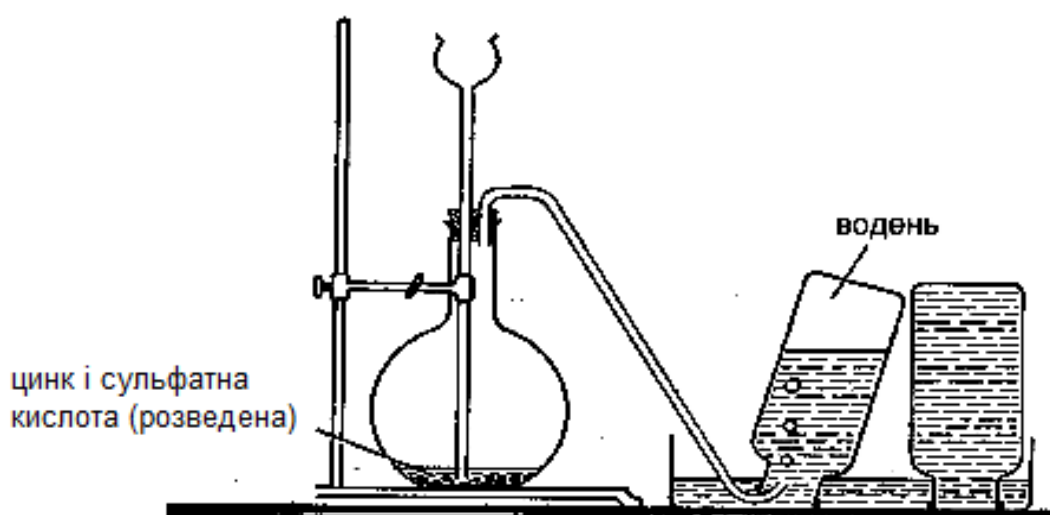
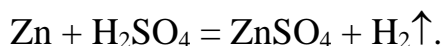


Рис. 9.3 – Одержання водню



Фізичні властивості

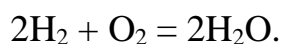
Водень є невидимим газом без запаху. Він не розчиняється у воді та найлегший з усіх газів. Його точки кипіння і замерзання – нижче -200°C .

Хімічні властивості

1. Взаємодія з простими речовинами-неметалами

а) взаємодія з киснем

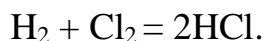
Водень горить у повітрі гарячим майже невидимим блакитним полум'ям, утворюючи воду. Це можна продемонструвати, дозволивши полум'ю доторкнутися до холодної поверхні. Утворюються краплі води. Воду можна ідентифікувати, додавши безводний порошок купрум(II) сульфату, який стає блакитним.



Ідентифікаційний тест. Газ є воднем, якщо він горить, утворюючи воду і більше ніяких продуктів.

б) взаємодія з хлором

Гази водень і хлор в суміші будуть активно реагувати, якщо ультрафіолетове світло від яскравого сонячного світла або палаючий марганець потрапляють на гази. Ультрафіолетове світло забезпечує енергію активації, необхідну для початку екзотермічної реакції.



Цю реакцію або вибух водню з киснем можна використовувати для ілюстрації закону Гей-Люссака і довести формули для води і молекул водню.

2. Гідрування

Неграничні карбонові сполуки мають подвійні або потрійні ковалентні зв'язки між деякими з атомів Карбону. Ці молекули можуть приєднати водень і утворити граничні вуглеводневі сполуки, які мають лише поодинокі ковалентні зв'язки. Термін каталітичне гідрування використовується в тому випадку, якщо каталізатор, такий як порошкоподібний нікель, використовується для того, щоб прискорити реакцію. Приклад: неграничні рослинні жири перетворюються в тверді граничні жири додаванням водню, щоб подвоїти пов'язані атоми Карбону.

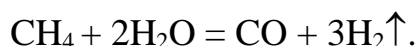
Промислові джерела водню

1. Електроліз води

Газ отримують електролізом води, але є інші більш звичайні джерела. Використовується також електроліз розчину натрій хлориду.

Термічний крекінг природного газу

Іншим важливим джерелом водню є термічний крекінг природного газу, головним чином метану CH_4 . Він вступає в реакцію при високій температурі в присутності каталізатора:



Потім більше пара нагрівається з продуктами при різній температурі і з іншим каталізатором:



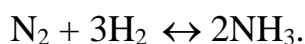
Карбон(IV) оксид можна розчинити у воді при тиску, щоб відділити водень.

Застосування водню

Його використання в гідруванні харчових масел вже розглядалося вище. Інші неграничні масла в сирій нафті також гідруються, утворюючи корисні сполуки.

Водень в рідкому вигляді є корисним ракетним паливом, так як відносно мала маса газу згоряє, виділяючи велику кількість енергії. У воднево-кисневому полум'ї утворюються високі температури для зварювання або різання металів.

Основне застосування – це виробництво газу амоніаку (процес Хабера). Азот, отриманий шляхом фракційної перегонки рідкого повітря, змішується з воднем за температури 400°C і тиску в кілька сотень атмосфер в присутності каталізатора (залізний порошок).



Амоніак можна окиснити до нітратної кислоти, яка є ще одним дуже корисним хімікатом.

Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Яка хімічна реакція називається оборотною? Наведіть приклад.
2. Чи може водень реагувати з неметалами? Наведіть приклади.
3. Що таке гідрування?
4. Що таке каталітичне гідрування?
5. Що таке процес Хабера?

Завдання 2. Опишіть фізичні властивості водню.

Завдання 3. Наведіть приклади:

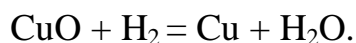
- а) сполук водню з неметалами;
- б) сполук водню з металами;

Завдання 4. Назвіть промислові джерела водню.

Завдання 5. Наведіть приклади застосування водню.

Дослід 1. Демонстрація взаємодії водню з купрум (II) оксидом

Для проведення досліду використовують прилад зображений на рис. 9.2. Пропускають потік сухого водню через чорний купрум(II) оксид в трубці. Водень осушується при його першому проходженні через П-подібні трубки з кальцій хлоридом або іншим сушильним агентом. Порошок червоніє, тому що утворюється мідь. Крапельки води утворюються на більш холодних частинах трубки для спалення:



10 Масова частка, прості молекулярні формули, розрахунки із рівнянь

Відносна атомна маса

Кожен атом має певну масу. Маса атома дуже маленька величина. Маса позначається символом m_a . Маса – це фізична величина. Маса виражається в грамах, кілограмах, тонах і називається абсолютною масою.

Наприклад: $m_a(\text{C}) = 19,9 \cdot 10^{-24}$ г, або $19,9 \cdot 10^{-27}$ кг.

Абсолютна маса атома – це маса атома в грамах або кілограмах. В хімії абсолютну масу атома не використовують. В хімії масу атома виражають в атомних одиницях маси (а.о.м.).

Атомна одиниця маси (а.о.м.) – 1/12 (одна дванадцята) частина маси атома Карбону.

$$A.o.m. = \frac{1}{12} \cdot m_a(\text{C}) = \frac{19,9 \cdot 10^{-24}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г або } 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

В хімії використовують відносну атомну масу елемента. Відносну атомну масу позначають символом Ar .

Відносна атомна маса елемента – величина, що дорівнює відношенню маси атома елемента до атомної одиниці маси.

$$Ar(\text{елемента}) = \frac{m_a(\text{елемента})}{a.o.m.}, \quad (10.1)$$

де m_a – маса атома елемента, г;

$a.o.m.$ – атомна одиниця маси, г.

Наприклад,

$$Ar(\text{H}) = \frac{m_a(\text{H})}{a.o.m.} = \frac{1,67 \cdot 10^{-24}}{1,66 \cdot 10^{-24}} \approx 1,$$

Відносна атомна маса – це безрозмірна величина.

Відносна атомна маса елемента вказана в періодичній системі елементів.

Відносна молекулярна маса

Абсолютна маса молекули (маса молекули в грамах або кілограмах) – дуже маленька величина. Абсолютну масу молекули позначають символом m_m .

Наприклад,

$$m_m(\text{H}_2\text{O}) = 30 \cdot 10^{-24} \text{ г або } 30 \cdot 10^{-27} \text{ кг.}$$

В хімії абсолютну масу молекули не використовують. В хімії використовують *відносну масу молекули* (відносну молекулярну масу). Відносну молекулярну масу позначають символом Mr .

Відносна молекулярна маса речовини – величина, що дорівнює відношенню маси молекули речовини до 1/12 маси атома Карбону – 12.

$$Mr(\text{речовини}) = \frac{m_m(\text{речовини})}{\frac{1}{12}m_a(\text{C})} = \frac{m_m(\text{речовини})}{a.o.m.}, \quad (10.2)$$

де m_m – абсолютна маса молекули, г.

Відносна молекулярна маса – це число, яке показує, у скільки разів маса молекули речовини більше, ніж атомна одиниця маси.

В хімії відносну молекулярну масу визначають, як суму відносних атомних мас елементів, з яких складається молекула.

$$Mr(\text{речовини}) = \sum n_i \cdot Ar_i \quad (10.3)$$

де n_i – число атомів елемента;

Ar_i – відносна атомна маса цього елемента.

Відносна молекулярна маса дорівнює сумі відносних атомних мас усіх атомів, з яких складається молекула.

Наприклад, $Mr(\text{H}_2\text{O}) = 2Ar(\text{H}) + Ar(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$.

Відносна молекулярна маса – безрозмірна величина.

Кількість речовини

В хімії використовують фізичну величину – кількість речовини. Кількість речовини позначають символом n або ν («ню»). Одиниця кількості речовини – моль.

Моль – це кількість речовини, яке містить стільки структурних частинок, скільки міститься в 12 г (дванадцяти грамах) вуглецю.

В 12 г вуглецю міститься $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів. Отже, моль будь-якої речовини містить $6,02 \cdot 10^{23}$ атомів або молекул.

Наприклад, моль H_2O містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул води;

моль H_2 містить $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул водню.

Число структурних одиниць, яке міститься в молі будь-якої речовини, називають **сталю Авогадро** і позначають символом N_A .

$$N_A = \frac{N}{\nu}, \quad (10.4)$$

де N – число структурних одиниць;

ν – кількість речовини, моль.

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

В хімії та фізиці застосовується фізична величина – **молярна маса**, яку позначають символом ***M***:

$$M = \frac{m}{\nu}, \quad (10.5)$$

де *m* – маса речовини, г;
ν – кількість речовини, моль.

Молярна маса – це фізична величина, яка дорівнює відношенню маси речовини до кількості речовини.

Одиниці вимірювання молярної маси – грам на моль (г/моль) або кілограм на моль (кг/моль).

Для визначення молярної маси речовини треба:

– визначити за формулою речовини значення відносної молекулярної маси;

– до результату дописати одиниці молярної маси.

Наприклад, молярну масу сульфатної кислоти обчислюють так:

$$Mr(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2Ar(\text{H}) + Ar(\text{S}) + 4Ar(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98;$$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль.}$$

Числове значення молярної маси речовини дорівнює числовому значенню відносної молекулярної маси.

Об'єм, який займає 1 моль газу

Зразок газу можна зважити і записати його об'єм при кімнатних умовах. З цих результатів можна визначити густину газу і об'єм, який займає 1 моль газу, за н.у.

Об'єм, який займає один моль газу за нормальних умов (*V_m*) можна визначити за формулою:

$$V_m = \frac{M}{\rho_{\text{н.у.}}}, \quad (10.6)$$

де *M* – молярна маса газу, г/моль;

ρ_{н.у.} – густина газу за нормальних умов, г/л.

$$\text{Наприклад: } V_m(\text{H}_2) = \frac{2,0159}{0,09} = 23,398 \approx 22,4 \text{ л/моль};$$

Об'єм, який займає 1 моль газу за н.у. – 22,4 л.

Якщо в формулу 10.6. підставити вираз молярної маси і густини, то отримаємо:

$$V_m = \frac{V}{\nu}, \quad (10.7)$$

де V – об'єм газу, л;

ν – кількість речовини, моль.

Якщо відома формула газу, його густину або масу будь-якого об'єму газу за будь-якої температури і тиску можна обчислити.

Приклади розв'язання задач

Приклад 1. Яка густина карбон(IV) оксиду в грамах на літр за н.у.?

Дано:
н.у.
 $V_m = 22,4$ л/моль
 $\rho(\text{CO}_2) - ?$

Розв'язання:

- 1) $A_r(\text{C})=12, A_r(\text{O})=16$
- 2) Розрахуємо молярну масу карбон(IV) оксиду:

$$M_r(\text{CO}_2) = A_r(\text{C}) + 2A_r(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44;$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль.}$$

- 3) Розрахуємо густину газу з формули:

$$V_m = \frac{M}{\rho_{\text{н.у.}}},$$

$$\rho_{\text{н.у.}} = \frac{M}{V_m} = \frac{44}{22,4} = 1,96 \text{ г/л.}$$

Відповідь: $\rho(\text{CO}_2) = 1,96$ г/л.

Приклад 2. Який об'єм, займають 500 г метану CH_4 за температури 25°C і тиску 12 атм?

Дано:
 $t = 25^\circ\text{C}$ або
 $T = 298 \text{ К}$
 $P = 12 \text{ атм}$
 $m(\text{CH}_4) = 500 \text{ г}$
 $V(\text{CH}_4) - ?$

Розв'язання:

- 1) $A_r(\text{C})=12, A_r(\text{H})=1$
- 2) Розрахуємо молярну масу метану:
 $M_r(\text{CH}_4) = A_r(\text{C}) + 4A_r(\text{H}) = 12 + 4 \cdot 1 = 16;$
 $M(\text{CH}_4) = 16 \text{ г/моль.}$
- 3) За н.у. ($P=1 \text{ атм}, T=273 \text{ К}$) 1 моль газу займає об'єм 22,4 л
- 4) Розрахуємо об'єм за іншої температури і тиску:

$$V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2} \times \frac{T_2}{T_1} = 22,4 \times \frac{1}{12} \times \frac{298}{273} = 2,04 \text{ л.}$$

- 5) Таким чином 16 г водню займають об'єм 2,04 л.
Тоді 500 г водню займають об'єм x л

$$x = \frac{500 \times 2,04}{16} = 63,75 \text{ л.}$$

Відповідь: $V(\text{CH}_4) = 63,75$ л.

10.1 Розрахунки за хімічними формулами

Чиста сполука має постійний склад. Отже, співвідношення маси атомів у формулі – це також співвідношення маси в будь-якому зразку сполуки. Наприклад, вода H_2O містить 2 атоми H, кожен з яких важить 1 а.о.м., сполучених з 1 атомом O, який важить 16 а.о.м. у формулі загальної маси 18 а.о.м. Отже, водень – це $2/18$ і кисень $16/18$ маси 1 молекули води, і $2/18$ маси будь-якого зразка чистої води – це водень, кисень – $16/18$ води.

Склад за масою можна виразити у відсотках.

Масова частка (W) – це фізична величина, яка дорівнює відношенню маси компонента до маси усієї системи.

Масова частка елемента дорівнює відношенню маси елемента в молекулі речовини до маси молекули.

$$W(\text{елемента}) = \frac{n \cdot Ar(\text{елемента})}{Mr}, \quad (10.8)$$

або

$$W(\text{елемента}) = \frac{n \cdot Ar(\text{елемента})}{Mr} \cdot 100\%, \quad (10.9)$$

де n – число атомів елемента в молекулі;

Ar – відносна атомна маса елемента;

Mr – відносна молекулярна маса.

Масова частка виражається в частках одиниці або у відсотках.

Приклад 1. Знайти масову частку елементів у Al_2O_3 .

Дано:

Al_2O_3

$W(Al) - ?$

$W(O) - ?$

Розв'язання:

1) Запишемо формулу для розрахунку масової частки елемента:

$$W(\text{елемента}) = \frac{n \cdot Ar(\text{елемента})}{Mr} \cdot 100\%$$

$$W(Al) = \frac{2 \cdot Ar(Al)}{Mr(Al_2O_3)} \cdot 100\%, \quad W(O) = \frac{3 \cdot Ar(O)}{Mr(Al_2O_3)} \cdot 100\%$$

2) Знайдемо відносну молекулярну масу речовини:

$$Mr(Al_2O_3) = 2 Ar(Al) + 3 Ar(O) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 54 + 48 = 102$$

3) Розрахуємо масову частку Алюмінію:

$$W(\text{Al}) = \frac{2 \cdot 27}{102} \cdot 100\% = 52,94\% \text{ або } 0,53$$

4) Розрахуємо масову частку Оксигену:

$$W(\text{O}) = \frac{3 \cdot 16}{102} \cdot 100\% = 47,06\% \text{ або } 0,47$$

Відповідь: $W(\text{Al}) = 52,94\%$; $W(\text{O}) = 47,06\%$.

Приклад 2. Скільки грамів феруму міститься в FeCl_3 масою 50 г?

Дано:

$$\frac{m(\text{FeCl}_3) = 50 \text{ г}}{m(\text{Fe}) = ?}$$

Розв'язання:

1) Знайдемо молярну масу ферум(III) хлориду:

$$Mr(\text{FeCl}_3) = Ar(\text{Fe}) + 3 Ar(\text{Cl}) = 56 + 3 \cdot 35,5 = 162,5$$

$$M(\text{FeCl}_3) = 162,5 \text{ г/моль}$$

2) Складемо пропорцію:

162,5 г FeCl_3 містять 56 г Fe

50 г FeCl_3 містять x г Fe

$$\text{Значить, } \frac{162,5}{50} = \frac{56}{x}$$

$$\text{Звідси } x = \frac{50 \cdot 56}{162,5} = 17,2 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{Fe}) = 17,2 \text{ г.}$

10.2 Найпростіші (емпіричні) формули

Найпростіша або емпірична формула сполуки – це найменше відношення загального числа атомів у формулі. Фактична молекулярна формула дає кількість атомів в окремій молекулі і часто називається істинною формулою.

речовина	найпростіша формула	молекулярна формула
Глюкоза	CH_2O	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
Бензол	CH	C_6H_6
Ацетилен	CH	C_2H_2
Вода	H_2O	H_2O
Гідроген пероксид	HO	H_2O_2

Речовини з різними молекулярними формулами можуть мати однакові емпіричні формули (бензол і ацетилен). Молекулярна формула і проста формула можуть бути ідентичними (вода).

10.2.1 Розрахунок найпростіших формул зі складу за масою

Маса кожного елемента в зразку сполуки ділиться на певну атомну масу. Це дає відношення атомів різних елементів у формулі. Якщо відношення не є простим цілим числом, розділіть кожен член відношення на найменше число.

Приклад. Визначте найпростішу формулу речовини, що містить 29,1% Натрію, 40,5% Сульфору, і 30,4% Оксигену.

Дано:	Розв'язання:
$W(\text{Na}) = 29,1 \%$	1) В 100 г сполуки міститься 29,1 г Na, 40,5 г S та 30,4 г O.
$W(\text{S}) = 40,5 \%$	2) Відносні атомні маси елементів дорівнюють:
$W(\text{O}) = 30,4\%$	$Ar(\text{Na})=23, Ar(\text{S})=32, Ar(\text{O})=16.$
$\text{Na}_x\text{S}_y\text{O}_z - ?$	3) Розрахуємо співвідношення:
	$\frac{29,1}{23} : \frac{40,5}{32} : \frac{30,4}{16} = 1,27 : 1,27 : 1,9$
	4) Розділимо на найменше число: $1:1:1,5=2:2:3$
	Найпростіша формула – $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

Відповідь: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Молекулярні формули

Молекулярна формула сполуки – це просте кратне емпіричної формули.

Приклади: молекулярна формула бензолу – C_6H_6 , яка є найпростішою формулою $(\text{CH}) \times 6$ або $(\text{CH})_6$. Молекулярна формула оцтової кислоти – $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ і це найпростіша формула $(\text{CH}_2\text{O}) \times 2$ або $(\text{CH}_2\text{O})_2$. Якщо відомі проста формула і істинна молекулярна маса, то молекулярну формулу легко знайти.

Приклад 1. Яка молекулярна формула етиленгліколя, якщо проста формула – CH_3O і відносна молекулярна маса – 62?

Дано:	Розв'язання:
$Mr(\text{етиленгліколя}) = 62$	1) Молекулярна формула – $(\text{CH}_3\text{O}) \times n$, де $n = 1, 2, 3 \dots$ або інше ціле число
<u>Проста формула – CH_3O</u>	2) $Mr((\text{CH}_3\text{O}) \times n) = (Ar(\text{C}) + 3Ar(\text{H}) + Ar(\text{O})) \times n =$ $= (12 + 3 + 16) \times n = 31n$
Молекулярна формула – ?	3) За умовами задачі відносна молекулярна маса етиленгліколя дорівнює 62, тобто $31n = 62, \quad n = 2.$
	4) Молекулярна формула етиленгліколя – $(\text{CH}_3\text{O})_2$ або $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_2$.

Відповідь: $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_2$.

Приклад 2. Сполуку з Карбону, Гідрогену і Оксигену було повністю спалено в кисні. 0,45 г речовини дало 0,86 г карбон(IV) оксиду і 0,53 г води. Розрахуйте найпростішу і молекулярну формулу сполуки, якщо її відносна молекулярна маса – 46.

Дано:

$$m(\text{сполуки}) = 0,45 \text{ г}$$

$$m(\text{CO}_2) = 0,86 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,53 \text{ г}$$

$$\underline{Mr(\text{сполуки}) = 46}$$

Найпростіша

формула – ?

$\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ – ?

Розв'язання:

1) Відносні атомні маси елементів дорівнюють:

$$Ar(\text{C})=12, Ar(\text{H})=1, Ar(\text{O})=16.$$

2) Знайдемо молярні маси карбон(IV) оксиду та води:

$$Mr(\text{CO}_2) = Ar(\text{C}) + 2 Ar(\text{O}) = 12 + 2 \cdot 16 = 44$$

$$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$$

$$Mr(\text{H}_2\text{O}) = 2Ar(\text{H}) + Ar(\text{O}) = 2 + 16 = 18$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$$

3) Розрахуємо маси вуглецю, водню та кисню у сполуці:

$$\frac{12}{44} \times 0,86 = 0,235 \text{ г,}$$

$$\frac{2}{18} \times 0,53 = 0,06 \text{ г.}$$

4) Маса кисню = маса сполуки – (маса вуглецю + маса водню) = 0,45 – (0,235 + 0,06) = 0,155 г.

5) Розрахуємо співвідношення:

$$\frac{0,235}{12} : \frac{0,06}{1} : \frac{0,155}{16} = 0,02 : 0,06 : 0,01$$

6) Розділимо на найменше число: 2:6:1

Найпростіша формула – $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

7) Молекулярна формула – $(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \times n$,
де $n = 1, 2, 3 \dots$ або інше ціле число

$$8) Mr((\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) \times n) = (2Ar(\text{C}) + 6Ar(\text{H}) + Ar(\text{O})) \times n = (24 + 6 + 16) \times n = 46n$$

9) За умовами задачі відносна молекулярна маса сполуки дорівнює 46, тобто

$$46n = 46, \quad n = 1.$$

10) Молекулярна формула сполуки – $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Відповідь: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

Збалансоване рівняння показує відношення молей реагентів і продуктів.

Наприклад: $2\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

2 моль 3 моль 1 моль 3 моль

Отже, можна обчислити масу або об'єм реагентів і продуктів.

10.3 Розрахунок маси продукту реакції за відомою масою однієї з вихідних речовин

Приклад. Визначте, скільки грамів магній оксиду MgO утворюється при взаємодії 12 г магнію Mg з киснем O₂?

Схема реакції: $Mg + O_2 \rightarrow MgO$.

Дано:

$$m(Mg) = 12 \text{ г}$$

$$m(MgO) = ?$$

Розв'язання:

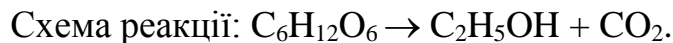
Розв'язання задачі представлено в таблиці 10.1.

Таблиця 10.1

№	Порядок дій	Виконання дій
1.	Написати рівняння хімічної реакції.	$2Mg + O_2 = 2MgO$
2.	Підкреслити формули речовин, для яких є дані в умові задачі та про які питають в задачі.	$2\underline{Mg} + O_2 = 2\underline{Mg}O$
3.	Написати над формулами речовин дані задачі.	$\begin{array}{ccc} 12 \text{ г} & & x \text{ г} \\ 2\underline{Mg} + O_2 = & 2\underline{Mg}O \end{array}$
4.	Написати під формулами речовин дані рівняння реакції: а) кількість речовини (ν); б) відносну молекулярну масу (Mr); в) молярну масу (M); г) масу (m) $m = \nu \cdot M$.	$\begin{array}{ccc} 12 \text{ г} & & x \text{ г} \\ 2\underline{Mg} + O_2 = & 2\underline{Mg}O \\ \nu = 2 \text{ моль} & & 2 \text{ моль} \\ Mr = 24 & & 24 + 16 = 40 \\ M = 24 \text{ г/моль} & & 40 \text{ г/моль} \\ m = 2 \cdot 24 = 48 \text{ г} & & 2 \cdot 40 = 80 \text{ г} \end{array}$
5.	Знайти скільки грамів магній оксиду утворюється в результаті реакції. Для цього скласти пропорцію і вирішити її.	$\frac{12}{48} = \frac{x}{80}$ <p>Тоді $x = \frac{12 \cdot 80}{48} = 20 \text{ г}$.</p>
6.	Написати і проговорити відповідь.	Відповідь: $m(MgO) = 20 \text{ г}$. В результаті реакції утворюється 20 г магній оксиду.

10.4 Розрахунок об'єму продукту реакції за відомою масою однієї з вихідних речовин

Приклад. Визначте, який об'єм карбон(IV) оксиду утворюється за н.у. шляхом бродіння 36 г глюкози?



Дано:

н.у.

$m(C_6H_{12}O_6) = 36 \text{ г}$

$V(CO_2) - ?$

Розв'язання:

Розв'язання задачі представлено в таблиці 10.2.

Таблиця 10.2

№	Порядок дій	Виконання дій
1.	Написати рівняння хімічної реакції.	$C_6H_{12}O_6 = 2C_2H_5OH + 2CO_2$
2.	Підкреслити формули речовин, для яких є дані в умові задачі та про які питають в задачі.	$\underline{C_6H_{12}O_6} = 2C_2H_5OH + 2\underline{CO_2}$
3.	Написати над формулами речовин дані задачі.	$\begin{matrix} 36 \text{ г} & & x \text{ л} \\ \underline{C_6H_{12}O_6} = & 2C_2H_5OH + & 2\underline{CO_2} \end{matrix}$
4.	Написати під формулами речовин дані рівняння реакції: а) кількість речовини (ν); б) відносну молекулярну масу (Mr); в) молярну масу (M) та молярний об'єм (V_m) г) масу (m) $m = \nu \cdot M$ та об'єм (V) $V = V_m \cdot \nu$	$\begin{matrix} 36 \text{ г} & & x \text{ л} \\ \underline{C_6H_{12}O_6} = & 2C_2H_5OH + & 2\underline{CO_2} \\ \nu = 1 \text{ моль} & & 2 \text{ моль} \\ Mr = 180 & & \\ M = 180 \text{ г/моль} & & V_m = 22,4 \text{ л/моль} \\ m = 1 \cdot 180 = 180 \text{ г} & & V = 2 \cdot 22,4 = 44,8 \text{ л} \end{matrix}$
5.	Знайти який об'єм карбон(IV) оксиду утворюється в результаті реакції. Для цього скласти пропорцію і вирішити її.	$\frac{36}{180} = \frac{x}{44,8}$ Тоді $x = \frac{36 \cdot 44,8}{180} = 8,96 \text{ л}$.
6.	Написати і проговорити відповідь.	Відповідь: $V(CO_2) = 8,96 \text{ л}$. В результаті реакції утворюється 8,96 л карбон(IV) оксиду.

10.5 Розрахунок маси вихідної речовини за відомою масою одного з продуктів реакції

Приклад. Скільки грамів алюмінію потрібно взяти для реакції з хром(III) оксидом Cr_2O_3 , щоб одержати 13 г хрому Cr?



Дано:
 $m(\text{Cr}) = 13 \text{ г}$
 $m(\text{Al}) = ?$

Розв'язання:
 Розв'язання задачі представлено в таблиці 10.3.

Таблиця 10.3

№	Порядок дій	Виконання дій
1.	Написати рівняння хімічної реакції.	$2\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$
2.	Підкреслити формули речовин, для яких є дані в умові задачі і про які питають в задачі.	$2\underline{\text{Al}} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = 2\underline{\text{Cr}} + \text{Al}_2\text{O}_3$
3.	Написати над формулами речовин дані задачі.	$x \text{ г} \qquad 13 \text{ г}$ $2\underline{\text{Al}} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = 2\underline{\text{Cr}} + \text{Al}_2\text{O}_3$
4.	Написати під формулами речовин дані рівняння реакції: а) кількість речовини (ν); б) відносну молекулярну масу (M_r); в) молярну масу (M); г) масу (m), $m = \nu \cdot M$.	$x \text{ г} \qquad 13 \text{ г}$ $2\underline{\text{Al}} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = 2\underline{\text{Cr}} + \text{Al}_2\text{O}_3$ $\nu = 2 \text{ моль} \qquad 2 \text{ моль}$ $M_r = 27 \qquad 52$ $M = 27 \text{ г/моль} \qquad 52 \text{ г/моль}$ $m = 2 \cdot 27 = 54 \text{ г} \qquad 2 \cdot 52 = 104 \text{ г}$
5.	Знайти скільки грамів алюмінію вступає в реакцію. Для цього скласти пропорцію і вирішити її.	$\frac{x}{54} = \frac{13}{104}$. Тоді $x = \frac{54 \cdot 13}{104} = 6,75 \text{ г}$.
6.	Написати і проговорити відповідь.	Відповідь: $m(\text{Al}) = 6,75 \text{ г}$. Для реакції потрібно взяти 6,75 г алюмінію.

10.6 Розрахунок об'єму продукту реакції за відомим об'ємом однієї з вихідних речовин

Об'єм газоподібних реагентів і продуктів знаходиться в тому ж співвідношенні, що й кількість молей в збалансованому рівнянні, і не залежить від фактичних умов температури і тиску до тих пір, поки всі об'єми вимірюються за однакових температури і тиску.

Приклад. Визначте, який об'єм кисню потрібен за н.у. для повного згоряння 20 л пропану (C_3H_8)? Який об'єм карбон(V) оксиду утворюється?

Схема реакції: $C_3H_8 + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$.

Дано:

н.у.

$V(C_3H_8) = 20$ л

$V(O_2) - ?$ $V(CO_2) - ?$

Розв'язання:

Розв'язання задачі представлено в таблиці 10.4.

Таблиця 10.4

№	Порядок дій	Виконання дій
1.	Написати рівняння хімічної реакції.	$C_3H_8 + 5O_2 = 3CO_2 + 4H_2O$
2.	Підкреслити формули речовин, для яких є дані в умові задачі та про які питають в задачі.	$\underline{C_3H_8} + 5\underline{O_2} = 3\underline{CO_2} + 4H_2O$
3.	Написати над формулами речовин дані задачі.	$\begin{matrix} 20 \text{ л} & x \text{ л} & y \text{ л} \\ \underline{C_3H_8} + 5\underline{O_2} = 3\underline{CO_2} + 4H_2O \end{matrix}$
4.	Написати під формулами речовин дані рівняння реакції: а) кількість речовини (ν); б) молярний об'єм (V_m) г) об'єм (V) $V = V_m \cdot \nu$	$\begin{matrix} 20 \text{ л} & x \text{ л} & y \text{ л} \\ \underline{C_3H_8} + 5\underline{O_2} = 3\underline{CO_2} + 4H_2O \\ \nu = 1 \text{ моль} & 5 \text{ моль} & 3 \text{ моль} \\ V_m = 22,4 \text{ л/моль} \\ V = 22,4 \text{ л} & 5 \cdot 22,4 = 112 \text{ л} & 3 \cdot 22,4 = 67,2 \text{ л} \end{matrix}$
5.	Знайти об'єм кисню, який потрібен для перебігу реакції. Для цього скласти пропорцію і вирішити її.	$\frac{20}{22,4} = \frac{x}{112}$ <p>Тоді $x = \frac{20 \cdot 112}{22,4} = 100$ л.</p>
6.	Знайти який об'єм карбон(IV) оксиду утворюється в результаті реакції. Для цього скласти пропорцію і вирішити її.	$\frac{20}{22,4} = \frac{y}{67,2}$ <p>Тоді $y = \frac{20 \cdot 67,2}{22,4} = 60$ л.</p>
7.	Написати і проговорити відповідь.	<p>Відповідь: $V(O_2) = 100$ л.</p> <p>Для перебігу реакції потрібно 100 л кисню.</p> <p>$V(CO_2) = 60$ л.</p> <p>В результаті реакції утворюється 60 л карбон(IV) оксиду.</p>

Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Що таке відносна атомна маса елемента?
2. Що таке відносна молекулярна маса речовини?
3. Що таке молярна маса?
4. Яким символом позначається молярна маса?
5. В яких одиницях вимірюється молярна маса речовини?
6. Що таке молекулярна формула?
7. Чому дорівнює об'єм, який займає 1 моль газу за н.у.?

Завдання 2. Закінчить фразу:

- а) абсолютна маса атома – це
- б) моль – це ...
- в) масова частка – це ...

Завдання 3. Напишіть, що позначають ці символи:

- а) N_A – ...
- б) N – ...
- в) n або ν – ...
- г) M – ...

Завдання 4. Знайдіть відносні молекулярні маси речовин: а) FeO; б) KNO₂; в) Na₃PO₄; г) Al₂O₃; д) (NH₄)₂SO₄.

Завдання 5. Визначте молярні маси речовин:

- а) BaO, MgCl₂;
- б) Na₂SiO₃, Fe(OH)₂;
- в) Al(NO₃)₃, K₂SO₃;
- г) Pb(NO₃)₂, K₂CrO₄.

Завдання 6. Обчисліть масу:

- а) натрій сульфату Na₂SO₄ кількістю речовини 0,25 моль;
- б) магній хлориду MgCl₂ кількістю речовини 0,2 моль;
- в) калій хромату K₂CrO₄ кількістю речовини 0,35 моль.
- г) натрій гідроксиду NaOH кількістю речовини 0,85 моль.

Завдання 7. Визначте масову частку елементів в речовинах: а) ZnSO₄; б) K₂CO₃; в) Al₂(SO₄)₃; г) (NH₄)₂HPO₄; д) CuCl₂; е) Fe(NO₃)₃.

Дослід 1. Вимірювання густини газу

Легкий поліетиленовий пакет об'ємом 500 мл з'єднують з гумовою пробкою, що має отвір і шматок трубки з зажимом. Пакет ретельно здавлюють, щоб він став порожнім і зважують. Кисень з циліндра нагнітають всередину, щоб заповнити пакет. Пакет залишають відкритим, але його не чіпають, даючи

можливість вийти зайвому газу, і залишають пакет повний кисню за кімнатної температури і тиску. Закривають затиск, і пакет з газом знову зважують.

Вимірювальний циліндр або пляшку місткістю більше 500 мл наповнюють водою і, перевертаючи, занурюють у воду. Кисень в пакеті виштовхується в циліндр, натисканням на пакет. Після регулювання рівня води всередині і зовні записують об'єм кисню. Записують температуру і тиск у кімнаті. Розраховують густину газу (г/л) за н.у.

1 моль кисню важить 32 г. Знаючи густину, легко вирахувати об'єм, який займає 32 г кисню. Результат повинен бути близький до 22,4 л за н.у.

Дослід 2. Доказ хімічних рівнянь

Зважують годинне скло, потім зважують його знову з 1,5...1,7 г дигідрату барій хлориду ($\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$). Записують справжню масу солі і розчиняють її без втрат у 25 мл дистильованої води. Знову за допомогою очищеного годинникового скла зважують близько 1,5 г аргентум нітрату (AgNO_3) і записують справжню масу. Розчиняють цей зразок без втрат у інших 25 мл дистильованої води. Змішують розчини. Утворюється білий осад аргентум хлориду. Він чуттєвий до світла і через декілька хвилин стає фіолетовим. Відфільтровують осад через фільтрувальний папір, ретельно промивають його дистильованою водою для того, щоб видалити будь-які розчинні солі, і залишають папір з аргентум хлоридом для висихання на ніч. Визначають масу паперу і залишку. Масу паперу можна визначити, зваживши такий самий сухий папір.

Задачі для самостійної роботи

1. Скільки грамів аргентум хлориду AgCl утворюється в результаті реакції 24,4 г натрій хлориду NaCl з аргентум нітратом AgNO_3 ?
Схема реакції: $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$.
2. Скільки літрів кисню O_2 (н.у.) утворюється в результаті термічного розкладання 30 г калій бромату KBrO_3 ?
Схема реакції: $\text{KBrO}_3 \rightarrow \text{KBr} + \text{O}_2$.
3. Скільки грамів купрум(II) сульфату CuSO_4 потрібно взяти для реакції з калій гідроксидом KOH , щоб одержати 98 г купрум(II) гідроксиду $\text{Cu}(\text{OH})_2$?
Схема реакції: $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$.
4. Скільки грамів натрій сульфату Na_2SO_4 потрібно взяти для реакції з барій хлоридом BaCl_2 , щоб одержати 20 г барій сульфату BaSO_4 ?
Схема реакції: $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{BaSO}_4$.
5. В результаті реакції міді з нітратною кислотою HNO_3 (н.у.) утворилось 40 л нітроген(IV) оксиду NO_2 . Скільки грамів міді вступило в реакцію?
Схема реакції: $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

11 Вода, гідратаційна вода, розчини, концентрація розчинів

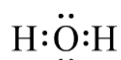
11.1 Вода

Розповсюдження

Вода – одна з найважливіших хімічних речовин для життя. Велика частина хімічних реакцій в живих клітинах відбувається у водному розчині. Також вода поширена у вигляді льоду, пари та рідини і має великий вплив на наше життя і клімат.

Молекулярна структура

Схема полярної молекули води – на с. 24. Її структура може також бути представлена електронною формулою, такою як



Невикористані електронні пари атома Оксигену називаються поодинокими парами, але доступні для утворення певних зв'язків Гідрогену з відносно позитивно зарядженими атомами Гідрогену сусідніх молекул. Тому вода називається асоційованою рідиною.

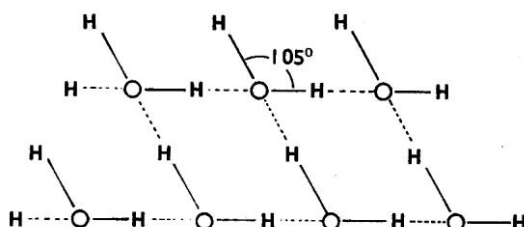


Рис. 11.1 – Схематичне представлення водневих зв'язків

Аномальні властивості води

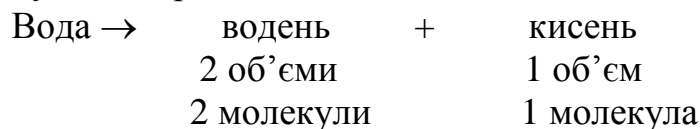
Її молекулярна маса (18 а.о.м.) – досить мала, і ми могли б припустити, що це газ з низькою точкою кипіння, як метан, якби структура була неполярно-ковалентною. Тим не менше, водневий зв'язок і асоціація груп молекул води роблять точку кипіння (100°C) і точку замерзання (0°C) високими. Іншою незвичайною особливістю є те, що крига – менш щільна, ніж вода. У твердій речовині водневі зв'язки утримують молекули на відстані одна від одної. При таненні льоду деякі водневі зв'язки розриваються, і молекули рухаються ближче одна до одної, і об'єм зменшується до тих пір, поки не досягне 4°C. Це температура максимальної густини води. Вище 4°C теплове обурення молекул змушує їх рухатися в сторони одна від одної.

Склад води за масою і об'ємом

Було проведено багато експериментів для визначення ставлення сполучної маси водню і кисню у воді. Результати експериментів показують, що

водень з'єднується з киснем у відношенні 1:8 за вагою. Якщо це виразити за шкалою атомної одиниці маси, тоді 1 а.о.м. Н реагує з 8 а.о.м. кисню. Але атомна маса Оксигену – 16 а.о.м., а атомна маса Гідрогену – 1 а.о.м. Отже, у воді 2 а.о.м. Н реагують з 16 а.о.м. О або 2 атоми Н з 1 атомом О для утворення H_2O .

Електроліз води (с. 94) дає 2 об'єма водню на 1 об'єм кисню. Це впливає із закону Авогадро:



Рівні об'єми газу при однаковій температурі і тиску містять однакову кількість молекул.

Отже, вода складається з 2 газів, з'єднаних у відношенні $2n: 1n$, або 2:1 по молекулам. Це співвідношення – $2 H_2: O_2$.

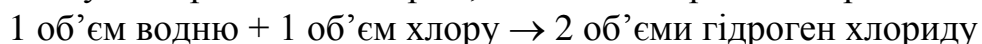
Тоді вода складається з водню і кисню в відношенні $4H: 2O$ або $2H: 1O$.
Формула води – H_2O .

Закон Гей-Люссака про об'єми газів

Експериментально доведено для багатьох газів, що об'єми газів в реакції знаходяться в простих відносинах.

Закон Гей-Люссака: об'єми газоподібних реагентів або продуктів хімічної реакції знаходяться в простому відношенні стосовно цілих чисел, якщо об'єми вимірюються при однакових температурі і тиску.

Наприклад, вода при електролізі виділяє 2 об'єми H_2 на 1 об'єм O_2 . Коли водень вступає в реакцію з хлором, виходить гідроген хлорид.



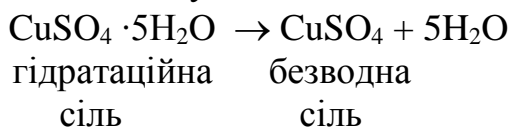
11.2 Гідратаційна вода

Гідрат

Сполуки, що містять воду в якості певної частини структури речовини, називаються гідратами. Наприклад, мідний купорос, $CuSO_4 \cdot 5H_2O$; гірка сіль, магній сірчаноокислий, $MgSO_4 \cdot 7H_2O$; гідратована сульфатна кислота, $H_2SO_4 \cdot H_2O$.

$5 H_2O$ означає 5 молекул води, хімічно приєднаних до 1 одиниці $CuSO_4$. Вода називається гідратаційною. Якщо гідрат є кристалічною твердою речовиною, вода називається кристалізаційною, і це не одна й та ж вода, що й сторонні включення води, які утворюються в деяких кристалах при їх вирощуванні з розчинів.

Дегідrataцію можна викликати обережним нагріванням гідрату, а залишок називається безводною сполукою.



Якщо кристали, що містять сторонні включення води, нагрівати, тиск води, що нагрівається сильно руйнує кристали, починається процес розтріскування.

Наліт

Уважно розглянемо через збільшувальне скло кристали гіпосульфату, яким користуються фотографи, пентагідрата натрій триоксотіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Якщо речовину вийняти з пляшечки, в якій вона зберігалася, то її кристали схожі на скло. Через декілька хвилин кристали схожі на крейду. Вода губиться в повітрі кімнати.

Ця спонтанна втрата гідратаційної води називається нальотом. Ступінь нальоту залежить від сили хімічних зв'язків у гідратів, температури і відносної вологості повітря.

Гідрати, що піддаються нальоту, мають тиск більше, ніж тиск кімнатного повітря, і вони втрачають воду до тих пір, поки не встановиться рівновага.

Розтікання

Такі речовини, як кальцій хлорид або натрій гідроксид проявляють протилежні властивості. Вони поглинають воду як плівку на своїй поверхні, а потім розчиняються у воді.

Наприклад, кульки натрій гідроксиду, що розглядаються через збільшувальне скло, стають вологими через кілька хвилин. Створіть дуже вологу атмосферу, поставивши скручений паперовий рушник в лабораторну склянку з водою у закриту шафу. Якщо тарілки з твердим натрій гідроксидом та кальцій хлоридом залишити на ніч, вони виявлять сильне розтікання, перетворившись на розчини.

Гігроскопія

Деякі речовини притягують воду, яка прилипає до їх поверхонь. Або речовина є нерозчинною в адсорбованій водяній плівці, або притягує так мало, що не утворюється розчин. Це гігроскопічна поведінка. Наприклад, шовк, вовна, скло і кремнегель, які є особливо корисними. Невеликі капсули кремнегеля поміщають у пляшечки з ліками для запобігання вологості. Ці речовини також кладуть в упаковку музичних центрів для запобігання корозії.

Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Чому вода називається асоційованою рідиною?
2. Що таке нальот?
3. Чим можна викликати дегідратацію гідрату?

Завдання 2. Сформулюйте закон Гей-Люссака.

Завдання 3. Наведіть приклади речовин, що розтікаються.

Завдання 4. Наведіть приклади гігроскопічних речовин.

Дослід 1. Демонстрація дегідратації

Експеримент на с. 13 можна використовувати для зневоднення такої сполуки, як дигідрат барій хлориду і довести, що 2 молекули води знаходяться у формулі гідрату. Зважують випарну чашку, поміщають в неї 5,88 г дигідрату барій хлориду і нагрівають. Визначають масу чашки з сіллю після зневоднення і розраховують масу води. Визначають найпростішу формулу гідрату.

11.3 Розчини

Розчин можна визначити як однорідну суміш. Наприклад, якщо блакитний порошок купрум(II) сульфату додати у воду і залишити його там, блакитний колір поступово дифундує в рідині, так як тверда речовина зникає. Через деякий час розчин набуває однорідного блакитного відтінку по всьому об'єму, тим самим показуючи, що якщо розчин утворився, то розчинена матерія не прагне випадати у вигляді осаду під дією сили тяжіння. Якщо розчин розглянути під потужним мікроскопом, можна побачити тільки одну фазу, так як розчинені частинки мають розміри молекул. Тим не менше, розчин не можна класифікувати як сполуку, так як ми можемо змінити кількість доданого купрум(II) сульфату до межі його розчинності.

Зміни при виготовленні розчинів

При виготовленні розчинів можна помітити кілька типів змін фізичних властивостей. Не всі вони мають місце при виготовленні даного розчину.

Наприклад, якщо додати у воду маленький кристал калій перманганату утворюється темно-фіолетовий розчин. **Колір** обумовлюється перманганат-іоном MnO_4^- .

Якщо порошок амоній хлориду або калій нітрату швидко збовтати з водою, то температура знизиться. Коли частинки натрій гідроксиду занурюються у воду, розчин нагрівається. Існують 2 основні чинники для зміни температури. Енергія, необхідна для розриву зв'язків між частинками у твердій речовині може братися з води і викликати охолодження. З іншого боку, частинки, що розчиняються, можуть гідруватися, зв'язуючись з молекулами води, і звільняється енергія у вигляді тепла. З цього випливає, що помічена зміна температури при виготовленні розчину буде залежати від енергії гідратації та дисоціації.

При виготовленні розчинів може відбуватися зміна об'єма. Якщо 50 мл води додати до 50 мл деревного спирту, утворюється теплий розчин об'ємом близько 98 мл. Сили тяжіння між 2 типами молекул притягають їх ближче одну до одної, хоча обидві рідини звичайно класифікуються як нестискаємі.

Іншими змінами, які можуть відбуватися при виготовленні розчинів, є наступні. Густина розчину залежить від відносної кількості розчинника і розчиненої речовини. Наприклад, ступінь зарядки автомобільного акумулятора часто визначається вимірюванням густини розчину сульфатної кислоти. Розчинені речовини знижують точку замерзання рідини. Прикладом цього може бути додавання етиленгліколя у воду радіатора автомобіля для

запобігання замерзання. Точка кипіння розчину вище, ніж температура кипіння чистого розчинника.

Прискорення розчинення

Цього можна досягти нагріванням, збовтуванням або ретельним подрібненням розчиняемого матеріалу. Великий кристал мідного купоросу буде розчинятися швидше в нагрітій воді, ніж такий же кристал в холодній. Існує 2 чинники. Підвищена температура змушує більшу кількість молекул стикатися з гранями кристала і відщеплювати частки розчиняємої речовини. Також посилюється коливання частинок в кристалічній решітці, коли додається тепло. Тому вони легко відриваються.

Якщо великий кристал ретельно подрібнити, площу його поверхні можна збільшити таким способом у 1000 разів або більше. Більша кількість молекул може стикатися з кристалами і прискорювати розчинення.

Збовтування розчину запобігає утворенню навколо твердої речовини насиченої області і сприяє більшому розчиненню.

У розчині, який не збовтують, навколо розчиняємої речовини утворюється насичений простір, що заважає молекулам розчинятися. Збовтування приносить свіжу ненасичену воду до твердої речовини і сприяє розчиненню.

Терміни розчинення

Матеріал, який розчиняється, називається розчиняема речовина, а речовина, в якій вона розчиняється – розчинником.

Приклади: цукор є розчиняема речовина, коли він розчиняється у воді. Твердий йод – це розчиняема речовина, коли він розчиняється у спирті, щоб утворити коричневий розчин, званий настоянкою йоду.

Розбавлений розчин має відносно меншу кількість речовини в набагато більшій кількості розчинника. Приклад: 6 крупинок солі в повній чашці води. Концентрований розчин має набагато більше розчиняємої речовини, як наприклад, 4 повні столові ложки аргенум нітрату в чашці води.

Ненасичений, насичений, перенасичений розчин

Ненасичений розчин – це розчин, в який можна додати більшу кількість розчиняємої речовини, і вона буде розчинятися. Якщо розчин – насичений, то при додаванні більшої кількості розчиняємої речовини, розчин не змінюється. Перенасичення зустрічається набагато рідше.

Інші розчинники, крім води

Полярна природа води як розчинника розглядалася на с. 24. Такі рідини, як бензол, газ, тетрахлорметан та інші є прикладами неполярних ковалентних сполук. Загалом, вони будуть розчиняти інші неполярні рідини або тверді речовини. Такі взаємно нерозчинні рідини, як вода і бензин, називаються незмішувани. Вода і етиловий спирт – взаємно розчинні речовини, отже, вони – змішуються.

Емульсії

Емульсія – це механічна суміш, в якій краплі однієї незмішуваної рідини плавають в іншій. 2 фази рідини можна побачити, якщо розглянути суміш під мікроскопом. Приклад: оливкова олія змішана з водою утворює емульсію. Крем для волосся і зубна паста також є прикладами цього.

Інші види розчинів

Розчин може бути однорідною сумішшю будь-яких фаз, хоча рідини звичайно є розчинниками. Якщо два гази змішуються і не реагують, вони утворюють розчин. Повітря – це розчин, що містить, головним чином, азот, кисень і водяну пару.

Гази утворюють розчини в рідинах. Природна вода містить розчинений кисень і карбон(IV) оксид. Газовані напої також є прикладами. Розчин газу у твердій речовині менш поширений. Прикладом цього може бути водень, розчинений у металі палладії.

Існує багато прикладів розчинів твердих речовин у рідинах. Рідини, які змішуються, такі як спирт і вода або тетрахлорметан і хлороформ – рідини в рідких розчинах.

Амальгами

Рідка ртуть розчиняється в таких металах, як срібло і золото, утворюючи амальгаму. Цей же термін використовується для розчину металу в ртуті.

Сплави

Деякі сплави є механічними сполуками, інші класифікуються як певні сполуки, є сплави, що відносяться до твердих розчинів. Латунь – твердий розчин міді і цинку.

Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Як можна прискорити розчинення?
2. Що таке емульсія?
3. Що таке ненасичений розчин?

Завдання 2. Які зміни можуть спостерігатись при приготуванні розчину? Наведіть приклади.

Завдання 3. Наведіть приклади розчинників.

Завдання 4. Наведіть приклади сплавів.

Дослід 1. Демонстрація перенасичення

Не більше 10-15 відміряних крапель води додають в пробірку, наполовину заповнену кристалами гіпосульфату (натрій триоксотіосульфату $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$). При збовтуванні суміші вона охолоджується, і велика частина кристалів залишається в нерозчиненому вигляді, вказуючи на те, що існує насичений розчин. Потім обережно нагрівають пробірку до тих пір, поки всі кристали розчиняться, утворюючи гарячий ненасичений розчин. Одержаний

розчин охолоджують без механічного удару до первісної температури і виявляють, що рекристалізація не відбувається. Цей холодний розчин є перенасиченим, так як він розчинив у собі більше кристалів, ніж було до цього в холодному насиченому розчині.

Додають одне маленьке зерно кристала гіпосульфату і спостерігають появу зайвої розчиненої твердої речовини. Спостерігають, як зерно кристала зростає, коли воно занурюється в розчин. Розчин є перенасиченим в тому випадку, якщо шматочок розчиненого матеріалу викличе зростання кристала.

11.4 Концентрація розчинів

Існують різні способи вираження кількісного складу розчину. Кількісний склад розчину виражають за допомогою спеціальних величин: безрозмірних (наприклад, масова частка розчиненої речовини) і розмірних (наприклад, молярна концентрація).

11.4.1 Масова частка

Масова частка розчиненої речовини (W) – це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.

Масова частка розчиненої речовини розраховується за формулою:

$$W(\text{реч.}) = \frac{m(\text{реч.})}{m(\text{р-ну})}, \quad (11.1)$$

де $m(\text{реч.})$ – маса розчиненої речовини, г;

$m(\text{р-ну})$ – маса розчину, г.

Масова частка виражається в долях одиниці або у відсотках.

Приклади розв'язання задач

Приклад 1. В 500 г розчину міститься 15 г калій хлориду. Визначити масову частку солі.

Дано:

$$m(\text{р-ну}) = 500 \text{ г}$$

$$m(\text{KCl}) = 15 \text{ г}$$

$$W(\text{KCl}) = ?$$

Розв'язання:

1) Запишемо формулу для розрахунку масової частки розчиненої речовини:

$$W(\text{реч.}) = \frac{m(\text{реч.})}{m(\text{р-ну})}, \quad W(\text{KCl}) = \frac{m(\text{KCl})}{m(\text{р-ну})}.$$

2) Розрахуємо масову частку калій хлориду:

$$W(\text{KCl}) = \frac{15}{500} = 0,03 \text{ або } 3\%.$$

Відповідь: $W(\text{KCl}) = 3\%$.

Приклад 2. 50 г натрій хлориду розчинили в 450 г води. Визначити масову частку солі.

Дано:

$$m(\text{NaCl}) = 50 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 450 \text{ г}$$

$$W(\text{NaCl}) = ?$$

Розв'язання:

1) Запишемо формулу для розрахунку масової частки натрій хлориду:

$$W(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{р-ну})} \quad \text{або} \quad W(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O})}.$$

2) Обчислимо масову частку натрій хлориду:

$$W(\text{NaCl}) = \frac{50}{50 + 450} = 0,1 \quad \text{або} \quad 10\%.$$

Відповідь: $W(\text{NaCl}) = 20\%$.

Приклад 3. До 300 г розчину натрій гідроксиду з масовою часткою NaOH 10% додали 125 г води. Знайти масову частку розчиненої речовини в новому розчині.

Дано:

$$m_1(\text{р-ну}) = 300 \text{ г}$$

$$W_1(\text{NaOH}) = 10\%$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 125 \text{ г}$$

$$W_2(\text{NaOH}) = ?$$

Розв'язання:

1) Запишемо формулу для розрахунку масової частки натрій гідроксиду в новому (другому) розчині:

$$W_2(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m_2(\text{р-ну})} \quad \text{або}$$

$$W_2(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m_1(\text{р-ну}) + m(\text{H}_2\text{O})}.$$

2) Знайдемо масу натрій гідроксиду в розчині з масовою часткою речовини 10%:

$$W_1(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m_1(\text{р-ну})} \cdot 100\% ,$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{W_1(\text{NaOH}) \cdot m_1(\text{р-ну})}{100} ,$$

$$m(\text{NaOH}) = \frac{10 \cdot 300}{100} = 30 \text{ г}.$$

3) Обчислимо масову частку NaOH в новому розчині:

$$W_2(\text{NaOH}) = \frac{30}{300 + 125} = 0,07 \quad \text{або} \quad 7\%.$$

Відповідь: $W(\text{NaOH}) = 7\%$.

Приклад 4. Скільки грамів калій гідроксиду міститься в 150 мл розчину з масовою часткою розчиненої речовини 0,2 (20%)? Густина розчину 1,19 г/мл.

Дано:	Розв'язання:
$V(\text{р-ну}) = 150 \text{ мл}$ $W(\text{KOH}) = 20\%$ $\rho(\text{р-ну}) = 1,19 \text{ г/мл}$ $m(\text{KOH}) = ?$	1) Знайдемо масу розчину за формулою: $m(\text{р - ну}) = V(\text{р - ну}) \cdot \rho(\text{р - ну}),$ $m(\text{р - ну}) = 150 \cdot 1,19 = 178,5 \text{ г.}$ 2) Маса калій гідроксиду обчислимо з формули: $W(\text{KOH}) = \frac{m(\text{KOH})}{m(\text{р - ну})} \cdot 100\%, \quad m(\text{KOH}) = \frac{W(\text{KOH}) \cdot m(\text{р - ну})}{100},$ $m(\text{KOH}) = \frac{20 \cdot 178,5}{100} = 35,7 \text{ г.}$

Відповідь: $m(\text{KOH}) = 35,7 \text{ г.}$

Задачі для самостійної роботи

1. 40 г алюміній хлориду розчинили в 160 г води. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в одержаному розчині.

2. В 220 г води розчинили 50 г кальцій йодиду. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в одержаному розчині.

3. Скільки грамів магній сульфату міститься в 340 г розчину з масовою часткою розчиненої речовини 0,15 (15%)?

4. Скільки грамів ферум(II) хлориду міститься в 0,5 кг розчину з масовою часткою розчиненої речовини 0,22 (22%)?

5. Скільки грамів натрій гідроксиду і води потрібно взяти, щоб приготувати 1 л розчину з масовою часткою розчиненої речовини 0,26 (26%)? Густина розчину 1,28 г/мл.

6. Змішали 630 г розчину натрій фосфату з масовою часткою Na_3PO_4 0,05 (5%) і 170 г води. Обчисліть масову частку розчиненої речовини в новому розчині.

11.4.2 Молярна концентрація

Молярна концентрація речовини (С) – це фізична величина, яка дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини до об'єму розчину.

$$C = \frac{\nu}{V}, \quad (11.2)$$

де ν – кількість розчиненої речовини, моль; V – об'єм розчину, л.

$$\nu = \frac{m}{M}.$$

Значить формулу для розрахунку молярної концентрації можна записати у вигляді:

$$C = \frac{m}{M \cdot V}, \quad (11.3)$$

де m – маса розчиненої речовини, г;

M – молярна маса розчиненої речовини, г/моль;

V – об'єм розчину, л.

Звідси масу речовини, яку потрібно взяти для приготування розчину певної концентрації, можна розрахувати за формулою:

$$m = C \cdot M \cdot V.$$

В системі СІ одиниця вимірювання молярної концентрації – моль на літр (моль/л) або моль на кубічний метр (моль/м³).

Приклади розв'язання задач

Приклад 1. В розчині натрій гідроксиду об'ємом 500 мл міститься 5 г NaOH. Визначити молярну концентрацію натрій гідроксиду в цьому розчині.

Дано:

$$V(\text{р-ну}) = 500 \text{ мл}$$

$$m(\text{NaOH}) = 5 \text{ г}$$

$$C(\text{NaOH}) = ?$$

Розв'язання:

1) Запишемо формулу для розрахунку молярної концентрації розчиненої речовини:

$$C(\text{NaOH}) = \frac{v(\text{NaOH})}{V(\text{р-ну})}$$

2) Обчислимо кількість речовини натрій гідроксиду:

$$v(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH})}$$

Знайдемо молярну масу натрій гідроксиду:

$$\begin{aligned} M_r(\text{NaOH}) &= A_r(\text{Na}) + A_r(\text{O}) + A_r(\text{H}) = \\ &= 23 + 16 + 1 = 40 \end{aligned}$$

$$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Тоді } v(\text{NaOH}) = \frac{5}{40} = 0,125 \text{ моль.}$$

3) Обчислимо молярну концентрацію натрій гідроксиду в розчині:

$$C(\text{NaOH}) = \frac{0,125}{0,50} = 0,25 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: $C(\text{NaOH}) = 0,25$ моль/л.

Приклад 2. Скільки грамів натрій хлориду потрібно взяти для приготування 500 мл розчину з молярною концентрацією NaCl 0,4 моль/л?

Дано:

$$V(\text{р-ну}) = 500 \text{ мл}$$

$$C(\text{NaCl}) = 0,4 \text{ моль/л}$$

$$m(\text{NaCl}) - ?$$

Розв'язання:

1) Запишемо формулу для розрахунку молярної концентрації розчиненої речовини:

$$C(\text{NaCl}) = \frac{\nu(\text{NaCl})}{V(\text{р-ну})}$$

2) Запишемо вираз для кількості речовини:

$$\nu(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})}$$

Підставивши цей вираз в формулу для молярної концентрації отримаємо:

$$C(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl}) \cdot V(\text{р-ну})}$$

$$\text{Звідси } m(\text{NaCl}) = C(\text{NaCl}) \cdot M(\text{NaCl}) \cdot V(\text{р-ну})$$

3) Знайдемо молярну масу натрій хлориду:

$$Mr(\text{NaCl}) = Ar(\text{Na}) + Ar(\text{Cl}) = 23 + 35,5 = 58,5$$

$$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль.}$$

4) Підставимо значення величин в формулу для маси:

$$m(\text{NaCl}) = 0,4 \cdot 58,5 \cdot 0,5 = 11,7 \text{ г.}$$

Відповідь: $m(\text{NaCl}) = 11,7$ г.

Приклад 3. У воді масою 180 г розчинили 20 г калій броміду. Одержали розчин густиною 1,07 г/мл. Визначити молярну концентрацію калій броміду в цьому розчині.

Дано:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 180 \text{ г}$$

$$m(\text{KBr}) = 20 \text{ г}$$

$$\rho(\text{KBr}) = 1,07 \text{ г/мл}$$

$$C(\text{KBr}) - ?$$

Розв'язання:

1) Молярну концентрацію калій броміду знайдемо за формулою:

$$C(\text{KBr}) = \frac{\nu(\text{KBr})}{V(\text{р-ну})}$$

2) Обчислимо кількість речовини калій броміду:

$$\nu(\text{KBr}) = \frac{m(\text{KBr})}{M(\text{Br})}$$

Знайдемо молярну масу калій броміду:

$$Mr(\text{KBr}) = Ar(\text{K}) + Ar(\text{Br}) = 39 + 80 = 119,$$

$$M(\text{KBr}) = 119 \text{ г/моль.}$$

$$\text{Тоді } \nu(\text{KBr}) = \frac{20}{119} = 0,168 \text{ моль.}$$

3) Обчислимо об'єм розчину калій броміду:

$$V(\text{р - ну}) = \frac{m(\text{р - ну})}{\rho(\text{р - ну})}$$

Знайдемо масу розчину калій броміду:

$$m(\text{р-ну}) = m(\text{KBr}) + m(\text{H}_2\text{O}) = 20 + 180 = 200 \text{ г}$$

$$\text{Тоді } V(\text{р - ну}) = \frac{200}{1,07} = 186 \text{ мл.}$$

4) Підставимо значення величин в формулу для молярної концентрації:

$$C(\text{KBr}) = \frac{0,168}{0,186} = 0,90 \text{ моль/л.}$$

Відповідь: $C(\text{KBr}) = 0,90 \text{ моль/л.}$

Задачі для самостійної роботи

1. В розчині калій хлориду об'ємом 2,2 л міститься 5,5 моль розчиненої речовини. Визначте молярну концентрацію калій хлориду в розчині.

2. В розчині барій хлориду об'ємом 5 л міститься 416 г розчиненої речовини. Розрахуйте молярну концентрацію барій хлориду в цьому розчині.

3. Скільки грамів речовини міститься в 200 мл розчину натрій хлориду з молярною концентрацією 2 моль/л?

4. Який об'єм розчину хлоридної кислоти з масовою часткою HCl 36,23% і густиною $1,18 \text{ г/см}^3$ потрібно взяти для приготування 600 мл 0,15 М розчину?

5. Який об'єм води слід додати до 200 мл 5 М HCl , щоб приготувати 4% розчин з густиною $1,02 \text{ г/см}^3$?

6. Скільки літрів 0,1 М KOH можна приготувати з 1 л розчину густиною $1,29 \text{ г/см}^3$, який містить 30,21% KOH ?

11.4.3 Розчинність

Розчинність речовини – це маса, необхідна для одержання насиченого розчину в даній масі води за певної температури. Розчинність речовини звичайно визначається як кількість грамів розчиненої речовини, необхідної для одержання насиченого розчину в 100 г води за даної температури. Наприклад, за температури 20°C розчинність калій нітрату – 32 г на 100 г води.

В залежності від розчинності речовини ділять на три групи: розчинні (р); малорозчинні (м); нерозчинні (н) (додаток 4).

Розчинність залежить від природи речовини. Наприклад, цукор розчиняється в воді, а залізо – ні.

Розчинність залежить від природи розчинника. Наприклад, йод не розчиняється в воді, але розчиняється в етиловому спирті.

Розчинність газів у воді

Гази сильно відрізняються по розчинності. Деякі газы, такі як водень і неон, вважаються майже нерозчинними. Інші, такі як амоніак і гідроген хлорид, добре розчиняються. У всіх випадках розчинність газу зменшується, коли температура розчину підвищується. Газы краще розчиняються у воді, якщо їх стиснути. Наприклад, пляшка содової води містить стислий розчинений карбон(IV) оксид. Коли пляшка відкривається, раптове зменшення тиску на розчин робить газ менш розчинним, і він швидко виходить з розчину у вигляді бульбашок. Для деяких газів маса газу, розчиненого у воді, змінюється прямо пропорційно тиску. Таким чином, якщо тиск газу подвоюється, кількість розчинених грамів також подвоюється. Це відомо як закон Генрі.

Розчинність залежить від температури. Наприклад, при підвищенні температури розчинність більшості рідин і твердих речовин збільшується, а газів – зменшується.

Розчинність залежить від тиску. При підвищенні тиску розчинність газів збільшується, а при пониженні – зменшується. Розчинність твердих і рідких речовин від тиску практично не залежить.

Отже, розчинність залежить від таких факторів: природи речовини, що розчиняють; природи розчинника; температури; тиску (для газів).

Контрольні питання та завдання

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Що таке масова частка розчиненої речовини?
2. Яким символом позначається масова частка розчиненої речовини?
3. В яких одиницях вимірюється масова частка розчиненої речовини?
4. Що таке молярна концентрація речовини?
5. Яким символом позначається молярна концентрація речовини?
6. В яких одиницях вимірюється молярна концентрація речовини?

Завдання 2. Закінчить фразу:

- а) розчинність речовини – це...
- б) розчинність залежить від ...

12 Електроліти, кислоти, основи, солі

12.1 Електроліти і неелектроліти

Електропровідність в металах

У твердих металах більше легкодоступних енергетичних рівнів електрона, ніж вільно утримуваних електронів. Отже, самі далекі валентні електрони можуть хаотично блукати в твердій речовині. Коли джерело електричної потенційної енергії прикладається до кінців металевого дроту, валентні електрони все ще рухаються хаотично, але відбувається поступовий зсув електронів від області більш високого потенціалу до більш низького. В результаті цього виникає спрямований потік електронів в дроті – електричний струм. Позитивно заряджені ядра металу і внутрішні міцно утримувані електрони залишаються в приблизно зафіксованих місцях розташування у твердій речовині. Метал не змінюється хімічно, коли через нього протікає струм, але може перегріватися і плавитися при протіканні занадто великого струму.

Електропровідність в газах

У газах, таких як неон, при низькому тиску в запаяній трубці високий електричний потенціал змушує вільні електрони (катодні промені) текти від катода (–) до анода (+). Це те, що відбувається в газі, який проводить електричний струм. Хімічної реакції не відбувається, коли протікає електричний струм.

Електропровідність в рідинах

Рідина або розчин можуть проводити електричний струм, і якщо це відбувається, така рідина називається електролітом. Інші рідини не проводять електричний струм і називаються неелектролітами.

Електроліти – це розчини кислот, основ і солей, які проводять електричний струм за допомогою спрямованого потоку позитивних і негативних іонів в розчині. Крім того, електроліт розкладається струмом, і відбуваються хімічні реакції на проводах, за допомогою яких електричний струм надходить і залишає розчин.

Неелектроліти – це ковалентні рідини, які не містять іонів для перенесення струму.

Дистильована вода настільки слабо розкладається на іони, що вона є надзвичайно поганим провідником. Вода з-під крана містить мінеральні солі в розчині у вигляді іонів, які переносять струм.

Іонні тверді речовини

Ці речовини не проводять струм як тверді речовини, тому що іони тільки коливаються і не можуть протікати через тверду речовину для того, щоб діяти як електричний струм. Тим не менш, у розплавленій твердій речовині є свої іони,

які будуть вільно мігрувати і проводити струм, а також хімічно розкладатися під впливом струму. Електролітичне розкладання сполук – на с. 94-97.

Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Що таке електричний струм?
2. Чи можуть гази проводити електричний струм? Наведіть приклади.
3. Чи можуть рідини проводити електричний струм? Наведіть приклади.

Завдання 2. Закінчить фразу:

- а) електроліти – це...
- б) неелектроліти – це ...

Дослід 1. Визначення електролітів

Рідину наливають у хімічний стакан так, щоб металеві дроти були добре занурені в рідину (рис. 12.1). Потім включають електричний струм. Якщо рідину є електролітом, запалюється лампочка. Електричний струм не буде текти, і лампочка не засвітиться, якщо рідину не є електролітом.

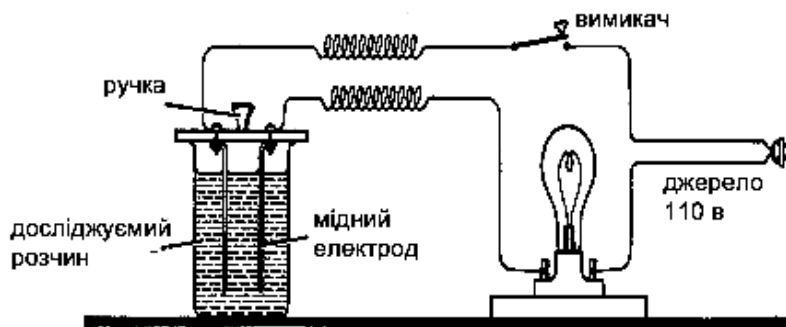


Рис. 12.1 – Перевірка електропровідності розчину

Відповідними рідинами для тестування є:

- сульфатна кислота;
- хлоридна кислота;
- натрій гідроксид;
- натрій хлорид;
- сахароза (цукор);
- метанол;
- етанол;
- тетрахлорметан;
- дистильована вода;
- водопровідна вода.

Визначають рідини, які є електролітами.

12.2 Кислоти, основи, солі

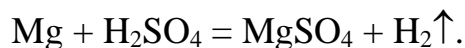
Кислоти

Деякі загальні властивості кислот:

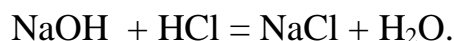
1. Кислий смак як у оцту чи лимона;
2. Синій лакмус червоніє, нейтральний (зелений) бромтімол жовтіє;
3. Карбонати і бікарбонати вивільняють вуглекислий газ:



4. Активні метали, такі як магній або цинк, виділяють водень при додаванні сульфатної або хлоридної кислоти:



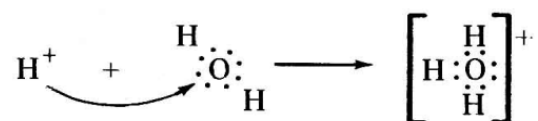
5. Основи реагують з кислотами, утворюючи сіль і воду:



основа кислота сіль вода

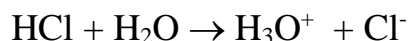
6. Водні розчини кислот містять іони, які роблять розчини провідниками електрики.

Молекули кислоти реагують з молекулами води, утворюючи гідроген-іони. Гідроген-іон – це просто ядро Гідрогену або одиничний протон. Оскільки це дуже маленька частинка з позитивним зарядом, гідроген-іон не може існувати один в електричному полі молекул води, тому він прикріплюється до наявних електронів в атомі Оксигену води.

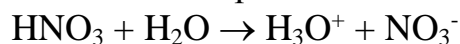


Отриманий позитивний іон – це H_3O^+ або $\text{H}^+\cdot\text{H}_2\text{O}$, який зветься гідроксоній-іоном або гідратованим протоном.

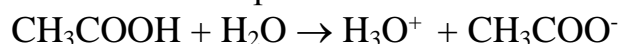
Отже, ми можемо визначити кислоту як речовину, яка дає гідроксоній-іони у воді. Приклади:



хлоридна кислота



нітратна кислота

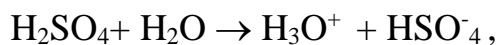


оцтова кислота

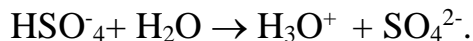
Одноосновні кислоти дають один гідроксоній-іон на молекулу води. Приклади: хлоридна кислота, нітратна кислота, оцтова кислота. Хоча CH_3COOH має 4 атоми Н, тільки один відділяється як гідроксоній-іон, тому що він приєднується до атому Гідрогену. Інші 3 атоми Н з'єднуються з С.

Сульфатна кислота і карбонатна кислота є двоосновними кислотами, які дають 2 H₃O⁺ на молекулу.

Приклад:



гідрогенсульфат-аніон

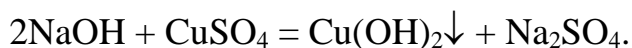


сульфат-аніон

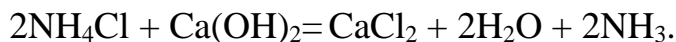
Основи

Деякі загальні властивості основ:

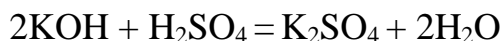
1. Гіркий смак;
2. Червоний лакмус синіє, нейтральний бромтімол із зеленого перетворюється на синій;
3. Деякі – слизькі на дотик;
4. Такі розчини основ, як натрій гідроксид або калій гідроксид, будуть давати осад нерозчинних гідроксидів інших металів з солей в розчині:



5. Сіль амонію, нагріта з основою, буде звільняти амоніак:



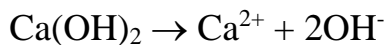
6. Основи нейтралізують кислоти, утворюючи солі і воду



7. Розчини основ проводять електричний струм тому, що в них є вільні іони.

Приклади основ: натрій гідроксид NaOH, калій гідроксид KOH, кальцій гідроксид Ca(OH)₂ і амоній гідроксид NH₄OH.

Гідроксид-іони. Основи в розчині дають гідроксид-іони OH⁻ і позитивні іони металу або амоній-іон NH₄⁺.



Тверді основи містять іони, які просто відокремлюються або дисоціюють у воді. Отже, найкращою формулою для твердої основи могла б бути Na⁺OH⁻. Також іони в розчині зв'язуються з молекулами води, і тому їх часто показують як



Сила основи. Як і у випадку з кислотами ми робимо різницю між силою і концентрацією основи. Наприклад, 1 М розчину натрій гідроксиду містить 1

моль (40 г) NaOH в 1 літрі розчину. Ця основа дисоціює майже на 100% і дає близько 1 моль гідроксид-іонів:

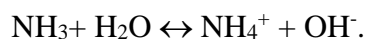


1 моль 1 моль 1 моль

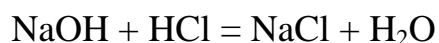
Розчин амоній гідроксиду має ступінь дисоціації менше 1%, тому концентрація гідроксид-іонів в розчині становить менше 0,01 моль/л.

Більш сильна основа має велику концентрацію гідроксид-іонів в одиничному об'ємі розчину. Якщо використовувати прилад, показаний на с. 88, ми можемо порівнювати основи. У розчині сильнішої основи більше іонів і він дає більш яскраве світло.

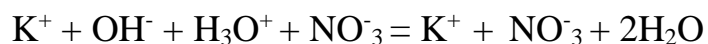
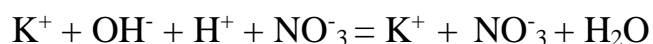
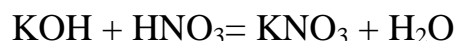
Немає доказів існування молекул NH_4OH і розчин амоніаку найкраще уявити як



Основи можуть вступати в реакцію з кислотами. Така реакція називається реакцією нейтралізації.



Якщо рівняння нейтралізації записуються для інших основ і кислот, то видно, що реакція – це взаємодія гідроксоній-іону з гідроксид-іоном, в результаті чого утворюються молекули води.



Іони, що залишаються без зміни до або після реакції, часто називаються іонами-спостерігачами, так як вони не беруть безпосередньої участі у нейтралізації, хоча вони перебувають разом з гідроксид-іонами та гідроксоній-іонами в первинних розчинах. В останньому рівнянні K^+ і NO_3^- є іонами-спостерігачами.

Нейтралізацію можна просто уявити як



Молекули води лише злегка входять в іони. Отже, зведення разом великої кількості гідроксоній-іонів з кислоти та великої кількості гідроксид-іонів з основи дає розчин, який не в змозі одночасно втримати таку кількість іонів двох типів. Утворюються молекули води.

Солі

Деякі солі утворюються шляхом нейтралізації і їх можна розглядати як поєднання позитивного іона з основи з негативним іоном з кислоти.



основа кислота сіль вода

Іони солі показуються окремо, так як сіль розчинна і іони знаходяться відокремлено в розчині. В інших випадках, якщо сіль нерозчинна, іони залишають розчин разом.

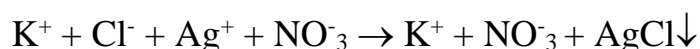
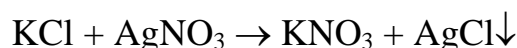


Загальні властивості солей

Якщо солі мають 1 загальний іон, вони ведуть себе однаково. Приклади: NaCl, NaNO₃, Na₂SO₄ і т.д. при горінні дають золотисто-жовтий колір полум'я через натрій. Але солі мають різні властивості, які пояснюються різними негативними іонами Cl⁻, NO₃⁻, SO₄²⁻.

Розчини солей міді(II) зазвичай блакитні через колір іона Cu²⁺. Прикладами цього є розчини CuSO₄, Cu(NO₃)₂ і Cu(CH₃COO)₂.

Аналогічно солі, які утворюють один і той же аніон в розчині, як наприклад, NaCl, KCl, CaCl₂, дають Cl⁻, що реагує з розчином аргентум нітрату, утворюючи нерозчинний аргентум хлорид:



Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Опишіть загальні властивості кислот

Завдання 2. Опишіть загальні властивості основ.

Завдання 3. Опишіть загальні властивості солей.

Завдання 4. Напишіть формули наступних солей:

- а) ферум(III) сульфат;
- б) магній гідрогенфосфат;
- в) гідроксоалюміній хлорид.

Завдання 5. Складіть формули солей із наступних залишків:

- а) калій-іон і сульфат-іон;
- б) натрій-іон і гідрогенкарбонат-іон;
- в) магній-іон і нітрат-іон;
- г) кальцій-іон і хлорид-іон;
- д) натрій-іон і фосфат-іон.

Завдання 6. Складіть рівняння реакцій між наступними речовинами:

- а) сульфатна кислота і натрій гідроксид;
- б) алюміній хлорид і калій гідроксид;
- в) аргентум нітрат і калій сульфат.

Дослід 1. Нейтралізація лугу кислотою

Бюретку заповнюють до нульової позначки розведеної хлоридною кислотою. Використовують піпетку щоб додати в колбу 25 мл розведеного розчину натрій гідроксиду. Потім до основи додають 2-3 краплі лакмуса або іншого індикатора. Струшуючи колбу, кислоту повільно додають з бюретки до тих пір, поки одна додаткова крапля кислоти не змінить колір індикатора з синього в червоний. Цей тип експерименту називається титруванням, а момент, під час якого лакмус змінює колір, називається кінцевою точкою. Слід додавати достатню кількість основи для нейтралізації кислоти, щоб утворилися сіль і вода.

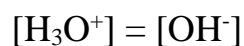
13 Вода і рН

Чиста вода відноситься до непровідників, тому що вона має дуже мало іонів для того, щоб переносити електричний струм. За температури 25°C 1 л води містить тільки 10^{-7} молів гідроксоній-іона, а також 10^{-7} молів гідроксид-іона. Це можна представити рівнянням



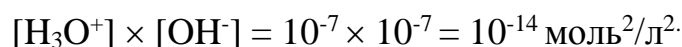
У будь-який момент молекули води розпадаються на гідроксоній-іони і гідроксид-іони, і при рівному відношенні іони знову з'єднуються, утворюючи молекули води, тому що фактична концентрація H_3O^+ і OH^- є постійною. Але концентрація іонізованих молекул води в 10 мільйонів разів більше.

Вода вважається стандартною нейтральною рідиною, тому що в ній концентрація гідроксоній-іонів та гідроксид-іонів однакова. Концентрацію позначають []:



У розчинах кислот більше гідроксоній-іонів, ніж гідроксид-іонів $[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-]$, а основи містять $[\text{OH}^-] > [\text{H}_3\text{O}^+]$.

У чистій воді за температури 25°C добуток концентрації гідроксоній-іона і концентрації гідроксид-іонів становить



Величина 10^{-14} називається іонний добуток води. Вважається, що приблизно для всіх кислот, основ і солей $[\text{H}_3\text{O}^+] \times [\text{OH}^-] = 10^{-14}$. Приклади: кислота може мати $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-3}$ моль/л. Отже, її $[\text{OH}^-]$ дорівнює

$$\frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \text{ моль/л.}$$

Так як 10^{-3} більше 10^{-11} , то розчин – кислий. У розчині основи $[\text{OH}^-]$ може бути 10^{-1} моль/л. З цього випливає, що $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}/10^{-1} = 10^{-13}$ моль/л і розчин має більше $[\text{OH}^-]$, ніж $[\text{H}_3\text{O}^+]$.

Для спрощення роботи з негативними числами, використовується шкала рН. рН розчину визначається як негативний десятковий логарифм концентрації гідроксоній-іона, вираженого в моль/л.

$$pH = -\lg[H_3O^+].$$

Приклад 1. Розчин кислоти має $[H_3O^+] = 10^{-4}$ моль/л. Чому дорівнює рН розчину?

Дано:
 $[H_3O^+] = 10^{-4}$ моль/л
 рН – ?

Розв'язання:
 Обчислимо рН розчину за формулою:
 $pH = -\lg[H_3O^+].$
 $pH = -\lg 10^{-4} = 4.$

Відповідь: рН=4.

Приклад 2. $[OH^-] = 10^{-5}$ моль/л. Чому дорівнює рН розчину? Чи є розчин кислим або основним?

Дано:
 $[OH^-] = 10^{-5}$ моль/л
 рН – ?

Розв'язання:
 1) Розрахуємо концентрацію гідроксоній-іонів у розчині:
 $[H_3O^+] \times [OH^-] = 10^{-14}$
 $[H_3O^+] = 10^{-14}/10^{-5} = 10^{-9}$ моль/л
 2) Обчислимо рН розчину за формулою:
 $pH = -\lg[H_3O^+].$
 $pH = -\lg 10^{-9} = 9.$ рН > 7, тобто розчин основний.

Відповідь: рН =9. Розчин основний.

13.1 Електроліз

Електроліз – це хімічне розкладання сполуки в розчині або розплавленій солі при протіканні електричного струму. Для демонстрації електролізу розчинів кислот, основ і солей можна використовувати прилад Гофмана. Його електродами є пластини із платини, вуглецю або свинцю, які дозволяють струму входити і виходити з розчину. Вони активно не реагують з продуктами електролізу. На негативній пластині є надлишок електронів і це катод. Він притягує позитивні іони (катіони). Позитивна пластина – це анод, на ньому не вистачає електронів. Він притягує негативні іони (аніони).

Електроліз води

У чистій воді дуже мало іонів, і вона помітно не змінюється, якщо ми намагаємося пропустити струм через неї. При додаванні сульфатної кислоти,

внаслідок чого з'являються іони, струм протікає вільно, і гази піднімаються бульбашками від двох електродів (рис. 13.1).

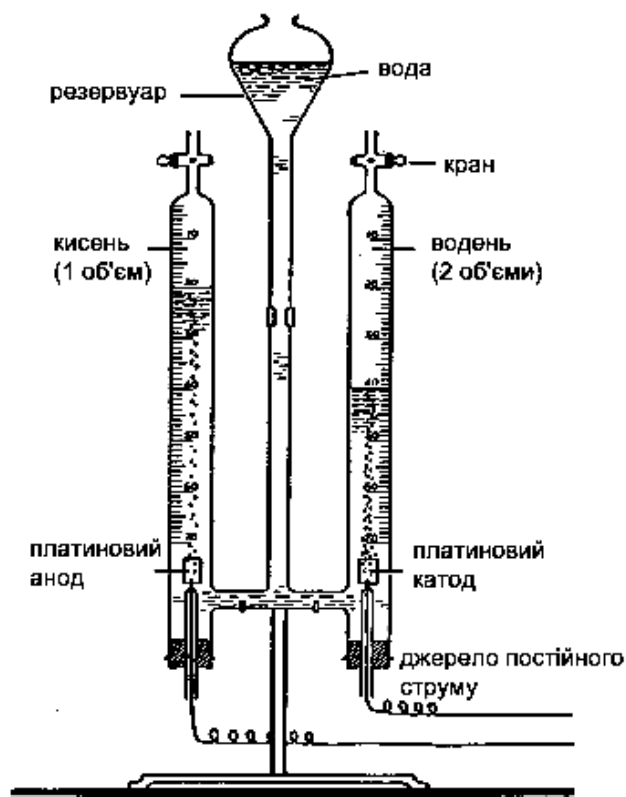
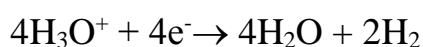


Рис. 13.1 – Електроліз води

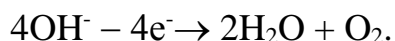
Над катодом збирається невидимий газ. Можна виявити, що це водень, збираючи газ в перевернену пробірку і підпалюючи його. Газ спалахує зі слабким вибухом. Кисень збирається з боку анода. Якщо газ зібрати в пробірку, то можна використовувати тест з тліючою тріскою. Визначено, що об'єм звільненого водню в 2 рази більше, ніж об'єм кисню. Це можна зрозуміти з рівнянь, які показують, що 2 молекули H_2 звільняються на кожен молекулу O_2 . При даних температурі і тиску $2n$ молекул газу будуть займати об'єм в 2 рази більший, ніж n молекул газу (за законом Авогадро).

Іони в розчині: H_3O^+ , OH^- , SO_4^{2-} .

на катоді:



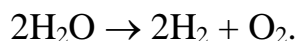
на аноді:



Реакція на катоді – це відновлення. Приєднання електронів – відновлення. Реакція на аноді – це окиснення. Втрата електронів – окиснення.

Сульфат-іон не звільняється на аноді, тому що потрібно більше електричної енергії, щоб змусити його реагувати. Коли ви будете витратити іони H_3O^+ молекули води будуть розпадатися, утворюючи більше іонів для заміщення іонів, які залишили систему реакції.

Кінцевий результат:

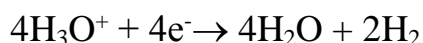


Сульфатну кислоту іноді називають каталізатором просто тому, що її присутність необхідна для швидкого протікання реакції, але кислота не витрачається. Слід звернути увагу на те, що вона врівноважує реакції на електродах, щоб урівноважити приєднання і втрату електронів. Електрони не руйнуються в електролітичних реакціях.

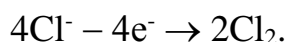
Електроліз хлоридної кислоти

Якщо цей розчин піддати електролізу газ водень утворюється над катодом, зелений розчин і газ збираються біля анода. Газ має дратівливий запах хлору і відбілює лакмусовий папір (звичайний тест для хлору). Зелений розчин – це хлорна вода.

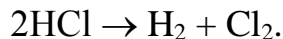
Іони в розчині: H_3O^+ , Cl^- , OH^- .
на катоді:



на аноді:

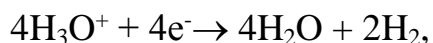


Утворюється 1 молекула хлору на кожен молекулу водню. Кінцевим результатом є:



Електроліз розчину натрій хлориду

Іони в розчині: Na^+ , H_3O^+ , Cl^- , OH^- .
на катоді:



Na^+ іони залишаються в розчині.

на аноді:

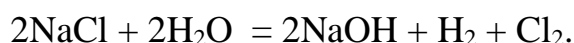


OH^- накопичуються в розчині.

Якщо деяку частину розчину видалити з боку катода, ми можемо визначити, додаючи червоний лакмус, що розчин – основний. Він перетворюється з нейтрального розчину NaCl в основу NaOH , коли триває електроліз.

Таблиця активності показує, що метал натрій знаходиться над воднем. Отже, атом Натрію втрачатиме електрон легше, ніж атом Гідрогену. Результатом такого розташування є те, що гідроксоній-іон отримує електрон легше, ніж натрій-іон. Отже, Na^+ залишається в розчині.

Кінцевий результат:



Електроліз калій нітрату

Продуктами є гази водень і кисень. Іони K^+ і NO_3^- залишаються в розчині і роблять його електропровідним. Вони не звільняються на електродах з тих же причин, про які йшлося вище.

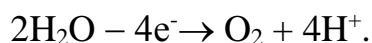
Електроліз купрум(II) сульфату

Іони в розчині: Cu^{2+} , H_3O^+ , SO_4^{2-} , OH^- .

У цьому випадку ми отримуємо осад червонуватої металеві міді на катоді і кисень на аноді. Блакитний колір навколо катода бліднішає.
на катоді:

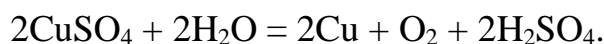


на аноді:



Коли йде реакція, Cu^{2+} залишають систему і OH^- витрачаються. Іони H_3O^+ і SO_4^{2-} накопичуються, і розчин перетворюється з CuSO_4 в H_2SO_4 .

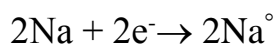
Кінцевий результат:



Електроліз розплавлених солей

Ці реакції важливі в промисловості для отримання занадто активних продуктів, що звільняються на електродах в розчині. Приклади: електроліз розпавленого натрій хлориду дає метал натрій і газ хлор.

на катоді:



на аноді:



Промислове виробництво магнію (с. 103) – ще один приклад.

Контрольні питання та завдання

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Що таке водневий показник?
2. Яким символом позначається водневий показник?
3. Що таке іонний добуток води?

Завдання 2. Концентрація гідроген-іонів у розчині дорівнює $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Розрахуйте рН розчину. Вкажіть реакцію розчину.

Завдання 3. Концентрація гідроген-іонів у розчині дорівнює $6 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Визначте концентрацію гідроксид-іонів у розчині.

Завдання 4. Визначте рН 0,04 М розчину бромідної кислоти. Вкажіть реакцію розчину.

Завдання 5. Визначте рН 0,05 М розчину калій гідроксиду.

Завдання 6. Складіть рівняння реакцій електролізу розчинів наступних сполук:

- а) калій хлорид;
- б) бромідна кислота;
- в) купрум(II) хлорид.

ТЕСТ №2

Тестові завдання з вибором однієї правильної відповіді

1. Яка з сполук відноситься до кислот?
 - а) CO_2 ;
 - б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
 - в) HNO_3 ;
 - г) Na_2O .
2. Яка з сполук відноситься до солей?
 - а) CO_2 ;
 - б) CaCl_2 ;
 - в) HNO_3 ;
 - г) NaOH .
3. Який ряд речовин складається з безоксигенових кислот?
 - а) HCl , HBr , HI ;
 - б) HCl , HNO_3 , H_2SO_4 ;
 - в) H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2SO_3 ;
 - г) HF , H_2S , HClO .
4. Визначте ряд однокислотних основ:
 - а) NaOH , KOH , LiOH ;
 - б) NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
 - в) $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$;
 - г) LiOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
5. Визначте ряд, який складається з лугів:
 - а) $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$;
 - б) NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$;
 - в) LiOH , KOH , $\text{Mn}(\text{OH})_2$;

г) NaOH, KOH, Ba(OH)₂.

6. Дайте визначення молярної концентрації (С).

- а) це відношення кількості моль певного компонента до загальної кількості моль;
- б) це відношення кількості моль еквівалентів розчиненої речовини до об'єму розчину;
- в) це відношення кількості речовини до об'єму розчину;
- г) це відношення маси розчиненої речовини до маси розчину.

7. Вкажіть вираз іонного добутку води:

- а) $[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^7$;
- б) $[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{14}$;
- в) $[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7}$;
- г) $[H^+] \cdot [OH^-] = 1 \cdot 10^{-14}$.

8. Якою буде реакція розчину, якщо рН = 7?

- а) нейтральною;
- б) кислою;
- в) лужною;
- г) слабколужною.

Тестові завдання на встановлення відповідності

9. Встановіть відповідність між хімічними формулами і назвами неорганічних сполук.

Формули

1 NaOH

2 BaCl₂

3 CaO

4 H₂SO₄

Назви неорганічних сполук

А сульфатна кислота

Б кальцій оксид

В барій хлорид

Г нітратна кислота

Д натрій гідроксид

10. Встановіть відповідність між хімічними формулами кислот і назвами їх солей:

Хімічні формули кислот

1 H₂CO₃

2 H₃PO₄

3 HI

4 H₂SO₄

Назви солей

А сульфід

Б сульфат

В фосфат

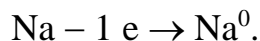
Г карбонат

Д йодид

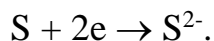
14 Іони в розчині

Окисно-відновні реакції

Окиснення – це реакція, в якій 1 або більше електронів втрачаються атомом або іоном. Приклад: окиснення натрію Na^0 (2,8,1) в натрій-катион Na^+ (2,8)

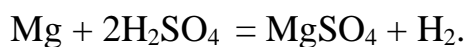


Нуль над Na вказує на нейтральний атом без результуючого заряду. Відновлення – це отримання електронів. Приклад: сірка S^0 (2,8,6) перетворюється в сульфід-аніон S^{2-} (2,8,8).

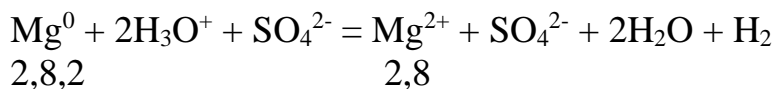


Електрони не руйнуються в хімічних реакціях, отже, один реагент відновлюється, у той час як будь-який інший реагент окиснюється. Деякі реакції, про які говорилося раніше, можна виразити у вигляді окиснювально-відновних реакцій.

Приклад 1.



Реакцію краще показати так:



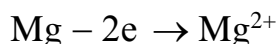
2,8,2

2,8

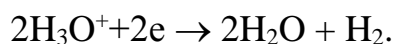
електронів

електронів

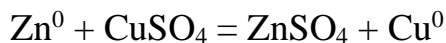
Атоми Mg окиснюються в іони Mg^{2+} шляхом втрати 2 електронів:



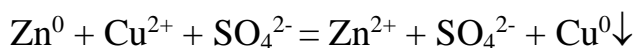
У той же самий час іони H_3O^+ одержують електрони і відновлюються у воду і газ водень:



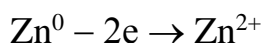
Приклад 2. Додавання цинку в розчин купрум(II) сульфату



краще показати так



Атом цинку окиснюється, даючи 2 електрони Cu^{2+} , який отримує електрони і відновлюється в мідь:

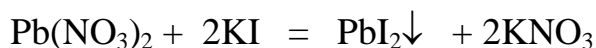


Ці реакції також класифікуються як прості заміщення, тому що один атом заміщає інший в сполученні.

Реакції в розчинах електролітів

Дві сполуки в розчині реагують, для того щоб утворити 2 нові сполуки шляхом обміну іонів партнерів, і один з продуктів часто випадає у вигляді осаду.

Наприклад реакцію



розчин розчин осад розчин
краще показати іонним рівнянням

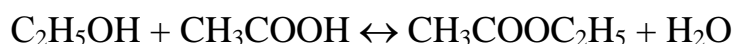


Ця реакція не є окисно-відновною реакцією, тому що не змінюються ступені окиснення елементів.

Реакції, які йдуть до кінця

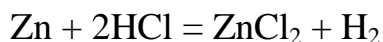
Деякі хімічні реакції досягають стану рівноваги. Наприклад, етиловий спирт, нагрітий з оцтовою кислотою, дає 2 продукти: етилацетат і воду. У міру продовження реакції концентрація молекул продукту зростає, у них з'являється тенденція реагувати і знову перетворюватися на початкові речовини: оцтову кислоту та етанол. Після деякого часу існує стан, при якому пряма реакція і зворотна реакція тривають з однаковою інтенсивністю. Незважаючи на те, що молекули ще реагують, концентрація кожного виду є сталою.

етиловий спирт + оцтова кислота \leftrightarrow етилацетат + вода



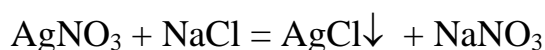
Інші хімічні реакції не досягають такого типу рівноваги, але повністю тривають зліва направо. Можна назвати кілька причин цього:

1) виділення газу



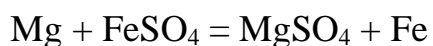
Газ водень виходить з системи реакції (розчин кислоти), і зворотна реакція не може відбуватися.

2) утворення осаду



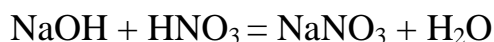
Нерозчинний продукт AgCl фактично залишив систему реакції (розчин) і запобігає протіканню реакції в якій-небудь помітній ступені.

3) утворення менш активного елементу



Атом Магнію більш активний, ніж атом Феруму, тому Mg передасть 2 електрони іону Fe^{2+} . Утворені атоми Fe не можуть передати електрони Mg^{2+} і реакція не може стати зворотною.

4) утворення слабо іонізованого продукту



При нейтралізації гідроксоній-іони кислоти реагують з гідроксид-іонами основи, утворюючи слабо іонізовані молекули води. Отже, реакція не стає зворотною через слабку тенденцію H_2O розкладатися на іони.

Послідовність активності

Елементи можуть розташовуватися по порядку хімічної активності, яка відноситься до легкості, з якою вони отримують і втрачають електрони.

Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Що таке окиснення?
2. Що таке відновлення.
3. Що таке стан рівноваги?

Завдання 2. Поставте коефіцієнти і в дужках вкажіть тип реакції:

- a) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$;
- б) $\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{Ca} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Ca}_3\text{N}_2$;
- г) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- д) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.

Завдання 3. Назвіть причини перебігу реакції тільки в одному напрямку. Наведіть приклади.

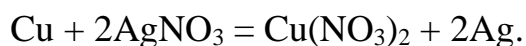
Дослід 1. Демонстрація відносної активності елементів

А) Встановлюють 6 пробірок з розведеною сульфатною кислотою. Додають невелику кількість таких металів як цинк, магній, свинець, мідь, залізо, алюміній в кожну пробірку. Деякі з металів реагують, витісняючи водень з розчину кислоти. Порівнюють відносну швидкість виділення водню для різних металів. Порядок активності – це порядок, показаний у таблиці активності, що наведена нижче.

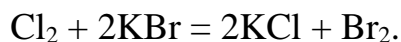
Б) Експерименти розділу про Гідроген показують відносну активність деяких металів при взаємодії з водою або парою. Порядок активності, показаний в експериментах, був використаний для того, щоб скласти таблицю активності.

В) Такі метали як магній, цинк, залізо, мідь додають в розчини солей інших металів таких як FeSO_4 , MgCl_2 , CuSO_4 , AgNO_3 , ZnSO_4 і спостерігають за ними, щоб побачити, чи відбуваються прості реакції заміщення.

Метал розташовується вище в послідовній активності, якщо він буде витіснити інший метал з солі в розчині. Приклад: мідь є більш активною, ніж срібло.



Г) Більш активний галоген (хлор) витіснить менш активний галоген, такий як бром або йод з розчинів бромиду або йодиду. Додамо бульбашки газу хлору в розчин калій бромиду. Розчин пожовтіє, тому що утворюється вільний бром:



Чим вище метал знаходиться в послідовності активності, тим легше він втрачає електрони (легше окиснюється). Отже, метал, що знаходиться вище, може давати електрони іону менш активного металу.

- | | |
|-------------------|------------------|
| 1. К – калій | 13. Со – кобальт |
| 2. Na – натрій | 14. Ni – нікель |
| 3. Ba – барій | 15. Sn – олово |
| 4. Sr – стронцій | 16. Pb – свинець |
| 5. Ca – кальцій | 17. ВОДЕНЬ |
| 6. Mg – магній | 18. Cu – мідь |
| 7. Al – алюміній | 19. Sb – сурма |
| 8. Mn – марганець | 20. Hg – ртуть |
| 9. Zn – цинк | 21. Ag – срібло |
| 10. Cr – хром | 22. Pt – платина |
| 11. Cd – кадмій | 23. Au – золото |
| 12. Fe – залізо | |

15 Метали II групи (кальцій і магній)

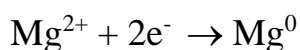
Це сімейство – група ІІА періодичної таблиці елементів, до якої входять метали берилій, магній, кальцій, стронцій, барій і радій в порядку зростання атомного числа.

У кожного металу є 2 електрони на зовнішній орбіті. Вони є активними металами, які легко переносять валентні електрони для утворення іонів із зарядом 2+.

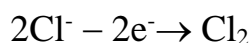
15.1 Магній

Магній – це розповсюджений і корисний метал. Морська вода містить велику кількість магній хлориду, в багатьох регіонах світу зустрічається мінерал доломіт $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$. Магній одержують промисловим шляхом за допомогою електролізу розплавленого магній хлориду MgCl_2 або процесу Піджона:

на катоді:



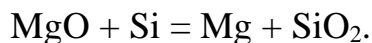
на аноді:



У процесі Піджона доломіт піддається впливу високих температур.



Сплав, званий феросиліцієм, що діє як потужний відновник, нагрівається з сумішшю твердих MgO і CaO у вакуумі та сублімується магній з відносно низькою точкою плавлення:

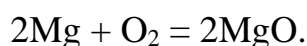


Магній – сріблясто-білий метал низької густини, який легко ламається.

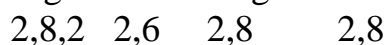
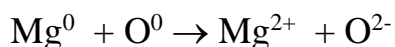
Хімічні властивості

1. Метал повільно окиснюється, перебуваючи на повітрі, і покривається сірим окислом.

2. Якщо смужку магнію нагрівати в повітрі, магній починає плавитися, потім загорається і горить інтенсивним блакитно-білим полум'ям, утворюючи білий дим і попіл магній оксиду:



Відбувається перерозподіл електронів

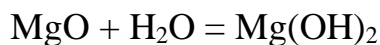


електронів електронів

Твердий продукт класифікується як іонна тверда речовина, що містить рівну кількість Mg^{2+} і O^{2-} , які утримуються електричним тяжінням.

3. Метал повільно реагує з водою (див. с. 57).

Розчин магній гідроксиду (магнезія) класифікується як м'яка основа



4. Магній активно реагує з кислотами, звичайно звільняючи водень.

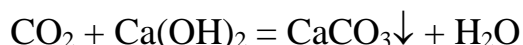


Магній карбонат

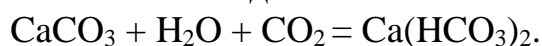
Якщо до цього білого порошку доторкнутися вологим лакмусом, не відбудеться ніяких змін, тому що порошок є нерозчинним. Якщо магній карбонат помістити у пробірку з газовивідною трубкою і сильно нагріти, виділяються бульбашки карбон(IV) оксиду:



При пропусканні газу через вапняну воду з'являється каламуть, яка може зникнути, коли утворюється кальцій карбонат:



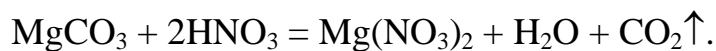
вапняна вода



розчинний

Залишок білого порошку в пробірці – це магній оксид, який перетворює червоний лакмус у синій.

Магній карбонат виявляє типове поведження з кислотами. Він пузириться і звільняє карбон(IV) оксид.



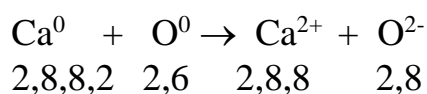
15.2 Кальцій

Кальцій зустрічається, головним чином, у вигляді вапняку, мармуру та крейди, всі вони є формами кальцій карбонату. Його також можна виявити в доломіті $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$.

Кальцій – сріблясто-білий крихкий метал низької густини. Знаходячись на повітрі він покривається білим кальцій оксидом.

Метал отримують шляхом електролізу розплавленого кальцій хлориду. Реакції на електродах є тими ж, що і при електролізі магній хлориду.

Утворюючи кальцій оксид з металу, електрони перерозподіляються наступним чином

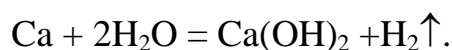


Як і в випадку з магнієм, зв'язок класифікується як іонний через великі відмінності в електронегативності Кальцію і Оксигену.

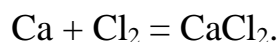
Хімічні властивості

1. Горить в повітрі цегляно-червоним полум'ям. Ця властивість використовується для визначення сполук кальцію.

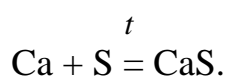
2. Активно реагує з водою.



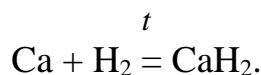
2. Реагує з галогенами



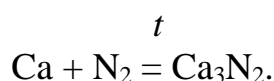
3. Реагує з сіркою



4. Реагує з воднем



5. Реагує з азотом



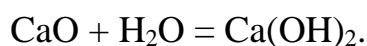
Кальцій карбонат

У своїй природній формі у вигляді вапняку кальцій карбонат використовується як флюс у доменному виробництві заліза. Кальцій карбонат дає кальцій оксид, який з'єднується з добавками, такими як SiO_2 з залізної руди, утворюючи побічний продукт кальцій силікат шлак).

Якщо маленький шматочок вапняку чи мармуру сильно нагріти в невеликому дротовому тримачі, карбонат перетворюється на кальцій оксид і дає сильне біле свічення:



Кальцій оксид називається негашеним вапном. При додаванні води або гасінні негашеного вапна, він набухає, виділяє тепло і стає твердим кальцій гідроксидом або гашеним вапном:



Розчин гашеного вапна називається вапняною водою і використовується для розпізнавання карбон(IV) оксиду.

Гіпс

Кальцій зустрічається в природі як мінерал гіпс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Він частково зневоднюється теплом, утворюючи гіпс



Коли товстий шар гіпсу розмішати з водою, вона перетворює гіпс і в процесі цього виходить негнучка маса переплетених голчастих кристалів. Крім того, відбувається незначне збільшення, що робить гіпс корисним для отримання зліпків.

15.2.1 Жорстка вода

Вода вважається жорсткою, якщо вона недостатньо добре піниться з милом. Причиною цього є наявність іонів Ca^{2+} або Mg^{2+} у воді, які реагують з сполуками в типових милах, утворюючи нерозчинні згорнуті сполуки «кальцієвих мил». Хоча природні кальцій та магній карбонати в деяких породах не розчиняються у воді, природні води зазвичай містять розчинений карбон(IV) оксид, який робить воду слабокислотою, як карбонатна кислота. Наявність Ca^{2+} та Mg^{2+} в розчині у воді роблять її жорсткою.

Тимчасова жорсткість

Така жорсткість видаляється кип'ятінням. Її можна виявити у воді, яка містить гідрогенкарбонат-іон HCO_3^- , а також Ca^{2+} і Mg^{2+} . При нагріванні води перебігає реакція:



Нерозчинний кальцій карбонат часто осідає всередині гарячих водяних труб і утворює цементоподібний накіп, який може, зрештою, заблокувати

труби. Подібна реакція відбувається з Mg^{2+} . Так як тепло фактично видаляє іони, що викликають жорсткість, вода більше не є жорсткою і легко піниться з милом.

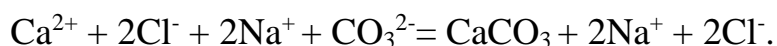
Постійна жорсткість

Якщо іони Cl^- або SO_4^{2-} знаходяться в жорсткій воді, кип'ятіння не приводить до осадження $CaCl_2$ або $CaSO_4$. Отже, постійну жорсткість можна видалити шляхом хімічної обробки води.

Усунення жорсткості

Обидва типи жорсткості усуваються будь-яким із цих методів:

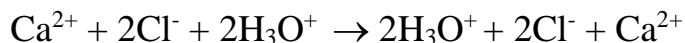
1. Додати натрій карбонат (кристалічну соду). Реакція між іонами така



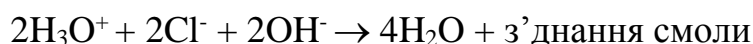
Продукт натрій хлорид залишається в розчині у вигляді іонів, і так як мила зазвичай є сполуками натрію, то не відбувається реакції між милом і Na^+ у розчині.

2. Пом'якшувачі води типу «Пермьютіт» містять крупинки натрій алюмосилікату (цеоліту). Якщо жорстка вода проходить через бак з таким матеріалом, відбувається обмін між Ca^{2+} або Mg^{2+} жорсткої води і Na^+ цеоліту. Вода, що виходить з бака, стає м'якою.

3. Вода деіонізується шляхом пропускання її через іонообмінні смоли, які бувають двох типів. Катіонні смоли видаляють всі позитивні іони (крім H_3O^+) і замінюють їх гідроксоній-іонами, які надходять у воду:

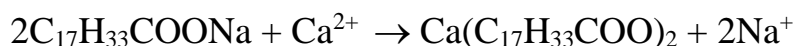


Крупинки аніонної смоли заміщають всі негативні іони гідроксоній-іонами:



Мила і миючі засоби

Мила містять солі натрію таких жирних кислот, як натрій стеарат $C_{17}H_{35}COONa$ і натрій олеат $C_{17}H_{33}COONa$. Реакція з жорсткою водою



В реакції витрачається мило, а також при пранні на одязі осідають тверді речовини, і псується тканина.

Миючі засоби – це синтетичні мила, які не утворюють нерозчинних сполук з Ca^{2+} або Mg^{2+} . Тому миючий засіб одразу ж утворює піну в жорсткій воді.

Контрольні питання та завдання

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Що таке негашене вапно?
2. Що таке гашене вапно?
3. Що таке вапняна вода?
4. Які солі обумовлюють тимчасову жорсткість води?

5. Які солі обумовлюють постійну жорсткість?

6. Як усунути тимчасову жорсткість води?

7. Як усунути постійну жорсткість води?

Завдання 2. Опишіть фізичні властивості кальцію.

Завдання 3. Опишіть фізичні властивості магнію.

Завдання 4. Які хімічні реакції перебігають при кип'ятінні води, що містить кальцій гідрогенкарбонат і магній гідрогенкарбонат? Напишіть реакції і назвіть продукти реакцій.

Завдання 5. Які хімічні реакції перебігають при додаванні натрій карбонату до води, що містить кальцій хлорид і магній хлорид? Напишіть реакції і назвіть продукти реакцій.

16 Галогени

Сімейство галогенів

Елементи Флуор, Хлор, Бром, Йод і Астат з найбільш хімічно активного сімейства неметалів становлять 7 групу періодичної таблиці. Вони називаються галогенами і поширені в морських солі. Кожен елемент має 7 електронів на зовнішній орбіті і легко отримує контроль над електроном з активного металу, допомагаючи створити стабільний октет. Галогени завершують зовнішню орбіту, утворюючи один ковалентний зв'язок спільною електронною парою.

Фтор – це самий активний з усіх елементів, що має сильну електронну спорідненість. Він дуже небезпечний і отруйний. Тому його не отримують в курсі елементарної хімії. Реакції і рівняння, що мають відношення до інших галогеном, справедливі і для фтору. Крім того, він є ще більш активним і можна легко спрогнозувати його поведінку, не проводячи реакцій.

Астат – найбільший елемент родини, що є радіоактивним. По цій причині і з-за його він рідко зустрічається вивчається лише невелика частина його реакцій.

16.1 Хлор

Хлор зустрічається в натрій хлориді в морі і сольових покладах в землі. У землі також знаходяться поклади калій хлориду.

Добування хлору

1. Можна використовувати метод, який є спільним для всіх галогенів. Нагріти натрій або калій хлорид з концентрованою сульфатною кислотою і манган(IV) оксидом (рис. 16.1):



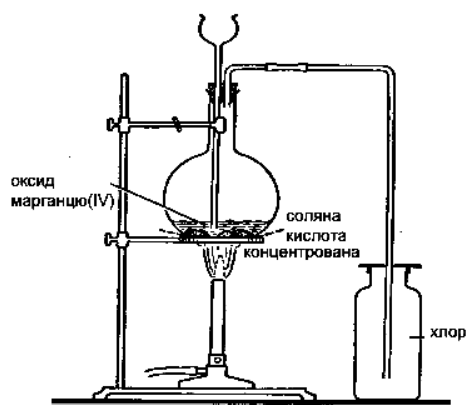


Рис. 16.1 – Отримання хлору

2. Газ отримують шляхом нагрівання концентрованої хлоридної кислоти та манган(IV) оксиду в показаному приладі:



В реакції манган(IV) оксид діє як окиснюючий засіб і видаляє Гідроген з кислоти.

Фізичні властивості

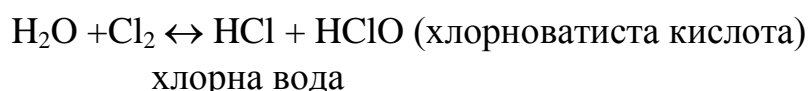
Хлор – зеленувато-жовтий газ з подразнюючим запахом, дуже отруйний. Він має більшу за повітря густину, розчиняється у воді, утворюючи зелений розчин, званий хлорною водою. Газ може скраплювати під тиском за кімнатної температури.

Хімічні властивості

Газ активніше бромю і йоду, але менш активний, ніж фтор.

1. Відбілююча дія.

Вологі різнобарвні пелюстки квітів або трава вибілюються при зануренні в ємкість з хлором. Активним відбілюючим засобом є хлорноватиста кислота, що утворюється в хлорній воді.



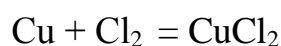
HClO окиснює молекулу барвника до відсутності кольору.

Молекула барвника + HClO = відбілюючий барвник + HCl

2. Хлор активно реагує з металами.

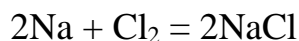
а) взаємодія з міддю

Нагріємо смужку міді і погрузаємо її в хлор. З'являється блакитно-зелене полум'я і клуби жовтого диму.



б) взаємодія з натрієм

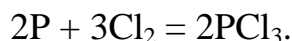
Якщо нагріти невеликий шматочок натрію і занурити в хлор, метал загориться звичайним золотисто-жовтим полум'ям натрію і утворює білі хмари натрій хлориду.



3. Хлор активно реагує з неметалами.

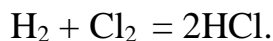
а) взаємодія з фосфором

Шматочок жовтого фосфору запалюється в хлорі, утворюючи 2 хлориди. Можна бачити яскраве полум'я і дим.



б) взаємодія з воднем

Цей газ реагує вибухонебезпечно з хлором при наявності яскравого світла, утворюючи газ гідроген хлорид.



4. Взаємодія з вуглеводнями

Хлор реагує з такими вуглеводнями, як віск свічки, при цьому видаляється водень і утворюється гідроген хлорид. У той же самий час утворюються хмари вуглецю. Палаюча свічка, занурена в хлор, горить червоним коптячим небо полум'ям.

Промислове джерело

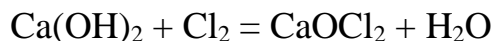
Хлор отримують шляхом електролізу ропи. Реакція наводиться на с. 96.

Застосування

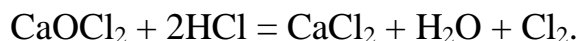
Хлор використовується для відбілювання бавовни, деревної маси та отримання хлорноватистої кислоти.

Хлорне вапно і відбілювання

Формула CaOCl_2 дається для хлорного вапна, хоча це суміш, отримана за допомогою реакції хлору з гашеним вапном.



Додавання розведеної кислоти в хлорне вапно звільняє хлор:



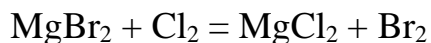
Відбілювач для білизни містить натрій гіпохлорит. Він отримується при реагуванні натрій гідроксиду з хлором.

Ідентифікаційний тест

Хлор ідентифікується за кольором, відбілюючою дією на барвники.

16.2 Бром

Бром також зустрічається у морській солі. Якщо хлор вдувати через морську воду, він витісняє бром. Повітря, що вдихається в той же самий час, витісняє пари бромоводню.



Бром – дуже отруйна темно-червона рідина, яка легко випаровується.

Хімічні властивості

Його можна отримати загальним методом, використовуючи натрій або калій бромід замість натрій хлориду. Рівняння таке ж.

Метали і неметали, які вступають в реакцію з хлором, реагують не настільки швидко з бромом. Рівняння однакові.

Ідентифікаційний тест

Бром витісняє йод з розчинів йодидів (див. с. 113).

Цей елемент менш електронегативний, ніж Хлор. Він вступає в реакцію з воднем тільки при нагріванні.

Застосування

Бром використовується при отриманні фотографічних хімікатів, наприклад, AgBr . Його застосовують для отримання тетраетилсвинця, антидетонаційного компонента бензину.

16.3 Йод

Йод дуже активний. Його отримують, головним чином, із сполук нафтових свердловин, солоних озер або морських водоростей.

У лабораторії використовується загальний метод отримання йоду з натрій або калій йодидів. Так як елемент легко сублімується, його збирають у вигляді твердих чорних кристалів на холодній поверхні випарної чашки (рис. 16.2).

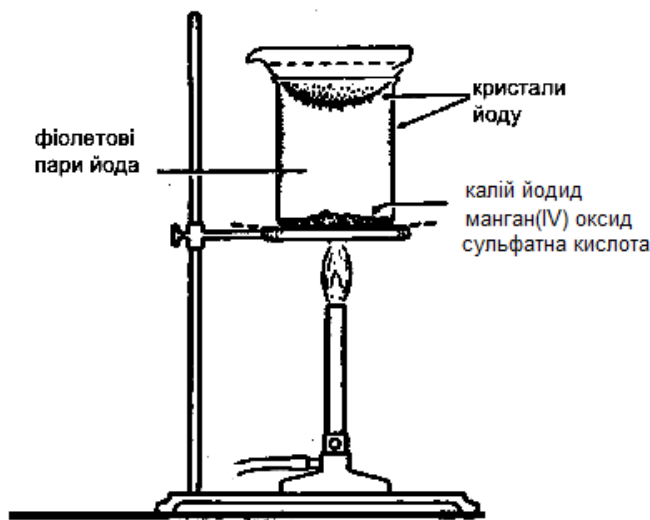


Рис. 16.2 – Отримання та збір йоду в лабораторних умовах

Елемент легко перетворюється на фіолетовий пар за кімнатної температури, виявляючи слабкі сили Ван-дер-Ваальса між молекулами в кристалі. Він не розчиняється у воді, але розчиняється в карбон тетрахлориді або хлороформі, утворюючи фіолетовий розчин.

Ідентифікаційний тест

Колір розчину CCl_4 можна використовувати для виявлення йоду. Ще один тест – це його вплив на суспензію крохмальної пасти. Утворюється складна сполука блакитного кольору.

Хімічна активність йоду менше хімічної активності бромю. У йоду більше електронегативність і нижче електронна спорідненість. Тим не менш, він легко вступає в реакції з елементами, як у випадку з хлором чи бромом.

Застосування

Йод використовується в ліках, барвниках і фотографічних елементах. Він також повинен бути присутнім в невеликих кількостях в дієті людини для запобігання базедової хвороби, викликаній дефіцитом йоду.

Контрольні питання, завдання та досліди

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Які хімічні елементи відносять до галогенів?
2. Де застосовується хлор?
3. Де застосовується бром?
4. Де застосовується йод?
5. Який елемент з галогенів є самим активним?

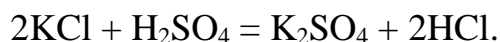
Завдання 2. Опишіть фізичні властивості хлору.

Завдання 3. Опишіть фізичні властивості бромю.

Завдання 4. Опишіть хімічні властивості хлору. Напишіть відповідні рівняння реакцій.

Дослід 1. Демонстрація активності галогенів

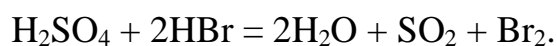
А) Поміщають невелику кількість калій хлориду в пробірку. Покривають білі кристали концентрованою сульфатною кислотою і обережно нагрівають. Відбувається бурхливе спінення і з'являється задушливі пари газу гідроген хлориду.



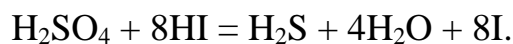
Це не окисно-відновна реакція.

Б) Повторюють реакцію з кристалами калій броміду, спостерігають появу задушливої пари гідроген броміду і жовтогарячий пар вільного бромю. HBr діє, відновлюючи сульфатну кислоту.

Також можна відчуту запах сульфур(IV) оксиду.

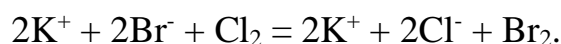
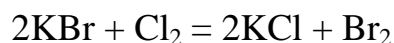


В) У прикладі з калій йодидом відбувається більш активна окисно-відновна реакція. Гідроген йодид вступає в реакцію з H_2SO_4 , утворюючи сірку, гідроген сульфід і фіолетові пари йоду:



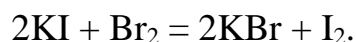
Дослід 2. Порівняння активності хлору і бром

Хлор, пропущений через розчин калій броміду, звільняє бром. Якщо додати тетрахлорид бром, то бром, головним чином, розчиняється у цій рідині, утворюючи оранжевий розчин. Так визначається бром, а також демонструється, що хлор – більш активний.



Якщо хлор пропустити через розчин калій йодиду, утворюється темно-коричневий осад йоду. Він розчиняється в CCl_4 , утворюючи фіолетовий розчин. Це знову показує, що хлор – більш активний. Рівняння схоже на 2 останніх рівняння.

Бром можна додати в розчин калій йодиду, бром розчинить йод, тим самим показуючи, що менший атом Бром активніший.



17 Карбон та його сполуки

17.1 Карбон

Поширення

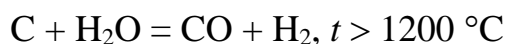
Відомо більше мільйона сполук вуглецю. Він знаходиться в атмосфері у вигляді газу карбон(IV) оксиду і є життєво важливим елементом живої матерії. Протеїни, цукри, жири, мінеральні та рослинні олії є сполуками вуглецю. Вуглець знаходиться в гірських породах, таких як мармур, вапняк, доломіт, а також існує у вигляді алмазу і графіта.

Атомна структура

Карбон – це елемент номер 6, і, отже, в його атомі 6 протонів і 6 електронів. Ізотоп C^{12} є найбільш поширеним, таким чином 6 нейтронів також знаходяться в ядрі. Елемент має унікальну здатність утворювати довгі ланцюги і кільцеві структури, в яких Карбон з'єднується з іншими карбоновими атомами, використовуючи спільні електронні пари. З цієї причини існує так багато вуглецевих сполук, які складають окрему галузь хімії, звану органічною хімією.

Хімічні властивості

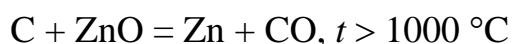
1. Реагує з водою



2. Реагує з киснем



3. Реагує з оксидами



4. Реагує з металами



17.2 Карбон(IV) оксид

Цей газ складає 0,04% атмосфери, він також знаходиться в розчині природних вод у вигляді карбонатної кислоти. Це надзвичайно важлива сировина для фотосинтезу, в процесі якого рослини виробляють цукор і крохмаль за допомогою хлорофілу і світла.

Структура

Молекула CO_2 має електронну формулу $\text{O}::\text{C}::\text{O}$ і є лінійною молекулою. Вона сильно ковалентна і неполярна через симетричні форми. Отже, як і очікується, у неї дуже низька точка кипіння і точка замерзання у твердому стані у вигляді сухого льоду, слабкі сили Ван-дер-Ваальса між молекулами. З цієї причини сухий лід легко сублімується.

Отримання карбон(IV) оксиду

Газ отримують додаванням розчину хлоридної кислоти в будь-яку форму кальцій карбонату (мармур, вапняк, крейда):

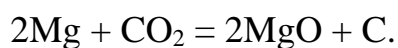


Фізичні властивості

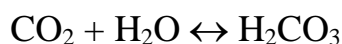
Карбон(IV) оксид – невидимий безбарвний газ, з густиною більшою за повітря, легко розчиняється у воді.

Хімічні властивості

1. Газ гасить вогонь, якщо температура палаючого об'єкта не дуже висока. Наприклад, карбон(IV) оксид, вилитий з пляшки на свічку, що горить, гасить полум'я. Але CO_2 не гасить палаючий магній, тому що він досить гарячий, щоб розкласти газ і отримати кисень, необхідний для підтримки горіння.



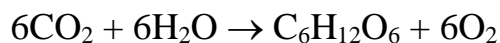
2. У воді утворюється слабка карбонатна кислота:



Ідентифікаційний тест

Карбон(IV) оксид вступає в реакцію з вапняною водою, утворюючи нерозчинний молочно-білий осад (див. с. 51).

Рослини використовують карбон(IV) оксид з повітря з водою в присутності хлорофілу для утворення простого цукру глюкози. Світло дає енергію для реакції. Молекули цукру об'єднуються, утворюючи складні молекули крохмалів.



n представляє число близько 1000 молекул.

Газовані напої містять CO_2 , розчинений під тиском. Коли пляшку відкривають, газ виходить, тому що він гірше розчиняється при більш низькому тиску.

Сухий лід – це твердий CO_2 , що є корисним охолоджувачем. При бродінні дріжджів в процесі випічки хліба звільняється газ, і утворюються пухирці, які піднімають тісто. Те ж саме відбувається і при спиртовому бродінні цукрів, утворюється карбон(IV) оксид з етиловим спиртом:



глюкоза етиловий спирт

У вогнегасниках використовується CO_2 в рідкому вигляді або у вигляді піни. У пінному вогнегаснику алюміній сульфат і натрій гідрогенкарбонат вступають в реакцію, утворюючи желеподібну масу з алюміній гідроксиду і бульбашки карбон(IV) оксиду, які утримуються в піні. Желеподібна маса покриває палаючий матеріал і гасить полум'я.



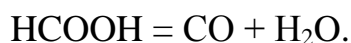
17.3 Карбон(II) оксид

Формула цього газу – CO , він утворюється при неповному згорянні вуглецевих видів палива, таких як дерево, вугілля, бензин за обмеженої подачі повітря.

Отримання в лабораторних умовах

Карбон(II) оксид одержують нагріванням мурашиної кислоти з концентрованою сульфатною кислотою, яка видаляє елементи води з мурашиної кислоти.

t

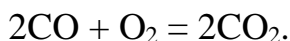


Фізичні властивості

Це невидимий безбарвний газ майже такої ж густини, як і повітря, не розчиняється у воді.

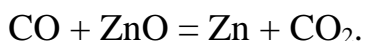
Хімічні властивості

1. Карбон(II) оксид горить у повітрі блакитним полум'ям, утворюючи карбон(IV) оксид:



2. Він утворює вибухонебезпечні суміші при змішуванні з повітрям або киснем і запалюється. Газ можна використовувати як відновник для оксидів металів.

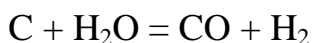
Наприклад,



Значення

Карбон(II) оксид дуже отруйний, тим більше, що він без запаху. Він з'єднується з молекулою гемоглобіну еритроцита і утворює стійку сполуку карбоксигемоглобін. Це запобігає доступу кисню до клітин тіла. Зазвичай кисень переноситься через кров як оксигемоглобін.

У водяному газі, корисному промислового паливі, міститься карбон(II) оксид і водень. Він утворюється в процесі реакції коксу (вуглецю) і пари.



Карбон(II) оксид утворюється в доменних реакціях і допомагає відновлювати залізо з ферум оксидів.

Контрольні питання і завдання

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Скільки протонів і електронів в атомі Карбону?
2. Як можна одержати карбон(IV) оксид?
3. Як можна одержати карбон(II) оксид?
4. У якому вигляді використовується CO_2 у вогнегасниках?
5. Що таке сухий лід?

Завдання 2. Розкажіть про хімічні властивості карбон(II) оксиду.

Завдання 3. Розкажіть про хімічні властивості карбон(IV) оксиду.

Завдання 4. Напишіть рівняння реакцій між сполуками:

- а) кальцій оксид і карбон(IV) оксид;
- б) карбон(II) оксид і кисень;
- в) карбон(IV) оксид і вода;
- г) карбон(IV) оксид і кальцій.

18 Органічні сполуки

18.1 Вуглеводні

Вуглеводні – це сполуки тільки Карбону та Гідрогену. Вони підрозділяються на вуглеводні з відкритим ланцюгом (аліфатичні) і вуглеводні із закритим ланцюгом (ароматичні).

Вуглеводні з відкритим ланцюгом діляться на 3 родини: алкани, алкени і алкіни.

18.1.1 Алкани

Алкани – це насичені вуглеводні із загальною формулою C_nH_{2n+2} . Насичений означає, що всі зв'язки C—C є одноквалентними. Метан CH_4 – найпростіший алкан (рис. 18.1.).

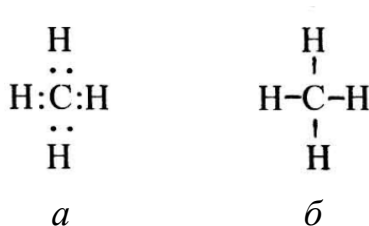


Рис. 18.1 – Електронна (а) і структурна формули метану

Молекула – неплоска, має атоми Н, розташовані по кутах чотирьохгранника, і атом С – в центрі. Кожний зв'язок C—H – полярний, але молекула в цілому – неполярна з-за своєї симетрії. Метан має типові властивості неполярної сполуки, у нього низькі точка кипіння і точка замерзання, не проводить електричний струм і має слабкі сили Ван-дер-Ваальса між молекулами.

Гомологічні ряди. Члени одного і того самого хімічного сімейства, які представлені однаковою загальною формулою, мають подібні хімічні властивості, виявляють поступову зміну таких фізичних властивостей, як густина і точка кипіння, утворюють гомологічний ряд. Кожен наступний член ряду відрізняється від попереднього на групу $-CH_2$, яка називається гомологічною різницею.

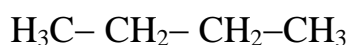
Для алканів, як і для інших органічних сполук, застосовують такі види номенклатури: тривіальну, раціональну, систематичну або міжнародну (IUPAC).

Номенклатура IUPAC включає певні положення і правила, згідно з якими утворюють назви алканів. В основу номенклатури покладені назви насичених вуглеводнів. Клас сполук позначається функціональним закінченням. Так, назви ациклічних насичених вуглеводнів мають закінчення *-ан*. (табл. 18.1).

Таблиця 18.1– Номенлатура нерозгалужених алканів

Формула	Систематична IUPAC
CH_4	Метан
$\text{CH}_3\text{--CH}_3$	Етан
$\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--CH}_3$	Пропан
$\text{CH}_3\text{--(CH}_2\text{)}_2\text{--CH}_3$	Бутан
$\text{CH}_3\text{--(CH}_2\text{)}_3\text{--CH}_3$	Пентан
$\text{CH}_3\text{--(CH}_2\text{)}_4\text{--CH}_3$	Гексан
$\text{CH}_3\text{--(CH}_2\text{)}_5\text{--CH}_3$	Гептан
$\text{CH}_3\text{--(CH}_2\text{)}_6\text{--CH}_3$	Октан
$\text{CH}_3\text{--(CH}_2\text{)}_7\text{--CH}_3$	Нонан
$\text{CH}_3\text{--(CH}_2\text{)}_8\text{--CH}_3$	Декан

Ізомери – це молекули, що мають однакову молекулярну формулу, але різні структурні формули. Тільки перші три сполуки гомологічного ряду насичених вуглеводнів не мають ізомерів — для них можливим є тільки один єдиний порядок зв'язку між атомами. Бутан C_4H_{10} існує у вигляді двох ізомерів:

*n*-Бутан

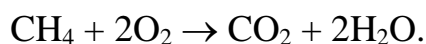
2-Метилпропан

У міру збільшення ланцюга значно збільшується кількість ізомерів.

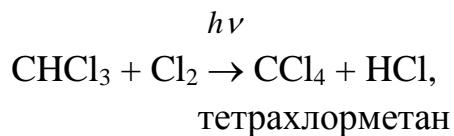
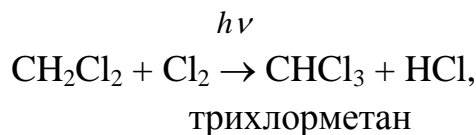
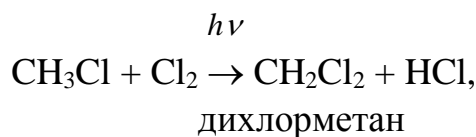
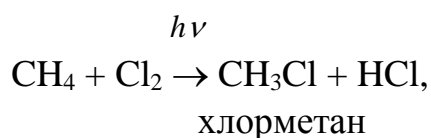
Одновалентні радикали називають, замінюючи закінчення *-ан* насичених вуглеводнів на *-іл*.

Хімічні властивості алканів

1. Метан – важлива складова природного газу, він горить, утворюючи карбон діоксид і воду:

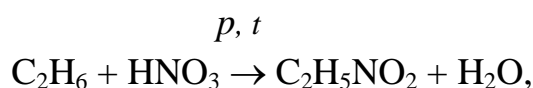


2. Метан вступає в реакцію з такими галогенами, як хлор, і утворює заміщені сполуки, в яких один або більше атомів Гідрогену заміщаються атомами Хлору:

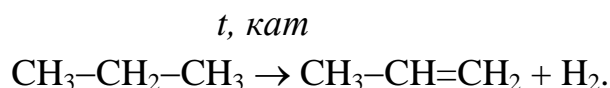


Інші члени родини алканів мають схожі фізичні та хімічні властивості.

3. Алкани взаємодіють з нітратною кислотою:

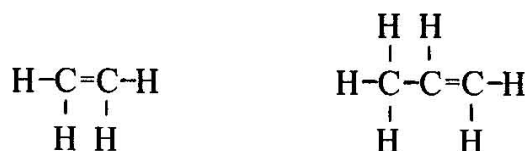


4. Алкани підлягають каталітичному дегідруванню:



18.1.2 Алкени

Алкени – це сімейство ненасичених вуглеводнів, так як існує подвійний ковалентний зв'язок С=С між парою атомів С у кожного члена родини. Їх загальна формула – C_nH_{2n} . Етилен C_2H_4 – найпростіший член цієї родини. Наступним членом є C_3H_6 .



Так як у атома Карбону 4 валентних електрони, то в правильній структурній формулі завжди повинно бути 4 зв'язки, показані від кожного Карбону.

Для найпростіших алкенів використовують тривіальні назви — етилен, пропілен, бутилен або раціональні назви (як похідні етилену).

За номенклатурою ІУРАС назви алкенів утворюють від назв відповідних алканів заміною закінчення *-ан* на *-ен* (табл. 18.2).

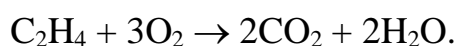
Назви залишків алкенів (радикалів) утворюють приєднанням до назви алкену закінчення *-іл*.

Таблиця 18.2 – Номенклатура нерозгалужених алкенів

Формула	Систематична ІУРАС
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$	Етен
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$	1-Пропен
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	1-Бутен
$\text{H}_2\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$	2-Бутен
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	1-Пентен
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	2-Пентен
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_3-\text{CH}_3$	1-Гексен
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}_3$	1-Гептен
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_5-\text{CH}_3$	1-Октен
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_6-\text{CH}_3$	1-Нонен
$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}_3$	1-Децен

Хімічні властивості алкенів

1. Алкени горять, утворюючи карбон(IV) оксид і воду:

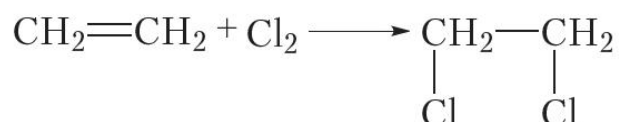


2. Реакції окиснення:

етиленгліколь

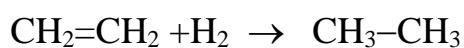
3. Алкени вступають в реакції приєднання.

а) галогенування:



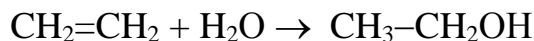
б) гідрування

t, кат

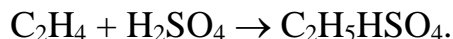


в) гідратація

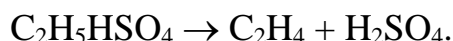
кат



г) алкени розчиняються в концентрованій сульфатній кислоті:



Цю властивість можна використовувати в нафтовій промисловості для відділення алкенів від насичених вуглеводнів. При нагріванні знову утворюється алкен:



Якщо сполуку нагріти з водою, утворюється

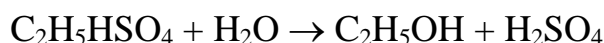
д) полімеризація

Наприклад, коли етилен нагрівається з киснем при високому тиску, одиниці етилену об'єднуються, утворюючи молекулу, яка по суті є алкеном з молекулярною масою близько 20000. Полімер називається поліетиленом.



поліетилен

етиловий спирт:



18.1.3 Алкіни

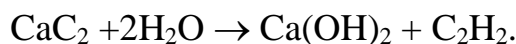
Загальна формула алкінів – $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ і існує потрійний ковалентний зв'язок між двома атомами Карбону в молекулі. Алкіни навіть активніше алкенів через більшу ненасиченість Карбону з потрійним зв'язком.

Ацетилен – найпростіший член сімейства C_2H_2 або $\text{HC}\equiv\text{CH}$. За номенклатурою IUPAC назви алкінів утворюють від назв відповідних алканів заміною функціонального закінчення *-ан* на *-ін* (*-ин*) (табл. 18.3).

Таблиця 18.3 – Номенклатура деяких нерозгалужених алкінів

Формула	Номенклатура	
	Систематична IUPAC	Раціональна
$\text{CH}\equiv\text{CH}$	Етин	Ацетилен
$\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH}$	Пропін	Метилацетилен
$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{C}\equiv\text{CH}$	1-Бутин	Етилацетилен
$\text{H}_3\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$	2-Бутин	Диметилацетилен

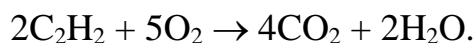
Ацетилен легко отримати шляхом додавання води в кальцій карбід:



Кальцій карбід одержують із звичайних матеріалів вугілля і вапняку, спалюючи кокс з кальцій оксидом в електричній печі.

Хімічні властивості ацетилену

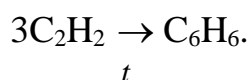
1. Ацетилен горить коптячим полум'ям, але в ацетіленокислородній горілці дає дуже високу температуру для різання металів.



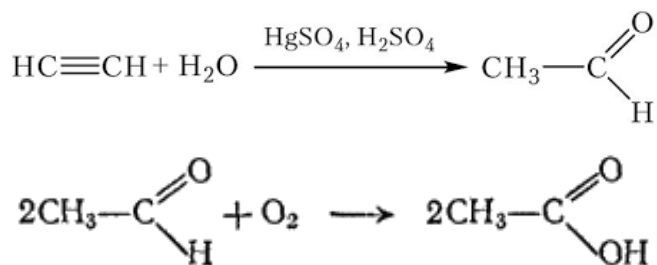
2. Атоми галогенів легко приєднуються до ацетилену, утворюючи такі молекули як $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_2$ і $\text{C}_2\text{H}_2\text{Cl}_4$.



3. Ацетилен можна полімеризувати в сполуку з замкнутим ланцюгом – бензол, нагріваючи в мідній трубці:



4. Взаємодія з водою в присутності каталізаторів для того, щоб утворити корисний хімічний ацетальдегід, який легко перетворюється в оцтову кислоту:



18.2 Спирти

Функціональною групою спирту є $-\text{OH}$, приєднана до ланцюга вуглеводню. Найбільш важливі спирти – це найпростіші метиловий спирт (метанол) CH_3OH і етиловий спирт (етанол) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Отже, загальна формула для одноатомного спирту (одна група OH) – $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$.

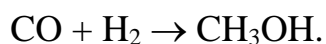
За міжнародною номенклатурою IUPAC назви (табл. 18.4) одноатомних спиртів утворюють від назв відповідних вуглеводнів із додаванням функціонального закінчення *-ол*. Цифрою вказують номер Карбону, біля якого знаходиться гідроксильна група. Атоми Карбону головного найдовшого ланцюга нумерують із того кінця, до якого ближче знаходиться гідроксильна група.

Також для спиртів поширена радикально-функціональна номенклатура, згідно з якою до назви вуглеводневого залишку (радикалу) додають слово «спирт», наприклад, метиловий спирт.

Таблиця 18.4 – Номенклатура поширених одноатомних спиртів

Формула	Радикально-функціональна	Систематична IUPAC
$\text{CH}_3 - \text{OH}$	Метиловий спирт	Метанол
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	Етиловий спирт	Етанол
$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	Пропіловий спирт	1-Пропанол
$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$	Ізопропіловий спирт	2-Пропанол
$\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	Бутиловий спирт	1-Бутанол
$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$	Вторинний бутиловий спирт	2-Бутанол

Метанол одержують з карбон(II) оксиду і водню, нагрітих з каталізатором:



Етиловий спирт можна отримати з етилену, але він, головним чином, утворюється шляхом бродіння цукру з використанням дріжджів:

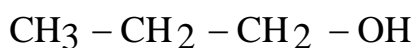


Спирти можна окиснювати до альдегідів, а потім до кислот. Приклад:



ацетальдегід оцтова кислота

Структурна ізомерія починається з $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$ у формулах:



пропіловий спирт

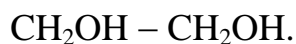


$$\begin{array}{c} | \\ \text{OH} \end{array}$$
 ізопропіловий спирт

Два найпростіших спирта легко змішуються з водою із-за групи $-\text{OH}$, яка є спільною для води і спиртів.

Спирти виконують корисну функцію як розчинники і як сировина для отримання багатьох органічних сполук.

Етиленгліколь – приклад діоксиспирта з 2 групами $-\text{OH}$:



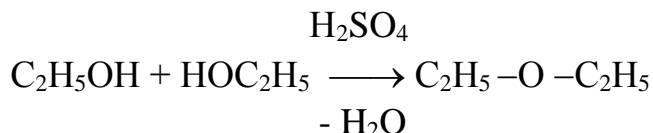
Гліцерин має 3 групи $\text{CH}_2(\text{OH})\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_2(\text{OH})$, одну на кожному атомі Карбону

18.3 Етери та естери

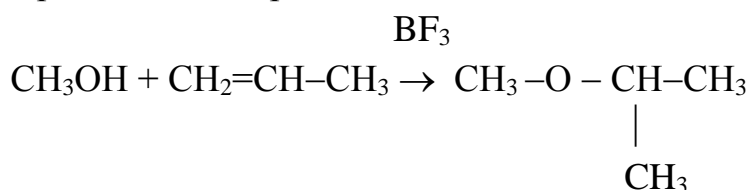
Молекули етерів містять такі групи алкілів, як $-\text{CH}_3$ або $-\text{C}_2\text{H}_5$, з'єднані через атом Оксигену як в диметилловому етері $\text{H}_3\text{C}-\text{O}-\text{CH}_3$ і діетіловому етері $\text{H}_5\text{C}_2-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$.

Основними методами одержання етерів є:

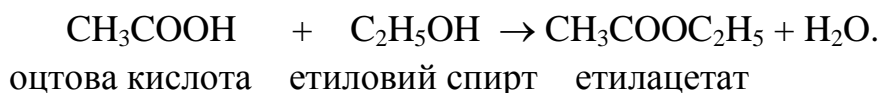
1. Дегідратація спиртів



2. Приєднання спиртів до алкенів

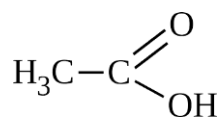


Естери утворюються кислотою, яка вступає в реакцію з спиртом, втрачаючи молекулу води.



18.4 Карбонові кислоти

Їх також називають жирними кислотами, так як деякі члени з довгими ланцюгами знаходяться в рослинних і тваринних жирах. Загальна формула $-\text{C}_2\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$ і група $-\text{COOH}$ є карбоксильної групою. Мурашина кислота HCOOH найпростіша, оцтова кислота (оцет) – другий член сімейства.



За номенклатурою IUPAC назви кислот утворюють від назви відповідного вуглеводню з тим же числом атомів Карбону, що і в головному ланцюгу кислоти з урахуванням атома Карбону карбоксильної групи, і додаванням до нього функціонального закінчення *-ова* і слова «кислота». Нумерацію атомів Карбону головного ланцюга розпочинають від карбоксильної групи.

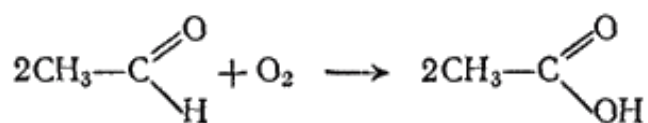
Походження тривіальних назв кислот часто пов'язано з джерелом їх поширення в природі (табл. 18.5).

Таблиця 18.5 – Номенклатура одноосновних насичених карбонових кислот

Формула	Номенклатура	
	Тривіальна	Систематична IUPAC
H-COOH	Мурашина	Метанова
CH ₃ -COOH	Оцтова	Етанова
CH ₃ -CH ₂ -COOH	Пропіонова	Пропанова
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -COOH	Масляна	Бутанова
CH ₃ (CH ₂) ₃ COOH	Валеріанова	Пентанова
CH ₃ (CH ₂) ₄ COOH	Капронова	Гексанова

Більш прості члени легко розчиняються у воді можливо через водневий зв'язок з молекулами води.

Оцтову кислоту отримують шляхом окиснення киснем повітря ацетальдегіду:



Стеаринову кислоту C₁₇H₃₅COOH отримують із тваринних жирів. Вона входить до складу миль як сіль натрій стеарат C₁₇H₃₅COONa.

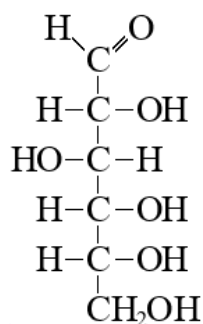
Амінокислоти – це важливий клас біологічних сполук, тому що багато структурних тканин і рідина в організмі тварин утворюються з протеїнів, а ті, у свою чергу, утворюються з амінокислот. Найпростішою амінокислотою є гліцин, який складається з основної аміногрупи —NH₂, а також з кислотної карбоксильної групи —COOH, H₂NCH₂COOH.

18.5 Вуглеводи

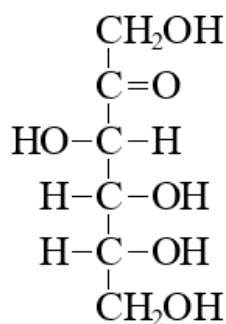
Вуглеводи поділяються на моносахариди й полісахариди.

Моносахариди — кристалічні речовини, більшість яких має склад, що відповідає загальній формулі C_nH_{2n}O_n (де n=3–9), добре розчинні у воді, солодкі на смак, оптично активні. Найпростіші моносахариди – це такі речовини, як глюкоза або фруктоза з формулами C₆H₁₂O₆. Можливі ізомери.

Наприклад, глюкоза має альдегідної групу —CHO у своїй формулі, тим самим показуючи, що вона відновлює солі двовалентної міді в одновалентну мідь. Отже, глюкоза відноситься до відновлюючих цукрів.



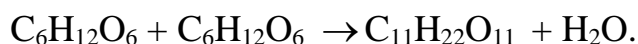
D-глюкоза



D-фруктоза

Фруктоза має іншу структурну формулу, що включає в себе кетонну групу C=O, і не є відновлювальним цукром. Слід звернути увагу на те, що вуглеводи мають 2 атоми H на кожен 1 атом O, таке ж співвідношення і у воді. Загальна формула для всіх вуглеводів – $\text{C}_x(\text{H}_2\text{O})_y$.

Цукроза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ – це дисахарид, який можна отримати з 2 простих молекул цукру з видаленням води:



глюкоза фруктоза сахароза

Ці молекули поведуться як форми, що мають кільцеві структури.

Крохмали містять багато простих цукрових зв'язків з видаленням води.

Загальна формула – $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$, де n – близько 1000. Целюлоза має загальну формулу подібного типу з великою кількістю одиниць, розташованих порізно. Це приклади полісахаридів.

Контрольні питання і завдання

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Дайте визначення поняття «алкени».
2. Як утворюють назви алкенів?
3. Дайте визначення поняття «алкіни». Наведіть приклади.
4. Дайте визначення поняття «карбонові кислоти». Наведіть приклади.
5. Дайте визначення поняття «етери». Наведіть приклади.

Завдання 2. Розкажіть про хімічні властивості алканів.

Завдання 3. Розкажіть про хімічні властивості алкенів.

Завдання 4. Розкажіть про хімічні властивості алкінів.

Завдання 5. Напишіть рівняння реакцій між сполуками:

- а) пропан і хлор;
- б) бутен і водень;
- в) ацетилен і вода;
- г) етанол і кисень.

Завдання 6. Наведіть приклади моносахаридів, дисахаридів, полісахаридів.

19 Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва

Приблизно в 1870 р. Д.І. Менделєєв розташував відомі елементи в таблиці таким чином, що елементи одного і того ж сімейства знаходилися разом і виявляли однакові властивості. Він залишив місця для елементів, які ще не були відкриті і передбачив властивості деяких з них. Пізніше, коли ці елементи були відкриті, прогнози Д.І. Менделєєва підтвердилися. У його таблиці елементи розташовувалися в порядку зростання атомної маси. У випадку з такими парами елементів, як Калій і Аргон, Йод і Телур, елемент із більшою атомною масою мав розташовуватися першим у парі, щоб відповідати своєму власному сімейству. Пізніше це пояснили наявністю більш важких ізотопів елемента, поставленого в лідируюче положення.

У 1913 р. Г. Мозлі вивчав рентгенівські спектри хімічних елементів. Він припустив, що періодична таблиця могла б ґрунтуватися на порядку атомних чисел елементів. Це – основа сучасної таблиці. Елементи розташовуються в порядку зростання атомного числа від елемента Гідрогену до елементів з атомним числом, що перевищує 100. У таблиці елементи одного хімічного сімейства перебувають в одній і тій же підгрупі або поруч (рис. 19.1).

Періодичний закон

Коли елементи розташовуються в порядку зростання атомного числа, спостерігається періодичність хімічних і фізичних властивостей.

періоди	1																	18
	IA																	VIIIA
1	1																	2
	H																	He
	ГІДРОГЕН																	ГЕЛІЙ
	1.00794																	4.0026
2	3	4											5	6	7	8	9	10
	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	ЛІТІЙ	БЕРИЛІЙ											БОР	КАРБОН	НІТРОГЕН	ОКСИГЕН	ФЛЮОР	НЕОН
	6.941	9.0121											10.811	12.0107	14.0067	15.9994	18.9984	20.1797
3	11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
	НАТРИЙ	МАГНІЙ											АЛЮМІНІЙ	СИЛІЦІЙ	ФОСФОР	СУЛЬФУР	ХЛОР	АРГОН
	22.9897	24.3050											26.9815	28.0855	30.9737	32.065	35.453	39.948
4	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36
	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
	КАЛІЙ	КАЛЬЦІЙ	СКАНДІЙ	ТИТАН	ВАНАДІЙ	ХРОМ	МАНГАН	ЖЕЛЕЗО	КОБАЛЬТ	НІКЕЛЬ	МІДЬ	ЦИНК	ГАЛІЙ	GERMANIY	АРСЕН	СЕЛЕН	БРОМ	КРИПТОН
	39.0983	40.078	44.9559	47.867	50.9415	51.9961	54.938	55.845	58.933	58.6934	63.546	65.38	69.723	72.63	74.9216	78.96	79.904	83.80
5	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54
	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
	РУБІДІЙ	СТРОНЦІЙ	ІТРИЙ	ЦИРКОНІЙ	НИОБІЙ	МОЛІБДЕН	ТЕХНЕЦІЙ	РУТЕНІЙ	РОДІЙ	ПАЛАДІЙ	АРГЕНТУМ	КАДМІЙ	ІНДІЙ	СТАНОМ	СТИБІЙ	ТЕЛУР	ЙОД	КСЕНОН
	85.468	87.62	88.906	91.224	92.906	95.96	97.907	101.07	102.91	106.42	107.87	112.41	114.82	118.71	121.76	127.60	126.90	131.29
6	55	56		72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
	Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
	ЦЕЗІЙ	БАРИЙ		ГАФНІЙ	ТАНТАЛ	ВОЛЬФРАМ	РЕНІЙ	ОСМІЙ	ІРІДІЙ	ПЛАТИНА	АУРУМ	МЕРКУРІЙ	ТАЛІЙ	ПЛЮМБУМ	БІСМУТ	ПОЛОНІЙ	АСТАТ	РАДОН
	132.91	137.33		178.49	180.94	183.85	186.2	190.2	192.2	195.09	196.96	200.59	204.37	207.2	208.98	208.98	209.98	222.01
7	87	88		104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118
	Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
	ФРАНЦІЙ	РАДІЙ		РЕЗЕРФОРДІЙ	ДУБНІЙ	СІБОРГІЙ	БОРІЙ	ГАСІЙ	МАЙТНЕРІЙ	ДАРМШТАДТІЙ	РЕНТГЕНІЙ	КОПЕРНИЦІЙ	НІХОНИЙ	ФЛЕРОВІЙ	МОСКОВІЙ	ЛІВЕРМОРІЙ	ТЕННЕСІЙ	ОГАНЕСОН
	223.02	226.02		261	262	263	262	265	266	281	280	285	277	289	288	292	291	294
ЛАНТАНОЇДИ			57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	
			La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Td	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
			ЛАНТАН	ЦЕРІЙ	ПРАЗЕОДИМ	НЕОДИМ	ПРОМЕТИЙ	САМАРІЯ	ЄВРОПІЙ	ГАДОЛІНІЙ	ТЕРБІЙ	ДИСТРОЗІЙ	ГОЛЬМІЙ	ЕРБІЙ	ТУЛІЙ	ІТЕРБІЙ	ЛЮТЕЦІЙ	
			138.90	140.12	140.91	144.24	144.91	150.36	151.96	157.25	158.92	162.50	164.93	167.26	168.93	173.04	174.97	
АКТИНОЇДИ			89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	
			Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	
			АКТИНИЙ	ТОРИЙ	ПРОТАКТИНИЙ	УРАН	НЕПУТІЙ	ПЛУТОНИЙ	АМЕРИЦІЙ	КЮРІЙ	БЕРКЛІЙ	КАЛЬФОРНІЙ	ЕЙНШТЕЙНІЙ	ФЕРМІЙ	МЕНДЕЛІЙ	НОБЕЛІЙ	ЛОУРЕНСІЙ	
			227.02	232.03	231.03	238.02	237.04	244.06	243.06	247.07	247.07	251.07	252.08	257.08	258.09	259.10	260.10	

Рис. 19.1 – Періодична система елементів Д.І. Менделєєва

Періоди

Кожен горизонтальний ряд у періодичній таблиці називається періодом. Періоди діляться на малі і великі. Перший, другий і третій період складаються з одного ряду і називаються малими. Четвертий, п'ятий і шостий періоди складаються з двох рядів і називаються великими.

Перший період складається з двох елементів – Гідроген, Гелій. У атомів цих елементів заповнюється *K*-оболонка. Атом Гідрогену містить 1 електрон, атом Гелію – 2 електрони.

У другому періоді розташовані 8 елементів. У атомів цих елементів заповнюється *L*-оболонка, максимальна кількість електронів в якій становить 8.

У третьому періоді розташовані 8 елементів. Період починається з Натрію і закінчується Аргоном. У атомів цих елементів заповнюється *M*-оболонка, максимальна кількість електронів в якій становить 18.

Четвертий період містить помітно виражений ряд: перші перехідні елементи від Скандію (номер 21) до Цинку (номер 30). У атомів даних елементів заповнюється електронами *d*-підрівень *M*-оболонки.

Елементи п'ятого періоду від Ітрію (номер 39) до Кадмію (номер 48) утворюють схожий перехідний ряд. У атомів цих елементів заповнюється електронами *d*-підрівень *N*-оболонки.

Елемент Лантан (номер 57) і наступні 14 елементів утворюють сімейство лантаноїдів або рідкоземельних елементів. У атомів цих елементів заповнюється електронами *f*-підрівень *N*-оболонки.

У шостому періоді розташований елемент Актиній (номер 89). Після нього розташовані 14 елементів (номер 90–103), подібних Актинію. Їх називають актиноїдами.

Групи

Група – це вертикальний ряд, який містить елементи з подібними властивостями. Кожна група складається з двох підгруп: головної (А) і побічної (В).

Підгрупи, в які входять елементи малих і великих періодів, називаються головними (А). Підгрупи, в які входять елементи тільки великих періодів, називаються побічними (В).

Лужні метали (підгрупа ІА) і галогени (підгрупа VIIА) зазвичай вивчаються як типові сімейства.

Лужні метали – це дуже активні метали ІА підгрупи. Атом кожного з цих металів має один валентний електрон у зовнішній оболонці, що відповідає номеру групи. Атомний розмір збільшується від Літію до Францію, таким чином, наростає легкість втрати зовнішнього валентного електрона, а отже, посилюється металева характеристика елемента. Типовою властивістю металів є їх здатність втрачати електрони і утворювати позитивні іони. Інакше кажучи, енергія іонізації зменшується від Літію до Францію.

Хімічні елементи VIIA підгрупи – галогени. Кожен з галогенів має 7 електронів в зовнішньому електронному шарі. Це дуже активні неметали, які прагнуть отримати електрон. Фтор – найбільш активний і, отже, самий неметалічний елемент.

Хімічні елементи інших підгруп, таких як підгрупа IIA, лужноземельні метали, виявляють схожі хімічні властивості і поступову зміну фізичних властивостей.

Підгрупи зазвичай виявляють невелику схожість, крім загальної валентності. Приклад: підгрупа IB, до складу якої входять Купрум, Аргентум та Аурум, не схожа на підгрупу IA.

Хімічні елементи VIIIA підгрупи – інертні (благородні) гази. Вони відрізняються хімічною неактивністю. VIIIB підгрупа містить три тріади зі схожими властивостями. Перша тріада – Ферум, Нікель, Кобальт. Друга тріада – Рутеній, Родій, Паладій. Третя тріада – Осмій, Іридій, Платина.

Загальні тенденції в періодичній таблиці

Францій є найбільш активним металевим елементом, тому рух у будь-якому напрямку в таблиці від Франція призводить до зменшення металеві характеристики елемента. Фтор має найбільшу електронну спорідненість і електронегативність, пов'язані з неметалевою характеристикою, і рух у будь-якому напрямку в таблиці від Фтору призводить до зменшення неметалевої характеристики.

Рухаючись вниз в групі, як наприклад, у IV групі, простежується металева характеристика, тому що збільшується розмір атома і зростає легкість втрати електрона. Карбон, що знаходиться у верхній частині IV групи, безумовно є неметалом, а Плюмбум, що знаходиться внизу, є металом.

Таблиця має велике значення при прогнозуванні властивостей елемента. Однак, вона має недоліки. Ще не створена така таблиця елементів, яка б показувала поперечні зв'язки між елементами в різних групах. Наприклад, Купрум і Меркурій – схожі, але знаходяться в різних групах. Гідроген не підходить ні до однієї з груп, хоча його валентність і властивості такі ж, як у деяких інших елементів.

Контрольні питання та завдання

Завдання 1. Дайте відповідь на питання:

1. Що таке період?
2. Скільки періодів у періодичній системі?
3. Скільки рядів у періодичній системі?
4. Що таке група?
5. Скільки груп у періодичній системі?
6. З яких підгруп складається кожна група?
7. Які підгрупи називаються головними і побічними?
8. Які елементи розташовані під таблицею і чому?

Завдання 2. В якому періоді, в якій групі та підгрупі знаходяться:

а) Бром; б) Аргентум; в) Кадмій; г) Оксиген; д) Фосфор?

Завдання 3. Дайте відповідь на питання, використовуючи в потрібній формі прикметники, дані праворуч.

- | | |
|---|----------|
| 1. В якій групі знаходиться Натрій? | перший |
| 2. В якій підгрупі знаходиться Цинк? | побічний |
| 3. В якому періоді знаходиться Кальцій? | великий |
| 4. В якому ряді знаходиться Хлор? | третій |
| 5. В якому періоді знаходиться Барій? | шостий |

ТЕСТ №3

Тестові завдання з вибором однієї правильної відповіді

1. Загальна формула алканів:

- а) C_nH_{2n-2} ;
- б) C_nH_{2n} ;
- в) C_nH_{2n+2} ;
- г) C_nH_n .

2. Вкажіть загальну формулу одноатомних спиртів:

- а) R_1-O-R_2 ;
- б) $R-COON$;
- в) $R-OH$;
- г) $R-CHO$.

3. Визначте формулу пентена:

- а) C_5H_{10} ;
- б) C_5H_{12} ;
- в) C_6H_{12} ;
- г) C_6H_{14} .

4. Вкажіть формулу глюкози:

- а) $C_{12}H_{22}O_{11}$;
- б) $C_6H_{12}O_6$;
- в) C_6H_5OH ;
- г) $C_6H_5NH_2$.

5. Визначте клас органічних сполук, до яких відноситься пентанол:

- а) алкани;
- б) алкени;

- в) спирти;
г) Карбонові кислоти;
6. Визначте клас органічних сполук, до яких відноситься гексен:
- а) алкани;
б) алкени;
в) спирти;
г) карбонові кислоти.
7. Визначте ряд елементів, утворений тільки елементами головної підгрупи періодичної системи Д.І. Менделєєва:
- а) F, Cl, I;
б) Si, Ag, S;
в) Pb, Ca, Hg;
г) C, Ti, Pb.
8. Визначте ряд елементів, утворений тільки елементами побічної підгрупи періодичної системи Д.І. Менделєєва:
- а) Cr, Mg, Ca;
б) P, N, S;
в) Cu, Zn, Ag;
г) Hg, Ba, Mg;

Тестові завдання на встановлення відповідності

9. Встановіть відповідність між хімічними формулами і назвами органічних сполук:

<i>Хімічні формули</i>	<i>Назви органічних сполук</i>
1 C ₂ H ₂	А етанол
2 C ₂ H ₆	Б етан
3 CH ₄	В пропанова кислота
4 C ₃ H ₇ OH	Г ацетилен
	Д метан

10. Встановіть відповідність між елементами та їх положенням у періодичній системі Д.І. Менделєєва:

<i>Елементи</i>	<i>Положення у періодичній системі Д.І. Менделєєва</i>
1 Ca	А 4 період, II група, побічна підгрупа
2 Cr	Б 4 період, II група, головна підгрупа
3 Zn	В 4 період, VI група, побічна підгрупа
4 I	Г 5 період, VII група, побічна підгрупа
	Д 5 період, VII група, головна підгрупа

ДОДАТКИ

Додаток 1

Періодична система хімічних елементів Д.І. Менделєєва

ПЕРІОДИ	ГРУПИ ЕЛЕМЕНТІВ													
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII						
1	H 1,0079 Гідроген <i>водень</i>							He 4,0028 Гелій	<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div>Порядковий номер</div> <div>Символ</div> <div>Назва елемента систематична</div> </div> <div style="text-align: center; margin: 10px 0;"> 26 Fe </div> <div style="display: flex; justify-content: center;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px;">[Ar]3d⁶4s²</div> <div style="margin: 0 10px;">↓</div> <div style="border: 1px solid black; padding: 2px;">Fe</div> </div> <div style="display: flex; justify-content: space-between; margin-top: 10px;"> <div>Відносна атомна маса</div> <div>Електронна конфігурація</div> </div>					
2	Li 6,941 Літій	Be 9,01218 Берилій	B 10,811 Бор	C 12,01 Карбон <i>вуглець</i>	N 14,007 Нітроген <i>азот</i>	O 15,999 Оксиген <i>кисень</i>	F 18,998 Флуор <i>фтор</i>	Ne 20,179 Неон						
3	Na 22,990 Натрій	Mg 24,305 Магній	Al 26,982 Алюміній	Si 28,085 Силіцій <i>кремій</i>	P 30,974 Фосфор	S 32,066 Сулфур <i>сірка</i>	Cl 35,453 Хлор	Ar 39,948 Аргон						
4	K 39,098 Калій	Ca 40,078 Кальцій	Sc 44,956 Скандій	Ti 47,88 Титан	V 50,942 Ванадій	Cr 51,996 Хром	Mn 54,938 Манган	Fe 55,847 Залізо Ферум	Co 58,933 Кобальт	Ni 58,69 Нікел				
	Cu 63,546 Купрум	Zn 65,38 Цинк	Ga 69,723 Галій	Ge 72,59 Германій	As 74,922 Арсен	Se 78,96 Селен	Br 79,904 Бром	Kr 83,80 Криптон						
5	Rb 85,468 Рубідій	Sr 87,62 Стронцій	Y 88,906 Ітрій	Zr 91,224 Цирконій	Nb 92,906 Ніобій	Mo 95,94 Молібден	Tc 98,906 Технецій	Ru 101,07 Рутеній	Rh 102,91 Родій	Pd 106,42 Паладій				
	Ag 107,87 Срібло Аргентум	Cd 112,41 Кадмій	In 114,82 Індій	Sn 118,71 Станум <i>олово</i>	Sb 121,75 Стибій	Te 127,60 Телур	I 126,90 Йод <i>йод</i>	Xe 131,29 Ксенон						
6	Cs 132,91 Цезій	Ba 137,33 Барій	La 138,91 Лантан *	Hf 178,49 Гафній	Ta 180,95 Тантал	W 183,85 Вольфрам	Re 186,21 Реній	Os 190,2 Осмій	Ir 192,22 Іридій	Pt 195,09 Платина				
	Au 196,97 Золото Аурум	Hg 200,59 Меркурій	Tl 204,38 Талій	Pb 207,2 Свинець Плюмбум	Bi 208,98 Бісмут	Po (209) Полоній	At (210) Астат	Rn (222) Радон						
7	Fr (223) Францій	Ra 226,02 Радій	Ac 227,03 Актиній **	Rf (261) Резерфордій	Db (262) Дубній	Sg (263) Сиборгій	Bh (262) Борій	Hs (265) Гасій	Mt (266) Майтнерій	Uun (272) Унунілій				
Висші оксиди	RO	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	RO₃	R₂O₇	RO₄						
Леткі сполуки з Гідрогеном				RH₄	RH₃	H₂R	HR							
*	Ce 140,12 Церій	Pr 140,91 Празеодим	Nd 144,24 Неодим	Pm (147) Прометій	Sm 150,36 Самарій	Eu 151,96 Європій	Gd 157,25 Гадоліній	Tb 158,93 Тербій	Dy 162,5 Диспрозій	Ho 164,93 Гольмій	Er 167,26 Ербій	Tm 168,93 Тулій	Yb 173,04 Ітербій	Lu 174,97 Лютецій
**	Th 232,04 Торій	Pa (231) Протактиній	U 238,03 Уран	Np (237) Нептуній	Pu (244) Плутоній	Am (243) Америцій	Cm (247) Кюріій	Bk (247) Берклій	Cf (251) Каліфорній	Es (254) Ейнштейній	Fm (257) Фермій	Md (258) Менделєвій	No (259) Нобелій	Lr (260) Лоуренсій

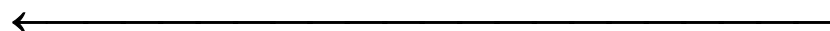
Деякі найважливіші фізичні сталі

Фізична стала	Символ	Значення
Атомна одиниця маси	а.о.м.	$1,66054 \cdot 10^{-27}$ кг
Стала Авогадро	N_A	$6,02214 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Стала Планка	h	$6,62608 \cdot 10^{-34}$ Дж·с
Універсальна газова стала	R	8,31451 Дж/моль·К
Заряд електрона	e	$1,602177 \cdot 10^{-19}$ Кл
Маса спокою електрона	m_e	$9,10939 \cdot 10^{-31}$ кг

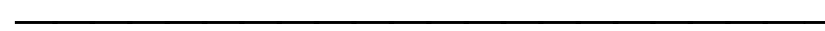
Електрохімічний ряд напруг металів

Li	Rb	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H	Sb	Bi	Cu	Hg	Ag	Pd	Pt	Au
----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----

відновлювальна здатність збільшується



окиснювальна здатність збільшується



Таблиця розчинності

Аніони	Катіони																					
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Cd ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺
OH ⁻		P	P	—	P	M	M	H	H	H	H	H	H	H	H	H	—	—	—	H	H	H
F ⁻	P	P	P	P	M	H	H	M	H	H	H	P	P	P	M	M	P	P	—	H	H	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	M	P	M	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	M	P	M	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	H	H	P	H	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	—	—	H	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	—	—	H	—	H	H	H	H	H	H	—	H	H	H	—
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	M	P	P	H	P
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	P	H	—	P	H	H	H	P	P	H	H	H	P	H	
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	—	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	—
SiO ₃ ²⁻		P	P	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H	—
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	—	—	P	—	P	P	P	P	P	M	M	P	P	P	—
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P

P — розчиняється у воді;

M — мало розчиняється у воді;

H — не розчиняється;

прочерк — не існує або розпадається у водному середовищі

ЛІТЕРАТУРА

1. GENERAL CHEMISTRY. General chemistry : a textbook for foreign students Preparatory faculties of the English form of education / compilers: O.F. Aksyonova et. al. – Kh. : KhSAC, 2021. – 114 p.
2. Кушпіль Н.О., Криворучко Т.Д. Загальна хімія: навчальний посібник для іноземних слухачів підготовчих факультетів/ Н.О. Кушпіль., Т.Д. Криворучко – Полтава: ТОВ НВП «Укрпромторгсервіс», 2020. – 136 с.
3. Тарасова Л. Д., Розгон О. В. Хімія : навч. посіб. для інозем. студ. підготов. від-ня. Дніпро : ДНУЗТ, 2019. –166 с.

Навчальне видання

ЕЛЕМЕНТАРНА ХІМІЯ

Навчально-методичний посібник

НОВІКОВА Вікторія Євгеніївна
ПЛЮГІНА Інна Сергіївна

Формат 60×84/16. Гарнітура Times New Roman
Папір для цифрового друку. Друг ризографічний.

Ум. друк. арк. __.

Наклад __ пр.

Державний біотехнологічний університет
61002, м. Харків, вул. Алчевських, 44