**Хімія підготовка до ЗНО**

**ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ**

**ОСНОВНІ ЗАКОНИ Й ПОНЯТТЯ ХІМІЇ**

**Предмет і завдання хімії**

Людство опановує хімічні поняття й методи від самого початку свого розвитку. Як наука хімія почала формуватися лише в XVII столітті, проте галузь знань, яка зараз належить хімії, існує вже кілька тисячоліть. У міру розвитку хімічних знань змінюється предмет і завдання хімії.

У сучасній науці предмет хімії можна сформулювати так: хімія вивчає склад, властивості й перетворення речовин, а також явища, які супроводжують ці перетворення.

Однак речовини вивчає не тільки хімія, їх розглядають також інші науки про природу (мінералогія, фізика, біологія тощо). Наприклад, мінералогія вивчає склад та будову мінералів і гірських порід, які утворюють земну кору, а фізика — різні явища з речовинами й тілами в природі, що відбуваються, зазвичай, без зміни складу їхніх молекул чи кристалів. Хімія, на відміну від мінералогії та фізики, вивчає не тільки склад і будову, але й перетворення речовин, що відбуваються в живій та неживій природі, можливості їхнього добування. У явищах, що їх досліджує хімія, перетворення речовин пов’язані зі зміною їхнього складу та будови.

Незважаючи на те, що хімія належить до фундаментальних наук, які вивчають нашу природу, завдання будь-якої науки — це служіння людству. На підставі цього можна сформулювати основне прикладне завдання хімії: добування речовин із заздалегідь заданими властивостями. Причому ділянки застосування нових речовин досить різноманітні: нові будівельні й конструкційні матеріали, лікарські й косметичні препарати, харчові добавки й добрива, барвники й лакофарбові вироби, тканини зі специфічними властивостями, сплави й високочисті речовини для космічної та комп’ютерної галузі тощо, Це завдання стає все більш актуальним останнім часом у зв’язку з бурхливим розвитком електроніки й нанотехнологій. Окрім цього, найважливішими завданнями хімії є дослідження складу й будови речовин, встановлення залежності між будовою речовини та її властивостями й реакційною здатністю, інтенсифікація промислових виробництв і створення безвідходних технологій, використання енергії хімічних перетворень.

**Місце хімії серед природничих наук**

 Хімія належить до наук про Природу (природничих наук). На відміну від фізики, біології та інших наук про Природу, хімія вивчає речовини з погляду їхнього складу та зміни складу в хімічних перетвореннях.

Однак природа різноманітна й багатогранна. Усі явища, які відбуваються в Природі, досить складні, й задля того, щоб ці явища пізнати, люди намагаються вивчати їхні ознаки за допомогою різних наук. Починаючи із середніх віків, усі науки поділяли на точні (природні) та гуманітарні. До основних природничих наук належать фізика, хімія й біологія (а також математика, хоч серед усіх наук вона стоїть дещо осібно). Будь-яке природне явище можна вивчати з погляду будь-якої природничої науки. Саме тому останнім часом досить важко зустріти вченого, котрий займається «чистою» фізикою або «чистою» хімією.

У зв’язку із цим окремо виділяють науки, які вивчають явища з погляду кількох наук: біохімія, хімічна фізика й фізична хімія, математична хімія, геохімія, радіохімія, астрохімія тощо.

Сучасна хімія настільки повна як за об’єктами, так і за методами їхнього дослідження, що багато розділів хімії виділилися в самостійні науки: неорганічна, органічна, фізична, аналітична — це найбільш «давні» розділи хімії, кожен із них має свій предмет дослідження. Цю «четвірку» прийнято вважати фундаментальною основою сучасної класифікації хімічних наук. Водночас ці чотири розділи постійно подрібнювалися на менші фрагменти.

У неорганічній та органічній хімії поділ відбувається згідно з об’єктами дослідження. Так, неорганічну хімію розділяють на хімію кислот, хімію основ, хімію карбідів, хімію благородних газів, хімію кремнію тощо. В органічній хімії чітко виділяють хімію ароматичних і гетероциклічних сполук, хімію спиртів, хімію вуглеводів, хімію природних сполук, нафтохімію, біохімію...

Із двома іншими фундаментальними хіміями — фізичною й аналітичною — справа складніша. Фізична хімія історично складається з різних «мозаїчних шматочків знання». Дослідження теплових ефектів належить до термохімії. Вивчення хімічних процесів, що відбуваються під дією електричного струму, виокремлюють у розділ електрохімії. Більшість реакцій проходять у рідкому середовищі, тому виникло вчення про розчини. А ще хімічна кінетика, хімічна термодинаміка, фотохімія тощо.

Хімія:

— Неорганічна - хімія кислот, основ, карбідів, благородних газів тощо;

— Органічна - хімія спиртів, вуглеводів, природних сполук, нафтохімія тощо;

—   Фізична - термохімія, електрохімія, кінетика, термодинаміка тощо;

—   Аналітична - хімічна метрологія, хімічна діагностика

**Фізичні та хімічні явища**

Усе, що існує у Всесвіті й незалежно від нашої свідомості може впливати на наші органи чуттів, називають «матерією». Матерія перебуває в стані постійного руху. Розрізняють чотири форми руху матерії: фізичну, хімічну, біологічну й соціальну. Кожну форму вивчає відповідна наука.

Фізика вивчає фізичну форму руху матерії й, відповідно, фізичні явища. До фізичних явищ відносять різні перетворення речовин без зміни їхнього складу. До таких явищ належать механічні, теплові, електромагнітні, ядерні тощо. Ці явища можна пояснити з точки зору взаємодії окремих частинок і полів.

Хімія вивчає хімічну форму руху матерії, тобто хімічні явища. До хімічних явищ відносять явища, які полягають у перетворенні одних речовин в інші без зміни складу ядер атомів. Суть хімічних явищ зазвичай полягає в «перегрупуванні» атомів та утворенні нових молекул, іонів, асоціатів тощо.

Можна виділити кілька ознак, за якими розрізняють хімічні явища: 1) поглинання або виділення енергії (у вигляді тепла, світла, електрики тощо); 2) зміна кольору; 3) утворення або поглинання газу; 4) утворення або розчинення осаду; 5) поява або зникнення запаху. Дуже часто буває досить складно відрізнити хімічне явище від фізичного, особливо тому, що хімічні явища майже завжди супроводжуються фізичними. Наприклад, процес горіння свічі, як і будь-який процес горіння,— це хімічне явище, однак воно супроводжується фізичними — плавленням матеріалу свічі й виділенням тепла та світла. У цьому випадку слід дуже ретельно підходити до аналізу явища, що відбувається, і за певними ознаками відносити його або до хімічного, або до фізичного явища.

**ОСНОВНІ ЗАКОНИ Й ПОНЯТТЯ ХІМІЇ**

**Основні положення атомно-молекулярного вчення**

1. Речовини мають дискретну будову. Вони складаються з частинок (структурних елементів речовини) — молекул, атомів або іонів.

2. Частинки речовини (молекули, атоми або іони) перебувають у безперервному русі.

3. Між складовими частинками речовини діють сили взаємного притягання й відштовхування.

4. Молекули складаються з атомів.

5. Молекули не змінюються під час фізичних явищ і руйнуються під час хімічних.

6. Атоми зберігаються під час хімічних процесів. При цьому відбувається їхнє перегрупування, що призводить до утворення нових речовин.

7. Різноманіття речовин обумовлене можливістю атомів з’єднуватися по-різному й утворювати різні молекули.

**Основні поняття атомно-молекулярного вчення. Атом. Молекула. Хімічний елемент**

Основними поняттями атомно-молекулярного вчення є «молекула», «атом», «хімічний елемент», «прості й складні речовини».

Молекула — це найменша частинка речовини, що здатна існувати самостійно, зберігаючи основні хімічні властивості цієї речовини. Існування молекул підтверджується численними експериментальними фактами: розчиненням речовин, зміною їхнього агрегатного стану, поширенням запахів, явищами дифузії й броунівського руху. Молекули мають певні маси й розміри, але надзвичайно маленькі. Розміри молекул перебувають у межах 10-10http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image005.gif10-7 м, а маса невеликих молекул — близько 10-26 кг.

Молекули можуть мати електричний заряд. Такі частинки називають іонами. У цьому разі окремі молекули індивідуально можуть існувати тільки в розчиненому або розплавленому стані, однак у будь-якому стані вони можуть існувати разом з протилежно зарядженими частинками, щоб тіло в цілому не мало електричного заряду. Окрім розповсюджених неорганічних іонів, прикладом заряджених молекул є молекули нуклеїнових кислот і білків.

Властивості молекул зберігають і обумовлюють такі властивості речовин, як агрегатний стан, колір, смак, запах, густина, температури кипіння й плавлення, електропровідність, діелектрична проникність, здатність вступати в хімічні взаємодії з іншими речовинами. Однак це не означає, що молекули мають ці властивості. Більшість фізичних властивостей речовин притаманні тільки сукупності молекул. Наприклад, в окремої молекули не може бути температури кипіння або плавлення, проте такі властивості молекул, як маса, розмір, дипольний момент і здатність взаємодіяти одна з одною, обумовлюють температуру плавлення й кипіння, а відповідно, й агрегатний стан у певних умовах.

**Залежність властивостей речовин від властивостей молекул**

|  |  |
| --- | --- |
| Властивість молекули | Властивість речовини, що обумовлена властивістю молекули |
| 1. Маса | Густина речовин, температури кипіння й плавлення |
| 2. Розмір | Густина речовин |
| 3. Здатність притягуватися одна до одної | Густина речовин, температури кипіння й плавлення |
| 4. Форма | Запах, смак |
| 5. Дипольний момент | Діелектрична проникність, і магнітна сприйнятливість |
| 6. Здатність до поляризації | Коефіцієнт заломлення, діелектрична проникність |
| 7. Електричний заряд | Агрегатний стан, твердість, електропровідність |
| 8. Здатність поглинати й випромінювати світло | Колір речовини |

Молекули складаються з атомів, які з’єднані між собою хімічними зв’язками в певній послідовності й певним чином зорієнтовані в просторі. Кількість атомів у молекулах може бути від одного (наприклад, одноатомні молекули інертних газів або одноатомні іони), двох (Н2, О2 та ін.) до кількох тисяч (молекули полімерів, білків, нуклеїнових кислот).

Усі молекули однієї речовини мають однаковий склад, розміри, масу й інші властивості. Молекули різних речовин відрізняються за складом, розмірами, порядком з’єднання атомів (для молекул ізомерних речовин), властивостями.

Між молекулами в будь-якому стані є певні відстані (пустоти). Відстані між молекулами визначаються агрегатним станом, в якому перебуває речовина. Найбільша відстань у газоподібному стані (10-8http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image005.gif10-7 м — значно більша за розмір самих молекул), у рідкому й твердому станах відстані між молекулами приблизно однакові й перебувають у межах 10-10 м. Завдяки цьому при переході з твердого стану в рідкий об’єм речовини змінюється зовсім трохи: найчастіше збільшується, а іноді (дуже рідко) зменшується (наприклад, при плавленні льоду). А при переході з твердого або рідкого стану в газоподібний об’єм речовини змінюється в тисячу й більше разів.

Молекули перебувають у безперервному хаотичному русі. У твердих речовинах вони роблять коливальні рухи щодо свого рівноважного положення, у рідинах — коливальні рухи й можливі прямолінійні рухи, що забезпечує здатність рідин текти, а в газах молекули рухаються хаотично прямолінійно.

При проходженні хімічних реакцій молекули руйнуються, утворюючи нові молекули інших речовин.

Атом — це хімічно неподільна електронейтральна частинка речовини, що складається з позитивно зарядженого ядра й негативно заряджених електронів.

Атом характеризує певна маса, розміри, склад, будова електронної оболонки тощо. Маса атома має дуже маленькі значення, близько 10-27http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image005.gif10-25 кг. Радіуси атомів становлять приблизно 10-10 м.

Атом складається із субатомних частинок — протонів і нейтронів та елементарних частинок — електронів. Протони й нейтрони перебувають у центрі атома й є його ядром, радіус якого становить приблизно 10-14http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image005.gif10-15 м, тобто на п’ять порядків менше від радіуса атома. Електрони утворюють електронну оболонку, розміри якої визначають розміри атома, і хаотично рухаються навколо ядра атома з високою швидкістю.

При проходженні хімічних реакцій атоми не зникають і не утворюються з нічого, вони можуть перегруповуватися або переходити від однієї молекули до іншої. У хімічних реакціях може змінюватися будова й склад електронної оболонки атома.

Кількісними характеристиками атома є заряд його ядра й маса атома. Атоми, що мають однаковий заряд ядра, є атомами одного хімічного елемента. їм притаманні однакові хімічні властивості. Таким чином, атом — це носій властивостей хімічного елемента. Водночас атоми одного елемента можуть мати різну масу внаслідок явища ізотопії.

Для кількісної характеристики атомів використовують подані нижче величини:

Протонне число — число протонів, що входять до складу ядра атома.

Нейтронне число — число нейтронів, що входять до складу ядра атома.

Нуклонне число — число нуклонів (протонів і нейтронів) у ядрі атома.

Атоми з однаковим протонним і нейтронним числом називають нуклідами. Нукліди з однаковим протонним числом, але різним нейтронним числом називають ізотопами.

Атоми можуть входити до складу молекул або об’єднуватися у великій кількості, утворюючи речовини атомної будови, наприклад кристали алмазів. Такі скупчення ще називають надмолекулами, тобто кожен окремий кристал алмаза — це одна надмолекула.

Хімічний елемент — це різновид атомів з певним (однаковим) зарядом ядра.

Поняття «хімічний елемент» не можна ототожнювати з поняттям «речовина». Хімічний елемент — це тип атомів, що характеризуються певною сукупністю властивостей. Він є складовою частиною речовин. При проходженні хімічних реакцій хімічні елементи зберігаються й переходять із однієї речовини в іншу. Нові речовини складаються з тих самих елементів, що й вихідні. Прості й складні речовини — це форми існування хімічних елементів.

Кожен елемент має свою назву й символ. Носієм властивостей хімічних елементів є атом. Входячи до складу різних речовин, атоми кожного елемента надають їм властивостей цього елемента. Наприклад, оксид, сульфід і хлорид Натрію мають деякі спільні властивості завдяки наявності іонів Натрію, а також і відмінність за рахунок іонів Оксигену, Сульфуру й Хлору.

Основною кількісною характеристикою елемента є заряд ядра його атомів, що збігається з порядковим номером цього елемента в Періодичній системі. Не можуть існувати різні хімічні елементи, атоми яких мали б однаковий заряд. На підставі заряду ядра можна визначити елемент.

Маса атома також є кількісною характеристикою хімічного елемента, проте вона не є однозначною. Існують атоми різних елементів, що мають однакову масу. Такі атоми називають ізобарами, наприклад атом Калію-40 та Кальцію-40. Окрім того, можуть існувати атоми одного елемента, але з різною масою — ізотопи (наприклад, Калій-39 та Калій-40).

За будовою електронної оболонки хімічні елементи поділяють на s-, p-, d- і f-елементи. За хімічними властивостями елементи поділяють на металічні та неметалічні. Атоми металічних елементів переважно віддають електрони в хімічних реакціях, а атоми неметалічних — переважно приймають. За хімічними властивостями також виокремлюють групи та родини елементів, наприклад лужні й лужноземельні метали, інертні гази, родина лантаноїдів тощо.

Зараз налічують 118 хімічних елементів, серед яких елементи з порядковим номером до 92 (за невеликим винятком) існують у природі, а інші отримані штучно.

Прості речовини — це речовини, які. складаються з атомів одного хімічного елемента, тобто це форма існування хімічного елемента у вільному стані.

Так, кисень О2, озон О3, сірка S8, графіт С — це прості речовини, що складаються з атомів хімічних елементів Оксигену (О), Сульфуру (S) і Карбону (С). Зараз налічують понад 500 простих речовин. Той факт, що простих речовин значно більше від кількості хімічних елементів, пояснюється явищем алотропії, коли атоми одного елемента можуть утворювати кілька простих речовин. Прості речовини, що складаються з атомів одного хімічного елемента, називають алотропними формами, або модифікаціями.

Складні речовини — це речовини, які складаються з атомів різних елементів, тобто це форма існування хімічних елементів у зв’язаному стані.

Так, вода Н2О, сірчистий газ SO2, вуглекислий газ СО2, сірковуглець CS2, етиловий спирт С2Н5ОН - складні речовини, що складаються з атомів хімічних елементів Гідрогену (Н), Оксигену (О), Сульфуру (S), Карбону (С). Зараз налічують понад 17 млн. складних речовин, з яких понад 5 млн. відносять до неорганічних, а понад 12 млн. — до органічних, і щороку синтезують або відкривають іще близько 200 тис. нових речовин.

**Хімічна символіка.** **Знаки хімічних елементів та хімічні формули**

До хімічної символіки відносять символи хімічних елементів, хімічні формули й рівняння.

Символи хімічних елементів складаються з однієї або двох букв латинського алфавіту з числа тих, які входять до складу латинської назви елемента. Більшість назв і, відповідно, символів хімічних елементів склалися історично й присвоювалися першовідкривачами цих елементів. Останнім часом у Періодичній системі можна зустріти такі символи, як Unn. Подібні символи присвоюють нещодавно відкритим елементам, для яких іще не затверджена назва міжнародним товариством фундаментальної та прикладної хімії (IUPAC). Для таких елементів у назві й символі зашифровують порядковий номер елемента на підставі латинської назви цифр. Наприклад, елемент із порядковим номером 110 буде мати назву унуннілій (ун — 1, ніл — 0) і символ Uun, а елемент із порядковим номером 118 — назву унуноктій (ун — 1, окта — 8) і символ Uuo.

Хімічними символами позначають: хімічний елемент; просту речовину з атомною або металічною кристалічною ґраткою (Al, Fe, С, Si); один атом хімічного елемента.

Хімічні формули — це позначення складу речовини за допомогою знаків хімічних символів та індексів.

Індекс — це цифра, яку розташовують праворуч унизу від символу хімічного елемента, він указує на число атомів цього елемента в молекулі речовини.

Розрізняють кілька видів хімічних формул (за рекомендаціями IUPAC): емпіричні, молекулярні, електронні, структурні й дисплейні.

Молекулярні формули відображають якісний (з атомів яких елементів складається речовина) і кількісний склад молекули речовини. Наприклад, запис СО2 означає, що:

— до складу вуглекислого газу входять атоми елементів Карбону й Оксигену;

— одна молекула вуглекислого газу складається з одного атома Карбону й двох атомів Оксигену.

Молекулярні формули можна застосовувати тільки для речовин молекулярної будови. У речовин іонної або атомної будови не можна виділити окремі молекули, тому для них застосовують емпіричні формули.

Емпіричні формули відображають якісний склад речовини й кількісне співвідношення між атомами елементів у речовині (стехіометричне співвідношення).

Емпіричні формули застосовують для речовин іонної або атомної будови, а також для відображення результатів елементного аналізу речовини.

Наприклад, натрій хлорид має іонну будову. Кристал (надмолекула) натрій хлориду складається з великої кількості позитивно заряджених іонів Натрію й негативно заряджених іонів Хлору. Причому в кристалічній ґратці кожен іон Натрію оточений шістьма іонами Хлору, а кожен іон Хлору оточений шістьма іонами Натрію, тому окрему частинку, яку можна назвати молекулою натрій хлориду, виділити неможливо. Однак у цілому в кристалі співвідношення між іонами Натрію й Хлору дорівнює 1:1. Отже, надмолекулу натрій хлориду необхідно записати так: {Na+Cl-}m. Але замість цього зручніше користатися емпіричною формулою NaCl.

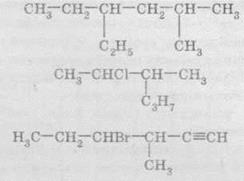
Емпіричні формули використовують також для відображення елементного аналізу. Наприклад, якщо за результатами аналізу речовина складається з атомів Карбону й Гідрогену зі співвідношенням 1:1, то для цієї речовини можна записати емпіричну формулу СН. Однак без додаткових даних сказати, що це за речовина, неможливо, адже така емпірична формула справедлива для ацетилену (молекулярна формула С2Н2), бензену (молекулярна формула С6Н6), циклодекапентаену (С10Н10) тощо. Або ж емпірична формула СН2 характерна для всіх етиленових вуглеводнів (наприклад, етилен С2Н4 або бутен С4Н8), а також і для всіх циклоалканів (наприклад, циклопропан С3Н6 або циклогексан С6Н12).

Електронні формули схематично відображають механізм утворення хімічних зв’язків у молекулах. їх записують за допомогою символів хімічних елементів і крапок, які позначають електрони зовнішнього електронного рівня. Наприклад:



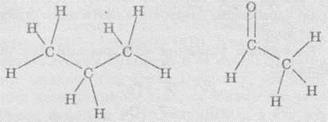


Структурні формули відображають порядок з’єднання атомів або груп атомів у молекулах. Найчастіше структурні формули використовують для зображення молекул органічних речовин. Наприклад:



У структурних формулах рискою позначають хімічний зв’язок, тобто одна спільна електронна пара. Структурні формули використовують тільки для відображення з’єднання атомів, але не просторової будови. Структурні формули неможливо використати для зображення іонних сполук, оскільки в них відсутні спільні електронні пари. Структурними формулами користуються також для зображення молекул або груп атомів, в яких атоми зв’язані ковалентними зв’язками.

Дисплейні формули нагадують структурні формули, проте в дисплейних формулах усі зв’язки позначають рискою. Крім того, часто в дисплейних формулах відображають валентні кути між зв’язками, тому за їхньою допомогою можна відображати просторову будову молекул.



Хімічні рівняння — це умовне зображення хімічної реакції за допомогою хімічних символів, формул та коефіцієнтів.

Наприклад, 2NaОH + H2S → Na2S + 2H2О.

Коефіцієнти позначають великою цифрою ліворуч від формули речовини. Коефіцієнт належить формулі тільки тієї речовини, поруч із якою він стоїть. Коефіцієнт показує число окремих атомів або молекул (або число молей речовини атомів чи молекул), які беруть участь у хімічній реакції.

При записі рівнянь хімічних реакцій використовують також такі позначення:

• символи → або = поділяють вихідні речовини та продукти реакції;

• символ http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image016.jpgуказує на те, що вихідні речовини перебувають у сталі хімічної рівноваги з продуктами реакції;

• символ ↑ — речовина виділяється у вигляді газу з конденсованої системи (суміші твердих або рідких речовин);

• символ ↓ — речовина випадає в осад з розчину або суміші газів.

Іноді ще вказують агрегатний стан вихідних речовин і продуктів реакції або концентрацію розчину якої-небудь вихідної речовини: «тв» — тверда речовина, «р» — рідина, «г» — газ, «конц» — концентрований розчин, «розв» — розведений розчин.

Рівняння хімічних реакцій поділяють на:

молекулярні (для всіх речовин записані молекулярні або емпіричні формули),

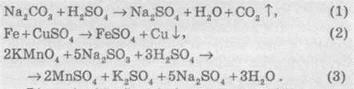
іонні (записують тільки іони, які беруть участь у реакції),

електронні й електронно-іонні рівняння напівреакцій (описують процес окиснення або відновлення),

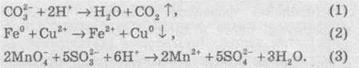
термохімічні (у молекулярних рівняннях указують тепловий ефект реакції).

Наприклад.

Молекулярні рівняння реакції:



Відповідні їм іонні рівняння реакцій:



В іонних та електронно-іонних рівняннях реакцій вказують заряди іонів у розчинах. При записі заряду іонів спочатку записують величину заряду (арабською цифрою), а потім знак заряду: 2-, 3+ тощо.

Електронні рівняння напівреакцій для рівняння (2):

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image022.jpg

В електронних рівняннях реакції вказують ступінь окиснення атомів елементів. При записі ступеня окиснення спочатку вказують знак, а потім значення ступеня окиснення: —2, +5 тощо.

Електронно-іонні рівняння напівреакцій для рівняння (3):

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image024.jpg

Також часто використовують термохімічні рівняння реакцій. Це звичайні рівняння, в яких указують ще й тепловий ефект реакції, тобто кількість теплоти, яка поглинається або виділяється в результаті реакції. Приклади термохімічних рівнянь реакцій:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image026.jpg(ендотермічний процес), тепловий ефект реакції Q = -180,8 кдж/ моль;

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image028.jpg(екзотермічний процес), тепловий ефект реакції Q = 95 кДж/ моль.

Рівняння хімічних реакцій відображають кількісні (мольні) співвідношення речовин, що вступають у реакцію й утворюються в результаті реакції. Тому інколи такі рівняння й коефіцієнти в них називають стехіометричними рівняннями та коефіцієнтами.

**Валентність**

При утворенні молекули атоми не просто об’єднуються в якийсь безладний клубок, а зв’язуються в певній послідовності особливими хімічними зв’язками. Причому кожен атом може утворити не нескінченне, а тільки певне число таких зв’язків. У XIX столітті вчені встановили, що атоми різних елементів мають різну здатність приєднувати до себе інші атоми. Так, було відзначено, що атом Гідрогену може приєднувати тільки один атом іншого хімічного елемента, атом Оксигену — два атоми, Нітрогену — три атоми. Цю властивість атомів було названо валентністю.

Валентність — це число хімічних зв’язків, які певний атом може утворити з іншим атомом.

Щоб показати, як атоми з’єднані в молекулі, часто використовують структурні формули. У них показують не тільки число атомів у молекулі, але й послідовність їхнього з’єднання.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image030.jpg

Із цієї формули видно, що в молекулі води атом Оксигену з’єднаний із двома атомами Гідрогену, причому атоми Гідрогену один з одним не зв’язані. Кожен хімічний зв’язок у структурній формулі позначений рискою. Отже, атом Оксигену утворюють два зв’язки — валентність Оксигену дорівнює II (двовалентний), а атоми Гідрогену утворюють по одному зв’язку — валентність Гідрогену дорівнює І (одновалентний).

Розгляньмо молекулу вуглекислого газу. Його структурна формула має такий вигляд:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image032.jpg

У вуглекислому газі атоми Оксигену утворюють по два зв’язки з атомом Карбону (такий зв’язок називають подвійним), а Карбон при цьому утворює чотири зв’язки (або два подвійні зв’язки). У цій сполуці валентність Карбону дорівнює IV.

У різних елементів валентність може бути постійною й змінною. Так, Гідроген завжди одновалентний, а Оксиген завжди двовалентний. Тим часом Сульфур може бути двовалентним, чотиривалентним і шестивалентним.

**Визначення валентності за формулами хімічних сполук**

Знаючи валентність одного хімічного елемента, можна визначити валентність інших атомів у сполуці. Якщо атоми Гідрогену завжди одновалентні, то в молекулі хлороводню НСl валентність атомів Хлору також дорівнює одиниці, тому що атом Хлору зв’язаний тільки з атомом Гідрогену й не може утворювати з ним більше одного зв’язку. У молекулі амоніаку NH3 атом Нітрогену зв’язаний із трьома одновалентними атомами Гідрогену, отже, Нітроген тривалентний, тому що утворює три зв’язки. На підставі цього можна зобразити структурні формули хлороводню й амоніаку:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image034.jpg

Для позначення валентності використовують римські цифри й записують їх над символом відповідного елемента в хімічній формулі:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image036.jpg

Для визначення валентності елементів не обов’язково складати структурні формули. Зверніть увагу на те, що сумарне число зв’язків атомів одного елемента завжди дорівнює сумарному числу зв’язків усіх атомів іншого елемента, тобто, якщо помножити число атомів певного елемента в молекулі на його валентність, то такий добуток буде однаковим для всіх елементів у цій сполуці. Наприклад, у молекулі вуглекислого газу СO2 Карбон чотиривалентний (загальне число зв’язків дорівнює 1 ∙ IV = 4), а Оксиген двовалентний (загальне число зв’язків дорівнює 2 ∙ II = 4).

Загальне число одиниць валентності всіх атомів одного елемента в сполуці дорівнює загальному числу одиниць валентностей усіх атомів іншого елемента.

На підставі цього можна визначати валентності елементів у будь-якій сполуці, яка складається з двох хімічних елементів (ці сполуки називають бінарними). Для цього можна використати такий алгоритм:

1. Указуємо валентність елемента з постійною валентністю.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image038.jpg

2. Множимо число атомів цього елемента на його валентність.

3 ∙ II = 6 2 ∙ II = 4 4 ∙ I = 4

3. Ділимо отримане значення на число атомів іншого елемента.

6 : 2 = III 4 : 1 = IV 4 : 1 = IV

4. Записуємо значення валентності над символом цього елемента.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image040.jpg

Як ми вже згадували, деякі елементи в сполуках проявляють постійну валентність, тобто, незалежно від сполуки, у цих елементів може бути тільки одне значення валентності. Ці елементи та їхню валентність треба запам’ятати. Інші елементи можуть проявляти різні валентності, залежно від різних умов.

Для більшості хімічних елементів, особливо для елементів зі змінною валентністю, можна визначити вищу (максимальну) валентність за Періодичною системою. Вища валентність хімічного елемента в переважній більшості випадків дорівнює номеру групи Періодичної системи, в якій перебуває цей елемент. За допомогою Періодичної системи можна також визначити й можливі валентності для хімічних елементів: для цього треба від вищої валентності відняти 2.

Визначення валентності за Періодичною системою1\*

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Група ПС | I | II | III | IV | V | VI | VII |
| Вища валентність | І | II | III | IV | V | VI | VII |
| Можливі валентності |  |  |  | II | III | II, IV | І, III, V |

Наведений принцип не є законом, тобто він не проявляється в абсолютно всіх випадках. Наприклад, Оксиген, що перебуває в VI групі, проявляє тільки валентність II, а для Феруму (VIII група) характерні валентності II та III. Однак для більшості елементів, з якими ви зустрічаєтесь у шкільному курсі, він справедливий. Докладніше визначення валентності для кожного елемента описано в другій частині цього посібника. Для короткого варіанта Періодичної системи. При використанні довгого варіанта від номера групи треба додатково відняти 10.

**Складання формул сполук з використанням валентності**

Знаючи значення валентності елементів, можна самостійно скласти формулу бінарної сполуки. Наприклад, запишемо формулу сполуки, що складається з атомів шестивалентного Сульфуру S(VI) та Оксигену O(II). Для того щоб утворити з атомом Сульфуру 6 зв’язків, до молекули має входити три атоми Оксигену, оскільки кожен атом Оксигену утворює тільки два зв’язки. Отже, формула цієї сполуки SO3, а структурна формула:



При складанні хімічних формул також слід враховувати правило послідовності символів елементів у формулі. На першому місці в хімічній формулі записують символ того елемента, який у Періодичній системі розташований лівіше або нижче. Так, якщо сполука складається з атомів Нітрогену й Оксигену, то на першому місці записують символ Нітрогену, а якщо сполука складається з атомів Калію й Брому, то на першому місці записують символ Калію.

Для складання формул бінарних сполук також можна скористатися алгоритмом. Запишемо формули сполук, що складаються з O(II) та АІ(ІІІ), S(VI) та F(I), S(II) та C(IV).

1. Записуємо символи елементів у потрібному порядку й позначаємо їхню валентність.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image044.jpg

2. Знаходимо найменше спільне кратне для значень валентності елементів.

III та II = 6 VI та І = 6 IV та II = 4

3. Число атомів даного елемента дорівнює відношенню найменшого спільного кратного до його валентності.

6 : III = 2 (Аl) 6 : VI = 1 (S) 4 : IV = 1 (C)

6 : II = 3 (О) 6 : I = 6 (F) 4 : II = 2 (S)

4. Записуємо індекси після символів елементів.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image046.jpg

**Основні фізичні величини, які використовують у хімії**

У хімії використовують такі фізичні величини: маса, об’єм, кількість речовини, густина, атомна маса, відносна атомна й молекулярна маса, молярна маса, молярний об’єм, відносна густина газів, тиск, температура, час, концентрація, швидкість хімічної реакції, електричний заряд тощо.

Для обчислення мас атомів і молекул у хімії використовують три фізичні величини: масу атома й молекули, відносну атомну й молекулярну масу, атомну й молекулярну масу.

Маса атома й маса молекули — це маси атомів і молекул, виражені в одиницях СІ, тобто в кілограмах (або грамах).

**Відносна атомна маса**

Атоми — надзвичайно маленькі частинки з дуже малими масами. Наприклад, маса атома Гідрогену дорівнює 1,67 ∙ 10-27 кг. Користуватися такими величинами дуже незручно, а тому в хімії, як і в інших природничих науках, сьогодні використовують відносну атомну масу — фізичну величину, яка показує, у скільки разів маси атомів хімічних елементів більші від певної величини, що має назву атомної одиниці маси. Ця величина становить 1/12 маси атома нукліда Карбону 12С. Маса атома цього нукліда, яка дорівнює 19,93 ∙ 10-27 кг, прийнята за 12 а. о. м. Із цього випливає, що 1 а. о. м. = 1,66 ∙ 10-27 кг.

Карбоновий еталон у визначенні відносних атомних мас існує не дуже давно. Карбонова одиниця була введена на початку 50-х років XX століття, коли стали використовувати метод мас-спектрометрії для визначення атомних мас. До цього хіміки користувалися водневою одиницею (тобто обчислювали відносну атомну масу як відношення маси атома елемента до маси атома Гідрогену), кисневою тощо. Також був час, коли пропонували ввести йодну одиницю у зв’язку з тим, що в йоду наявний тільки один стійкий нуклід (тобто він є ізотопно чистим елементом). Тому карбонову одиницю використовують як більш зручну, хоч це й не означає, що вона є більш об’єктивною.

Відносні атомні маси хімічних елементів отримують при розділенні мас відповідних атомів на атомну одиницю маси. Якщо провести такий поділ, то можна визначити, що відносна атомна маса Гідрогену дорівнює 1,00797 (округлено 1), а Оксигену — 15,9994 (округлено 16) тощо.

Таким чином, відносна атомна маса — це фізична величина, що визначається відношенням маси атома елемента до маси однієї дванадцятої частини маси атома нукліда Карбону 12С .

Відносну атомну масу позначають символом Аr, де індекс і перша літера англійського слова «relative», що означає «відносний». Оскільки відносна атомна маса — величина відносна, отримана відношенням двох мас, то вона не має розмірності. Приклад запису: Ar(Н) = 1,008, Ar(U) = 238,03.

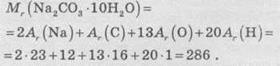
Відносна молекулярна маса — це фізична величина, що визначається відношенням маси молекули до маси однієї дванадцятої частини маси атома нукліда Карбону 12С.

Відносну молекулярну масу позначають символом Мr й аналогічно до відносної атомної маси вона не має одиниці вимірювання.

Відносну молекулярну масу обчислюють за хімічною формулою речовини як суму відносних атомних мас усіх атомів (з урахуванням їхньої кількості), що входять до складу молекули. У загальному вигляді:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image048.jpg

Наприклад:



Атомна маса й молекулярна маса — це маса атомів і молекул, виражена в атомних одиницях маси. Її обчислюють так само, як і відносну атомну та молекулярну маси, й чисельно ці величини рівні. Єдина відмінність — атомна й молекулярна маси мають одиницю вимірювання 1 а. о. м.

Кількість речовини — це фізична величина, що визначається числом часток — структурних елементів речовини: молекул, атомів, іонів. Кількість речовини позначають латинською літерою n.

Одиниця вимірювання кількості речовини — моль. 1 моль — це така кількість речовини, що містить стільки ж структурних елементів речовини (молекул, атомів, іонів), скільки міститься атомів у нукліді Карбону 12С масою 0,012кг.

У зразкові нукліда карбону 12 С масою 0,012 кг міститься 6,022 ∙ 1023 атомів Карбону. Отже, можна сказати, що 1 моль — це така кількість речовини, яка містить 6,022 ∙ 1023 структурних елементів речовини (молекул, атомів, іонів).

**Стала Авогадро**

Число, яке дорівнює 6,022 ∙ 1023, називають сталою Авогадро. Ця величина позначається NA й має одиницю виміру — моль-1.

Na = 6,022 ∙ 1023 моль-1.

Стала Авогадро — це одна з фундаментальних сталих нарівні з гравітаційною сталою, сталою Планка, швидкості світла у вакуумі тощо.

Молярна маса — це фізична величина, що дорівнює масі речовини кількістю 1 моль.

Молярну масу позначають символом М, одиниця вимірювання — кг/моль або г/моль. Молярна маса будь-якої речовини чисельно дорівнює її відносній атомній або молекулярній масі:

оскільки M = mmNA (1);

Мr = mm / 1 а. о. м (2);

Na ∙ 1 а. о. м. = 1 (3),

де mm — маса молекули,

то, підставляючи (3) в (1), одержуємо

М = mа (1 / 1 а. о. м), отже М = Мr.

Відповідно молярну масу речовини з відомою формулою можна обчислити аналогічно до відносної молекулярної маси. Незважаючи на те, що чисельно молярна й молекулярна маси рівні, вони мають різне значення: відносна молекулярна маса характеризує масу однієї молекули, а молярна маса — масу речовини кількістю 1 моль.

Молярна маса речовини — це кількісна характеристика речовини, причому для речовини з певним складом вона є сталою величиною, незалежно від агрегатного стану й умов існування (температури, тиску, об’єму).

Молярний об’єм — це фізична величина, яка дорівнює об’єму речовини кількістю речовини 1 моль.

Молярний об’єм позначається символом Vm і має одиницю вимірювання — м3/моль або л/моль. На відміну від молярної маси, молярний об’єм не є сталою величиною, він залежить (особливо для газуватих речовин) від умов існування речовини: агрегатного стану, температури й тиску.

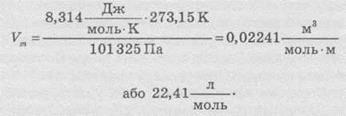
Молярний об’єм будь-якої речовини, незалежно від агрегатного стану, можна обчислити за допомогою фізичного рівняння m = ρ ∙ V:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image052.jpg

Для обчислення молярного об’єму речовин, що перебувають у газоподібному стані, можна скористатися рівнянням Менделєєва — Клапейрона для ідеального газу: p ∙ V = n ∙ R ∙ T, де р — тиск газу, V — його об’єм, n — кількість речовини газу, R — універсальна газова стала, Т — абсолютна температура (за шкалою Кельвіна). Для газуватої речовини кількістю 1 моль (n = 1) одержуємо:

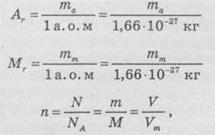
http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image054.jpg

Досить часто при обчисленнях об’єми газів приводять до нормальних умов (температура 0 °С або 273,15 °К і тиск 101325 Па). Отже, можна обчислити значення молярного об’єму ідеального газу за таких умов:



Поняття «молярний об’єм газу» можна застосовувати не тільки до індивідуальних газуватих речовин, але й до газових сумішей. Мова йде про об’єм суміші, що містить 6,022 ∙ 1023 молекул різних газів.

Основні фізичні величини, які використовують у хімії, пов’язані між собою такими формулами:



де mа — маса атома (у кг); mm — маса молекули (у кг); N — число структурних одиниць речовини (атомів, молекул, іонів); m — маса речовини; V — об’єм речовини.

**Закон сталості газу**

Кожна чиста речовина незалежно від місця та способу її добування має сталий склад.

Наприклад, вода складається з атомів Гідрогену й Оксигену, причому масова частка атомів Гідрогену у воді становить 11,1%, а Оксигену — 88,9%. І незалежно від місця видобутку чиста вода — річкова, дощова або морська, отримана з Арктичного або Антарктичного льоду,— буде мати однаковий якісний та кількісний склад.

Закон сталості складу сформулював у 1799 році французький учений Жозеф Луї Пруст. Своє відкриття Пруст зробив, спираючись на результати кількісного аналізу оксидів, сульфідів та хлоридів металів. Унаслідок проведеного вагового аналізу оксигенових сполук Феруму, Купруму, Стануму, Меркурію та Плюмбуму він установив, що метали, які відповідають цим елементам (залізо, мідь, олово, ртуть, свинець), з’єднуються з киснем завжди в однакових пропорціях. У цих же роботах він показав, що природний купрум карбонат і купрум карбонат, отриманий хіміком у лабораторії, мають той самий сталий склад та колір. Так само нічим не відрізняється купрум оксид, отриманий з малахіту й отриманий унаслідок взаємодії міді з киснем.

Протилежних поглядів дотримувався його співвітчизник Клод Бертолле, котрий стверджував, що склад хімічних сполук може змінюватися залежно від умов їхнього добування. Він доводив, що на проходження хімічних реакцій впливає маса, зв’язок, летучість, розчинність, пружність тощо. Почалася наукова полеміка, яка тривала кілька років.

У той же час у полеміці взяв участь англійський учений Джон Дальтон. Він ретельно проаналізував маси речовин, що вступають у реакцію, на підставі чого сформулював закон кратних відношень. Після переконливих доказів Пруста й Дальтона погляди Пруста були підтримані кращими хіміками того часу, а позиції Бертолле визнані помилковими. Закон сталості складу дозволив установити кількісні співвідношення атомів хімічних елементів у сполуках і став основою визначення атомних мас елементів. Зараз закон сталості складу сприймають як звичайну річ, однак у той час відкриття цього закону було проривом у розвитку хімії як науки й стало одним з істотних доказів атомно-молекулярного вчення.

Однак ідеї Бертолле одержали нове тлумачення у XX столітті, коли були відкриті численні сполуки змінного складу, до яких належали деякі оксиди, сульфіди, нітриди тощо. Після цього відкриття за пропозицією російського хіміка М.С. Курнакова сполуки зі сталим складом були названі дальтонідами, а зі змінним — бертолідами. Склад дальтонідів виражають за допомогою простих формул із цілочисловими індексами, наприклад: Н2О, SО2, С2Нб. А склад бертолідів змінюється й не відповідає стехіометричним співвідношенням. Наприклад, склад ванадій(ІІ) оксиду зазвичай виражають за допомогою формули VО, хоча насправді його склад може змінюватися в межах від VO0,9 до VO1,3. При взаємодії цирконію з азотом утворюється цирконій нітрид. Окрім складу ZrN, є нітриди ZrN0,59, ZrN0,69, ZrN0,74, ZrN0,89.

У зв’язку з наявністю сполук змінного складу в сучасне формулювання закону сталості складу варто внести уточнення: склад сполук молекулярної структури є сталим незалежно від способу добування; склад сполук з немолекулярною структурою (атомною, іонною або металевою решіткою) не є сталим і залежить від умов добування.

**Закон кратних співвідношень**

У 1803 році англійський учений Джон Дальтон на підставі своїх досліджень сформулював закон простих кратних відношень: якщо два елементи утворюють один з одним кілька хімічних сполук різного складу, то кількості їхніх складників змінюються дискретно й на ту саму масу одного з них припадають такі маси іншого, які співвідносяться між собою, як прості цілі числа.

Сьогодні ми можемо записати ці відношення як 1 : 1; 2 : 3; 1 : 2; 2 : 5 тощо. Наприклад, Карбон та Оксиген утворюють дві сполуки: карбон монооксид СО і карбон діоксид СО2. Очевидно, що з однією й тією самою масою вуглецю маси кисню, необхідні для утворення цих двох оксидів, співвідносяться як 1 : 2. При взаємодії заліза з киснем можливе утворення також двох оксидів: ферум(ІІ) оксид FeO та ферум(ІІІ) оксид Fe2О3. У цьому разі маси кисню для утворення цих двох оксидів співвідносяться як 2 : 3.

Відкриття закону дозволило Дальтону зробити такий висновок: молекули речовин складаються з певного цілого числа атомів кожного з елементів.

Одним з найважливіших наслідків цього відкриття стало встановлення того факту, що атоми різних елементів відрізняються за масою. Це дозволило запровадити й установити атомні маси великої кількості елементів, узявши за точку відліку масу атома Гідрогену, яку вчений прийняв за одиницю. І хоча більшість атомних мас, установлених Дальтоном, не відповідали дійсності, тому що він у своїх розрахунках не враховував валентності елементів, його відкриття усе ж таки стало одним з найважливіших доказів атомно-молекулярного вчення.

 **Закон збереження маси речовин**

 Загальна маса речовин, які вступають у хімічну реакцію, дорівнює загальній масі речовин, що утворюються в результаті реакції.

Цей закон сформулював у 1748 році видатний російський учений Михайло Васильович Ломоносов і незалежно від нього в 1789 роді французький учений А. Лавуазьє. Однак роботи Ломоносова в цій галузі були опубліковані тільки на початку XX століття, тому довгий час першовідкривачем закону збереження маси в західноєвропейській науці вважали Лавуазьє, й у деяких підручниках закон збереження маси називають законом Ломоносова — Лавуазьє.

Закон збереження маси мав дуже велике значення для становлення атомно-молекулярного вчення, тому що він доводив те, що під час хімічних реакцій атоми не зникають і не з’являються з нічого. Число атомів і маса кожного атома не змінюються, тому загальна маса речовин так само не змінюється.

Закон збереження маси є окремим випадком загального закону природи — закону збереження енергії, який стверджує, що енергія ізольованої системи є сталою. Із цієї точки зору сумарна маса речовини при проходженні хімічної реакції не може залишатися незмінною, оскільки в хімічних реакціях енергія виділяється або поглинається.

Утім, у хімічних реакціях зміна маси, спричинена виділенням або поглинанням енергії, зовсім незначна. Типовий тепловий ефект хімічної реакції за порядком величини дорівнює 100 кДж/моль. На підставі рівняння Ейнштейна:

Е = m ∙ с2

зміна маси в хімічній реакції буде дорівнювати

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image060.jpg

або 10-9 г/моль.

Зрозуміло, що таку незначну зміну маси неможливо зареєструвати експериментально, а тому можна стверджувати, що в хімічних реакціях закон збереження маси виконується з високою точністю.

**Закон об’ємних співвідношень**

Закон об’ємних співвідношень відкрив Ж. Л. Гей-Люссак у 1808 році, тому цей закон також називають хімічним законом Гей-Люссака.

Співвідношення об’ємів газів, що вступають у хімічну реакцію й утворюються в результаті неї, є співвідношенням простих цілих чисел. Так у реакції спалювання метану в кисні

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image062.jpg

співвідношення об’ємів газів є таким:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image064.jpg

Легко побачити, що співвідношення об’ємів газів дорівнює співвідношенню стехіометричних коефіцієнтів у рівнянні реакції. Звичайно ж, для виконання цього закону об’єми газів слід вимірювати в однакових умовах.

**Закон Авогадро**

Цей закон відкрив видатний італійський учений Амедео Авогадро в 1811 році.

В однакових об’ємах різних газів при однакових умовах міститься однакова кількість молекул.

Це означає, що всі гази поводяться в певному сенсі однаково й що об’єм газу при заданих умовах не залежить від хімічної природи газу, а визначається тільки кількістю частинок. Після відкриття цього закону свій справжній сенс і наукове обґрунтування одержав закон об’ємних співвідношень. Велика заслуга Авогадро полягає в тому, що він зміг установити простий зв’язок між макроскопічною величиною, що спостерігали,— об’ємом — та мікроскопічними властивостями газоподібних речовин — числом частинок.

Аналізуючи об’ємні співвідношення Гей-Люссака й використовуючи своє відкриття, Авогадро встановив, що молекули газоподібних простих речовин (кисню, водню, азоту, хлору) є двохатомними. Якщо припустити, що водень і хлор одноатомні, то за рахунок реакції приєднання об’єм повинен зменшитися вдвічі. Але оскільки об’єм не змінюється, то молекули водню й хлору містять по два атоми, і реакція проходить за рівнянням

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image066.jpg

Аналогічно можна встановити молекулярні формули води, амоніаку, вуглекислого газу та інших речовин.

Згідно з атомно-молекулярним ученням, закон Авогадро можна пояснити в такий спосіб. Об’єм, який займає певна кількість речовини в будь-якому агрегатному стані, обумовлений трьома параметрами: кількістю речовини, тобто числом частинок (молекул, атомів або іонів), відстанню між молекулами й власними розмірами частинок. У твердому й рідкому агрегатних станах речовини відстань між частинками дуже маленька, тому розміри самих молекул суттєво впливають на об’єм речовини. Водночас у газоподібному стані при звичайному тискові відстань між молекулами приблизно в тисячу разів більша, ніж розміри самих молекул, тому розміри молекул можна не враховувати. Унаслідок цього об’єм газів визначається двома параметрами: числом молекул і відстанню між ними. За однакових умов (тиск і температура) відстань між молекулами в газах однакова. Звідси випливає, що об’єм газу в цьому разі визначається тільки числом молекул. Тому в однакових умовах однакові об’єми різних газів містять однакову кількість частинок і навпаки. Слід зазначити, що при низьких температурах і при високому тискові відстані між молекулами в газах зменшуються й можуть стати сумірними з розмірами молекул, тому за таких умов закон Авогадро не діє.

Висновки із закону Авогадро.

1. Молярний об'єм будь-якого газу за нормальних умов становить 22,4 л.

(Обґрунтування цього висновку див. вище.)

2. Співвідношення густин двох газів за однакових умов дорівнює співвідношенню їхніх молярних мас.

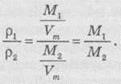
Густину речовини можна обчислити за формулою:

ρ = m/V.

Якщо проводити обчислення для речовини кількістю 1 моль, то маса такої кількості буде дорівнювати молярній масі речовини, а її об’єм — молярному об’єму. У цьому разі формула для густини перетвориться на наступну:

ρ = m/Vm.

Оскільки, згідно із законом Авогадро, молярні об’єми газів при однакових умовах рівні то для відношення густин двох газів одержуємо:



Отже,

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image070.jpg

де D — відносна густина газу — фізична величина, яка дорівнює відношенню густини якої-небудь речовини до густини іншої речовини, узятої як стандартний зразок.

**Чисті речовини й суміші**

Речовин в індивідуальному стані в природі практично не існує. Вони змішані одна з одною й утворюють суміші та розчини. Сумішами є морська й газована вода, молоко й сік, граніт і сталь.

Уявлення про суміші й чисті речовини мали ще давньогрецькі вчені. Згідно із цими уявленнями, чиста речовина складається із часток одного виду, а суміші складаються з різних частинок. Отже, чиста речовина складається з однакових молекул, а суміші — з різних.

Коли кажуть про яку-небудь речовину, завжди мають на увазі, що ця речовина є чистою й складається із частинок одного виду. Але на практиці ідеально чисту речовину виділити із суміші неможливо, тому що серед частинок однієї речовини обов’язково трапиться кілька частинок іншої речовини, тобто ідеально чистих речовин не буває. Навіть ті речовини, які називають чистими, містять сторонні частинки інших речовин — домішки.

Зазвичай абсолютно чисті речовини не потрібні, проте іноді сторонні домішки можуть заважати проведенню дослідів. Тому, коли мова йде про хімічні реактиви, обов’язково вказують ступінь чистоти, такі позначки можна побачити на банках з хімічними реактивами. Наприклад, якщо на етикетці написано «техн» (технічна), то в такій речовині домішок міститься багато, кілька відсотків. Для дослідів такі речовини зазвичай не використовують, хоча в будівництві, на заводах такого ступеня чистоти зазвичай цілком достатньо. Ступінь чистоти «Ч» (чиста) або «ХЧ» (хімічно чиста) означає, що домішок дуже мало, менше одного відсотка. «Чисті» реактиви можна використовувати для виробництва ліків, а «хімічно чисті» — для проведення наукових дослідів. Іноді потрібні дуже чисті речовини. Такі реактиви позначають знаком «ОСЧ» (особливо чисті). Вони містять, як правило, менше 10-6 відсотка домішок. Такі реактиви потрібні для проведення дуже точних експериментів, а також при виробництві мікросхем для комп’ютерів. Очищення речовин — це доволі дорога операція, тому чим чистішою є речовина, тим вона дорожча.

Частіше за все за зовнішнім виглядом розрізнити окремі речовини в суміші не вдається. Наприклад, ми не бачимо, що повітря — це суміш кількох газів. За зовнішнім виглядом також не можна визначити, що молоко є сумішшю різних речовин, а більшість металічних предметів, які нас оточують, зроблені зі сплавів, а не з чистих металів. Такі суміші називають однорідними. Частинки, які утворюють однорідні суміші, настільки малі, що побачити їх неозброєним оком неможливо.

Тим часом у неоднорідних сумішах окремі речовини можна побачити неозброєним оком.

У суміші всі речовини (компоненти) зберігають свої властивості. Наприклад, якщо змішати залізний порошок з кухонною сіллю й піднести до цієї суміші магніт, то залізо притягатиметься, а сіль — ні. А якщо до цієї ж таки суміші додати воду, то сіль розчиниться, а залізо не розчиниться. На цьому принципі ґрунтується виготовлення матеріалів, адже більшість матеріалів є сумішами. Наприклад, чисте золото — це дуже м’який і податливий метал. Така його властивість створює незручності для виготовлення більшості ювелірних виробів, тому в золото обов’язково додають певну кількість срібла. Звісно ж, колір такої суміші (сплаву) трохи відрізняється від кольору чистого золота, однак вироби з нього значно міцніші й не псуються від невеликого удару.

Як можна відрізнити чисту речовину від суміші? Якщо суміш неоднорідна й окремі її компоненти видно неозброєним оком, наприклад крупинки піску у воді. Але більшість сумішей, які нас оточують, є однорідними й зовні майже не відрізняються від чистих речовин. Чиста речовина завжди однорідна, тож навіть при значному збільшенні її складники-кристалики або крупинки мають однаковий вигляд.

Суміші можна відрізнити від чистих речовин за відмінністю фізичних властивостей суміші від фізичних властивостей окремих компонентів. Незважаючи на те, що кожна речовина надає суміші своїх властивостей, суміш ніколи не має таких самих властивостей, як і чисті речовини окремо. Наприклад, суміш олова й свинцю (сплав) буде плавитися при температурі, що є нижчою за температуру плавлення чистого олова чи свинцю. А чай або розчин цукру у воді буде кипіти при більш високій температурі, аніж чиста вода. У цьому разі досить виміряти температуру плавлення або кипіння суміші й порівняти результат з даними з довідника.

Чисті речовини плавляться й киплять при певній температурі, а суміші — у невеликому інтервалі температур. Якщо в склянку покласти трохи снігу й опустити в нього термометр, то температура снігу не стане вищою від 0 °С, доки він увесь не розтане. Якщо ж нагрівати парафін, то він починає плавитися при одній температурі, а коли стає зовсім рідким, термометр буде показувати більш високу температуру. Отже, парафін є сумішшю речовин, які плавляться при різних температурах.

﻿**Основні методи розділення**

Для вивчення властивостей речовин їх необхідно звільнити від домішок, тобто очистити. Способи очищення залежать від того, які властивості притаманні речовинам, котрі треба розділяти. Способів розділення сумішей речовин існує досить багато. Але серед них можна виокремити кілька основних, поданих у таблиці.

Методи розділення сумішей

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Назва методу | Короткий опис | Які суміші можна розділяти |
| Розділення за допомогою магніту | Заснований на здатності деяких речовин притягатися магнітом | Суміші твердих речовин, одна з яких притягається магнітом |
| Відстоювання | Якщо суміш складається з твердих речовин, то вона випадає у воду (або в іншу рідину з підходящою густиною). Суміш двох рідин залишають на якийсь час, аж доки вона не розшарується | Неоднорідні суміші двох твердих або двох рідких речовин з різною густиною |
| Фільтрування | Суміш пропускають через тіло, в якому є пори (отвори) відповідного розміру (сито або фільтр) | Неоднорідні суміші рідких і твердих, твердих і газоподібних (пил), рідких і газоподібних речовин |
| Випарювання | Суміш повільно нагрівають до такої температури, при якій рідина випаровується, а тверда речовина залишається у вигляді кристалів | Однорідні суміші рідких і твердих речовин |
| Кристалізація | Із розчину твердої речовини в рідині випаровується частково рідина. При цьому після охолодження тверда речовина випадає в осад у вигляді кристалів | Однорідні суміші розчинних твердих і рідких речовин |
| Дистиляція (перегонка) | Суміш двох рідин поступово нагрівають. При цьому більш легкозакипна речовина випаровується раніше, після чого пару охолоджують у холодильнику й конденсат збирають в окрему посудину (приймачі) | Однорідні суміші двох рідин з різними температурами кипіння |

﻿

**Перші спроби класифікації хімічних елементів**

**Сімейства хімічних елементів**

У міру зростання кількості відомих хімічних елементів учені намагалися виділити з їхнього числа природні родини з подібними властивостями. Калій, наприклад, за багатьма властивостям нагадує натрій. Обидві прості речовини — це легкоплавкі сріблясто-білі метали, такі м’які, що їх можна різати ножем. Вони мають високу хімічну активність — взаємодіють із киснем повітря та іншими неметалами — хлором, сіркою, а також з водою та кислотами (часто з вибухом). У сполуках Калій і Натрій одновалентні. їхні оксиди основні, при взаємодії з водою вони утворюють луги — гідроксиди Натрію й Калію. Літій Li, Рубідій Rb, Цезій Cs і Францій Fr за своїми властивостями схожі на Натрій і Калій. Усі ці метали називають лужними, тому що їм відповідають луги складу ROH, де R — будь-який із лужних металів.

Кальцій Са, Стронцій Sr і Барій Ва багато в чому подібні до лужних металів, однак у сполуках двовалентні. їх називають лужноземельними металами, тому що їхні оксиди раніше називали землями.

Серед неметалів також є групи елементів, подібні за властивостями. Хлор при взаємодії з металами утворює солі соляної кислоти — хлориди. Подібно до хлору з металами реагують фтор, бром та йод. Хімічні елементи, які утворюють ці прості речовини (Фтор F, Хлор СІ, Бром Вг і Йод І), також об’єднують у родину галогенів.

Галогени — це найбільш активні неметали. Вони легко вступають у реакції з металами й лугами, але не реагують із киснем. У сполуках з Гідрогеном і металами галогени одновалентні, а водні розчини галогеноводнів є кислотами.

Хімічні елементи Оксиген, Сульфур, Селен і Телур об’єднують у сімейство халькогенів. Прості речовини халькогени — неметали й взаємодіють із металами з утворенням солей. Хімічні елементи халькогени в сполуках з Гідрогеном двовалентні, а в сполуках з Оксигеном можуть бути чотири- і шестивалентними. А елементи п’ятої групи (Нітроген N, Фосфор Р, Арсен As тощо) називають пніктогенами.

Ще одну родину утворюють елементи восьмої групи: Гелій Не, Неон Ne, Аргон Аг, Криптон Кг, Ксенон Хе, Радон Rn. їх називають інертними, або благородними газами. Прості речовини, які вони утворюють, складаються з одноатомних молекул. Усі вони у звичайних умовах є газами, які в невеликих кількостях містяться в повітрі. Донедавна вчені вважали, що інертні гази взагалі не утворюють хімічних сполук, про що свідчить їхня назва. Однак за останні кілька десятків років ученим вдалося здобути багато сполук Криптону, Ксенону й Радону (в основному це оксиди та фториди).

**Тріади Деберейнера**

Йоганн Деберейнер — перший учений, якому вдалося встановити деякі закономірності у властивостях хімічних елементів та їхніх сполук. Проаналізувавши відомі на той час хімічні елементи на підставі їхніх властивостей та характерних ознак, він вказав на наявність сімейств елементів, які містили на той час по три елементи (тріади). Першою тріадою в 1817 році були лужноземельні металічні елементи Кальцій, Стронцій і Барій. Через 12 років Деберейнер установив іще дві тріади: лужних металічних елементів (Літій, Натрій і Калій) та халькогенів (Сульфур, Селен і Телур). Також учений помітив, що в рамках цих тріад відносна атомна маса середнього елемента приблизно дорівнює середньому арифметичному мас першого й третього. Пізніше було встановлено, що характер класифікації елементів значно складніший, але закон тріад Деберейнера підготував основу для систематизації елементів.

**Октави Ньюлендса**

У 1864 році Джон Ньюлендс уперше розташував відомі на той час хімічні елементи за збільшенням їхніх відносних атомних мас. Він зазначив, що в цьому ряду спостерігається періодична поява хімічно подібних елементів. Пронумерувавши елементи в цьому ряду (елементи, які мали однакові маси, мали й однаковий номер) і порівнявши номери з властивостями елементів, він зробив висновок, що кожен восьмий елемент є подібним за властивостями до першого елемента. Так само, як у музиці восьма нота в октаві є подібною до першої. Своє відкриття вчений назвав «законом октав»: номери подібних елементів відрізняються на сім або на число, яке кратне семи.

Таким чином, Ньюлендс уперше висунув припущення про періодичність змін властивостей елементів. Однак, навіть запропонувавши введення порядкового номера елемента, Ньюлендс не зміг виявити фізичний зміст у своєму відкритті. Утім, насправді відкриття Ньюлендса на той час було однією з багатьох спроб класифікації хімічних елементів і тому не привернуло до себе особливої уваги.

**Таблиця Лотара Меєра**

 У 1864 році свою першу таблицю опублікував німецький хімік Лотар Меєр. До неї входило 43 елементи із 63 відомих на той час. Він розташував елементи за збільшенням відношення молярної маси речовини, яка утворює елемент, до молярного об’єму. Щодо цього він спостерігав періодичну зміну, і таке розташування відповідало валентностям елементів та збільшенню їхніх відносних атомних мас. Але робота Меєра не мала систематичного характеру й не мала характеру закону. На відміну від Менделєєва, Лотар Меєр навіть не підозрював, що для деяких елементів атомні маси встановлені невірно, що вносило певні помилки в його відкриття й не давало загального розуміння класифікації хімічних елементів.

**Періодичний закон** **Д. І. Менделєєва**

На відміну від своїх попередників, Д. І. Менделєєв був глибоко переконаний в існуванні природного взаємозв’язку між усіма хімічними елементами, як між подібними, так і між неподібними.

За основу систематизації хімічних елементів Менделєєв обрав відносну атомну масу, вважаючи, що вона є головною характеристикою хімічного елемента. Вона не змінюється при утворенні елементом простої або складної речовини. Розташовуючи символи всіх відомих на той час 63 хімічних елементів в ряд згідно з порядком зростання їхньої відносної атомної маси, він помітив, що елементи з подібними властивостями (наприклад, лужні метали) не з’являються безпосередньо один за одним, а періодично (регулярно) повторюються. Виявилося, що так само закономірно, через певний інтервал, повторюється «хімічний характер» сполук елементів.

Ці закономірності більш-менш чітко простежуються по всьому ряді елементів, розташованих за порядком збільшення їхніх атомних мас.

Аналізуючи послідовність елементів, Д. І. Менделєєв виявив, що залежність властивостей елементів та їхніх сполук від атомної маси є періодичною. У 1869 році він сформулював Періодичний закон: властивості хімічних елементів, а також утворених ними простих і складних речовин перебувають у періодичній залежності від відносних атомних мас елементів.

У зв’язку з відкриттям складної будови атома було змінено й формулювання Періодичного закону: властивості хімічних елементів, а також утворених ними речовин перебувають у періодичній залежності від зарядів їхніх атомних ядер.

**Довгоперіодний та короткоперіодний варіанти Періодичної системи**

 Спираючись на періодичний закон, Д. І. Менделєєв побудував класифікацію хімічних елементів, яку називають Періодичною системою. Зазвичай її подають у вигляді таблиці. Якщо записати символи елементів кожного періоду в окремий рядок так, щоб природні родини (лужні метали, галогени, інертні гази) утворювали вертикальні стовпчики, то одержимо довгоперіодний варіант періодичної таблиці. Д. І. Менделєєв частіше використовував більш компактну коротку форму періодичної таблиці. У ній великі періоди розбиті на два ряди, у кожному з яких вища валентність елементів послідовно зростає від І до VIII. Усього відомо сім періодів: три малих і чотири великих. Останній, сьомий період, не завершений — на сьогодні відкриті ще не всі елементи, які до нього входять.

**Періоди**

Ряд хімічних елементів, розташованих згідно зі зростанням їхніх атомних мас, який починається з Гідрогену або лужного металічного елемента й закінчується інертним газом, називають періодом. Властивості елементів, а також утворених ними простих речовин і сполук при збільшенні атомних мас у періоді поступово змінюються.

Перший період містить лише два елементи, другий і третій — по вісім. Ці періоди називають малими. У них при переході від Гідрогену або лужного металічного елемента до інертного газу вища валентність елементів поступово зростає від І (у Гідрогену й лужних металічних елементів) до VII (у галогенів). Якби вдалося одержати сполуки інертних газів Неону й Аргону, то їхня максимальна валентність дорівнювала б VIII.

На відміну від перших трьох періодів, четвертий і наступні (п’ятий, шостий, сьомий) містять по 18 і більше елементів, їх називають великими.

Однак навіть у цих великих періодах спостерігається поступова зміна властивостей. Але якщо в малих періодах перехід від типового металічного елемента до типового неметалічного елемента відбувається для семи елементів, то у великих такий самий перехід відбувається за 17 або 31 елемент, тобто у великих періодах зміна властивостей відбувається значно повільніше: властивості сусідніх елементів у великих періодах відрізняються значно менше, ніж у сусідніх елементів малих періодів.

 **Головні й побічні групи**

 Вертикальні стовпчики Періодичної системи називають групами. У короткому варіанті таблиці їхнє число дорівнює восьми. Номер групи, як правило, збігається з вищою валентністю хімічного елемента, яку він виявляє в сполуках з Оксигеном. Наприклад, Хлор і Манган розташовані в групі VII і мають вищу валентність VII, елементи V групи Фосфор і Ванадій — валентність V.

Кожну групу поділяють на дві підгрупи — головну й побічну. У головну підгрупу входять елементи як малих, так і великих періодів, а в побічну — тільки великих періодів.

Побічні підгрупи містять тільки металічні елементи (їх називають перехідними металами). Іноді головні підгрупи називають А-групами, а побічні — В-групами. Наприклад, Флуор розташований у групі VII А, а Манган у групі VII В.

У довгому варіанті періодичної таблиці число груп дорівнює 18. Номери груп у короткому варіанті таблиці позначають римськими цифрами, а в довгому — арабськими. У довгому варіанті таблиці головних і побічних підгруп немає, там вони утворюють окремі групи, наприклад: група 1 — лужні метали, група 17 — галогени,, група 18 — інертні гази. Елементи побічних підгруп займають групи з 3-ї по 12-ту. Номер групи в короткому варіанті дорівнює номеру в довгому мінус 10.

 **Властивості елементів у підгрупах**

 Підгрупи утворені елементами з подібними властивостями: родини лужних металів, галогенів та інертних газів якраз і представляють окремі підгрупи. Багато властивостей елементів закономірно змінюються в підгрупах зі зростанням відносної атомної маси. У головних підгрупах при збільшенні атомної маси зростають металічні властивості елементів і простих речовин, а неметалічні зменшуються. Наприклад, у підгрупі Карбону (головна підгрупа IV групи) Карбон, Силіцій і Германій є неметалічними елементами, а Станум і Плюмбум — металічними.

Подібні властивості проявляють лише ті елементи, які належать до однієї підгрупи. Властивості елементів головної та побічної підгруп однієї групи можуть істотно відрізнятися. Наприклад, до складу VII групи входять галогени — найбільш типові неметалічні елементи (головна підгрупа) та перехідні металічні елементи Манган, Технецій, Реній (побічна підгрупа).

Окрім сполук з Оксигеном, велике значення мають сполуки з Гідрогеном. Вони відомі майже для всіх елементів Періодичної системи, однак найбільш типові для неметалічних елементів. У сполуках із Гідрогеном неметалічних елементів валентність часто не збігається з валентністю у вищому оксиді. Щоб її визначити, треба від 8 відняти номер групи. Наприклад, Хлор, що розташований у VII групі, у сполуці з Гідрогеном одновалентний: 8 - 7 = 1, тому формула цієї сполуки НСl. Елемент V групи Фосфор у сполуці з Гідрогеном тривалентний: 8 - 5 = 3, формула речовини РН3. Для зручності спільні формули вищих оксидів і летких сполук з Гідрогеном винесені в окремі рядки періодичної таблиці.

У нижній частині періодичної таблиці розташовані лантаноїди та актиноїди. Ці елементи розташовані після Лантану (№57) та Актинію (№89) і формально так само належать до III групи (підгрупи Скандію). Однак розташування цих елементів у таблиці зробило б її громіздкою й незручною, тому зазвичай їх виносять за її межі.

﻿**Склад атома**

Атоми складаються з позитивно зарядженого ядра та електронів. Електрон — найлегший з відомих елементарних частинок. Його маса (9,1 ∙ 10-31 кг) У 1837 разів менша від маси найлегшого з атомів — атома Гідрогену. Електричний заряд електрона називають елементарним — він найменший серед усіх зарядів. Усі відомі позитивні й негативні заряди кратні заряду електрона, тому його абсолютну величину приймають за одиницю виміру. Саме в цих одиницях зазвичай указують заряд усіх частинок: електронів, іонів тощо. Заряд самого електрона дорівнює -1.

Ядро атома складається із частинок двох видів — протонів і нейтронів. Протони — це позитивно заряджені частинки із зарядом +1, а нейтрони не мають заряду. Виходить, що весь позитивний заряд ядра створюється протонами. їхнє загальне число дорівнює заряду ядра. Маси протона й нейтрона приблизно дорівнюють 1 а. о. м. Будь-який атом електронейтральний, тобто число протонів із зарядом +1 завжди дорівнює числу електронів із зарядом -1.

 **Порядковий номер** **хімічного елемента**

 У всіх атомів одного й того самого хімічного елемента число протонів Z завжди однакове (і дорівнює заряду ядра), а число нейтронів N буває різним, тому маса атомів одного й того самого елемента може бути різною. Це означає, що не маса, а саме заряд ядра є основною характеристикою, за якою атоми одного виду відрізняються від атомів іншого виду.

У ході докладнішого вивчення атомів було з’ясовано, що число протонів в атомах не є довільним, а дорівнює порядковому номеру хімічного елемента в Періодичній системі хімічних елементів Д. І. Менделєєва, адже й заряд ядра також дорівнює порядковому номеру.

Приміром, порядковий номер Гідрогену дорівнює 1, адже в ядрі атома Гідрогену міститься один протон і заряд його ядра дорівнює +1. Порядковий номер Оксигену 8, оскільки в ядрах атомів Оксигену міститься по 8 протонів і заряд таких ядер +8.

**БУДОВА АТОМА**

**Ізотопи**

**Нукліди й ізотопи**

Атомні ядра одного й того самого хімічного елемента містять однакове число протонів, що дорівнює порядковому номеру цього елемента в Періодичній системі. Але якщо протонів в атомних ядрах певного хімічного елемента має бути строго визначене число, то число нейтронів у ядрі таких атомів може бути різним. Наприклад, у ядрі атомів Оксигену міститься 8 протонів (порядковий номер Оксигену в Періодичній системі — 8). А число нейтронів може бути 7, 8, 9 і навіть 10, адже серед атомів Оксигену можна виділити чотири різні набори протонів і нейтронів. Кожний такий набір (різновид атомних ядер) називають нуклідом.

Нуклід — це різновид атомів з певним числом протонів і нейтронів у ядрі.

Кожний нуклід характеризують певними числами. Протонне число (або зарядове число, або атомне число) — Z — позначає число протонів у ядрі атома певного нукліда. Нейтронне число — N — указує число нейтронів у ядрі певного нукліда. Масове число — А — це сума протонного та нейтронного чисел:

Масове число = Протонне число + Нейтронне число;

A = Z + N.

Оскільки маса кожного протона й нейтрона дорівнює приблизно 1 а. о. м., а електрона — дуже мала, то масове число кожного атома приблизно дорівнює його відносній атомній масі, округленій до цілих чисел.

У хімії використовують спеціальні позначення для нуклідів: заряд ядра, тобто протонне число, пишуть ліворуч унизу від символу хімічного елемента, а масове число — ліворуч угорі, наприклад для описаних вище нуклідів Оксигену:



Іноді протонне число випускають і пишуть просто 15О, оскільки й так відомо, що у всіх нуклідів Оксигену протонне число має бути 8. На письмі різні нукліди можна позначати хімічними символами, а можна використовувати назви хімічних елементів, наприклад Оксиген-15 (815О), Оксиген-18 (818О).

Усі нукліди, які мають однаковий заряд (протонне число) і різне нейтронне число, називають ізотопами. Оскільки нукліди з однаковим протонним числом належать до одного хімічного елемента, то: різні нукліди одного хімічного елемента є ізотопами.

Зазвичай нукліди хімічних елементів не мають власних назв, єдиним винятком серед них є Гідроген. Його нукліди позначаються спеціальними символами й мають різну назву. Звичайний Гідроген Н (11Н) — Протій, ядра його атомів складаються тільки з одного протона. Важкий Гідроген D (12H) — Дейтерій, у ядрах його атомів, окрім одного протона, міститься ще один нейтрон. І надважкий Гідроген Т (13Н) — Тритій, у ядрах його атомів, окрім одного протона, міститься два нейтрони.

**Визначення складу атомів**

Знаючи порядковий номер елемента та масове число нукліда, неважко обчислити, скільки електронів, протонів та нейтронів містить певний атом. Число електронів дорівнює числу протонів Z, що збігається з порядковим номером (зарядом ядра), а число нейтронів N дорівнює різниці між масовим числом А та зарядом ядра:

N = A - Z.

Задача. Скільки протонів, нейтронів та електронів міститься в нукліді Плюмбуму-210?

Розв’язання:

Масове число даного нукліда Плюмбуму дорівнює 210. Оскільки Плюмбум має порядковий номер 82, то в атомі нукліда Плюмбуму-210 міститься 82 протони та 82 електрони. Число нейтронів обчислимо як різницю між масовим числом і числом протонів: N = 210 - 82 = 128.

Відповідь: 82 протони, 128 нейтронів, 82 електрони.

**Природні суміші нуклідів**

 Учені налічують понад 2000 нуклідів. Оскільки хімічних елементів на сьогодні існує понад 100, то багато з відомих нуклідів є ізотопами й можна сказати, що в середньому на кожен елемент припадає близько 10 нуклідів. Але, звісно ж, кожен елемент має різне число нуклідів. Рекордсменами за числом нуклідів є Ксенон і Цезій, кожен із них існує у вигляді 36 нуклідів.

У кожного елемента є природні нукліди, тобто ті, що реально можна знайти в природних умовах. Таких нуклідів налічують близько 300 (у середньому по три на кожний елемент). А інші нукліди добуті штучно.

У природі кожний елемент існує у вигляді суміші кількох нуклідів, наприклад Карбон (12С, 13С і 14С), Нітроген (14N і 15N), Оксиген (16О, 17О, 18О). Рекордсменом за числом природних нуклідів (10) є Станум. Водночас деякі хімічні елементи мають тільки один природний стабільний нуклід, наприклад Флуор (19F), Натрій (23Na), Алюміній (27Аl), Фосфор (31Р).

Значення відносних атомних мас елементів, наведені в періодичній таблиці, не є цілими: Ar(С) = 12,011, Аr(Сl) = 35,453, тим часом як масові числа всіх нуклідів є цілими числами. Це пов’язано з тим, що більшість елементів зустрічаються в природі у вигляді кількох нуклідів, і значення, наведене в таблиці, є середнім, обчисленим з урахуванням процентного вмісту кожного нукліда в земній корі. Так, природний Хлор приблизно на 75% складається з атомів 35Сl і на 25% із атомів 37Сl, тому його атомна маса дорівнює 35,5:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image074.jpg

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image076.jpg

**Ядерні перетворення**

**Стабільність нуклідів**

Усі нукліди поділяють на стабільні та нестабільні. Стабільні нукліди існують нескінченно довгий час. Переважне число атомів, які нас оточують, відносяться до стабільних нуклідів. Нестабільні нукліди піддаються радіоактивному розпаду й утворюють атоми інших елементів. Наприклад, нуклід Урану-238 здатний випромінювати ядро атома Гелію й при цьому він перетворюється в атом Торію-234:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image077.jpg

У цьому процесі, як і під час хімічних реакцій, зберігається число частинок. Ядро атома Урану складається з 92 протонів та 146 нейтронів. Воно випромінює ядро атома Гелію, що складається з двох протонів та двох нейтронів, і при цьому залишається ядро атома Торію, що складається з 90 протонів та 144 нейтронів. Такий тип розпаду називають α-розпадом, тому що під час нього утворюється ядро атома Гелію, яке називають α-частинкою. Крім α-розпаду, ще зустрічається β-розпад — під час нього з ядра випромінюється електрон, який називають β-частинкою.

Більшість хімічних елементів існують у вигляді стабільних та нестабільних нуклідів. Хімічні елементи, які не мають стабільних нуклідів, називають радіоактивними. До їхнього числа належать усі елементи, які розташовані в Періодичній системі за Вісмутом, а також Технецій і Прометій. Більшість радіоактивних елементів добуті штучно й у природі не існують. У Періодичній системі замість відносної атомної маси таких радіоактивних елементів зазначені масові числа найбільш стабільних нуклідів.

Час життя різних нестабільних нуклідів коливається від мільярдів років (Уран, Плутоній) до мільйонних часток секунди (більшість елементів відкриті в останні роки — Дубній, Сиборгій, Рентгеній тощо). Чим швидше відбувається розпад ядра, тим вищою є його радіоактивність.

**Радіоактивне випромінювання**

Процеси перетворення ядер атомів (ядерні реакції) супроводжуються випромінюванням. Розрізняють три види радіоактивного випромінювання: α-, β- і γ-випромінювання. α-Випромінювання являє собою ядра атомів Гелію 24Не, β-випромінювання — це потік швидких електронів, а у-випромінювання являє собою електромагнітне випромінювання, таке саме, як і звичайне світло, але невидиме для неозброєного ока й надзвичайно руйнівне. Кожному з них відповідає свій тип радіоактивного перетворення.

Радіоактивне випромінювання дуже шкідливо впливає на людський організм. Під дією радіації ушкоджуються клітини й порушується обмін речовин. Великі дози випромінювання спричинюють серйозні захворювання (лейкемію, рак, променеву хворобу) і можуть призвести до смерті організму.

Водночас радіоактивні речовини успішно застосовують у найрізноманітніших галузях людської діяльності: медицині, сільському господарстві, хімії, археології тощо. За допомогою радіонуклідів досліджують хімічні реакції, вивчають шляхи розподілу ліків в організмі, знищують клітини пухлин, вимірюють щільність ґрунту, контролюють витікання газу й нафти, визначають вік археологічних об’єктів та гірських порід. Наприклад, вік Землі (близько 5 млрд. років) був визначений за вмістом нуклідів Урану та Плюмбуму в деяких гірських породах.

**Ядерні реакції**

Подібно до хімічних перетворень ядерні реакції також можна описати за допомогою рівнянь. У рівняннях ядерних реакцій замість хімічних формул записують позначення атомів і частинок — протонів 11p , нейтронів 01n та електронів -10е .

У всіх ядерних реакціях сума масових чисел та сумарний заряд частинок залишаються постійними. Це означає, що суми як верхніх, так і нижніх індексів в обох частинах рівняння ядерної реакції однакові.

Наприклад, ядро Гідрогену-3 (Тритій) розпадається, випромінюючи β-частинку, тобто електрон. Визначимо, на яке ядро перетворюється при цьому Гідроген-3. Запишімо рівняння розпаду, зазначивши масові числа та заряди частинок:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image079.jpg

Нижні індекси показують заряд частинок. Сумарний заряд у лівій частині +1, у правій Z —1. Оскільки сумарний заряд не змінюється, то Z - 1 = 1, звідки Z = 2. Отже, ядро невідомого атома X має заряд +2 — це ядро атома Гелію. Знайдімо його масове число А. Суми масових чисел у лівій і правій частинах мають бути однаковими: 3 = А + 0, звідки А = 3. Таким чином, при β-розпаді Тритію утворюється ядро Гелію-3:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image081.jpg

Ядерні процеси зазвичай поділяють на два типи: реакції розпаду та реакції синтезу. У реакціях розпаду важкі ядра розпадаються на більш легкі, а в реакціях синтезу — навпаки. Мимовільні реакції розпаду поділяють за типом утворюваного випромінювання.

1. α-Розпад. Ядро випромінює α-частинку — ядро атома Гелію 24Не . При α-розпаді масове число атома зменшується на 4, а заряд ядра — на 2:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image083.jpg

2. β-Розпад. У нестійкому ядрі нейтрон перетворюється на протон, при цьому ядро випромінює електрон — β-частинку:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image085.jpg

Під час β-розпаду масове число нукліда не змінюється, тому що загальне число протонів і нейтронів зберігається, а заряд ядра збільшується на 1:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image087.jpg

3. γ-Розпад. Іноді ядро атома випромінює γ-промені, при цьому масове число й заряд ядра залишаються незмінними.

Якщо під час розпаду одного радіоактивного ядра утворюється інше радіоактивне ядро, то воно, у свою чергу, також розпадається. Процес триває доти, доки продуктом розпаду не стане стійке ядро. Наприклад, Уран-238, що виник при формуванні Землі, поступово перетворюється на Торій, який переходить у Протактиній тощо, доки, зрештою, не утвориться стійкий нуклід 206Рb. Деякі нестабільні нукліди, наприклад Тритій (Гідроген-3) або Карбон-14, постійно утворюються в атмосфері внаслідок дії космічних променів.

Реакції ядерного синтезу, на відміну від радіоактивного розпаду, що протікає мимовільно, потребують зовнішнього впливу, тому їх називають штучними ядерними реакціями. Вони відбуваються при зіткненні ядра атома з іншим ядром або елементарною частинкою, які рухаються з високою швидкістю. Для здійснення штучних перетворень часто використовують протони, нейтрони або ядра легких елементів. За допомогою ядерного синтезу отримані невідомі раніше хімічні елементи Технецій, Францій, Астат, а також усі елементи з порядковими номерами від 93 до 118. Наприклад, атом Дармштадтія був отриманий бомбардуванням ядер Плюмбуму-208 швидкими ядрами Нікелю-62 за реакцією: http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image089.jpgСинтез нових елементів триває и дотепер.

Ядерні реакції супроводжуються виділенням величезної кількості енергії. Вони є основним джерелом енергії Сонця та інших зірок. На Сонці відбувається ядерна реакція, у результаті якої ядра Гідрогену перетворюються на ядра Гелію. При перетворенні 1 г атомів Гідрогену на Гелій виділяється енергія 560 млрд. Дж, у 4 млн. разів більша, ніж при згоранні такої самої кількості газоподібного водню в кисні. Щосекунди на енергію перетворюється 4,3 млн. тонн сонячної речовини, і при цьому виділяється така величезна кількість енергії, що її вистачає на всю Сонячну систему, зокрема й на нашу планету.

**Рух електронів в атомі. Орбіталі**

**Двоїстість поведінки електрона**

 Частинки з такими малими розмірами, як в електрона, мають унікальні властивості, що відрізняють їх від звичайних тіл, з якими ми маємо справу у повсякденному житті. Електрон одночасно проявляє властивості і частинки, і хвилі — говорячи науковою мовою, має двоїсту природу. Подібно до інших частинок електрон має певну масу й заряд; водночас електрон під час руху проявляє хвильові властивості. Хвиля відрізняється від частинки тим, що її положення в просторі не можна точно визначити в певний момент часу.

Завдяки такій природі одночасно визначити швидкість та напрямок руху електрона неможливо. Якщо ми знаємо, в якому напрямку рухається електрон, то не можемо визначити швидкість руху, й навпаки. Цей принцип називають принципом невизначеності Гейзенберга. Унаслідок цього ми не маємо можливості визначити, по якій траєкторії рухається електрон в атомі. Для електрона поняття «траєкторія» застосовувати не можна. Про електрон можна говорити, що в даній точці простору є певна ймовірність його існування.

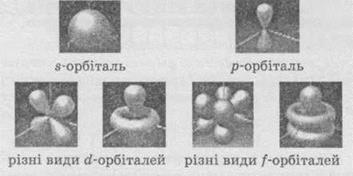
В атомі електрон перебуває не в одній конкретній точці, а рухаючись, утворює електронну хмару, густина якої (електронна густина) показує, в яких місцях електрон буває частіше, а в яких — рідше. Ту частину електронної хмари, в якій електрон проводить найбільший час й у якій електронна щільність досить велика, називають атомною орбіталлю.

Орбіталь — це область простору, в якій ймовірність перебування електрона становить понад 90%.

Електронні хмари, утворені окремими електронами в атомі, у сумі утворюють спільну електронну хмару атома — електронну оболонку.

**Типи орбіталей**

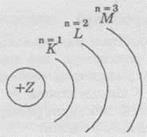
 Кожна орбіталь має певну форму. Орбіталі різної форми позначають різними літерами: s, p, d та f. s-Орбіталі мають форму кулі, інакше кажучи, електрон, що перебуває на такій орбіталі (його називають s-електроном), більшу частину часу проводить усередині сфери. р-Орбіталі мають форму об’ємної вісімки. Форми d- і f-орбіталей більш складні:



**Структура орбіталей в атомі**

 Орбіталі характеризуються не тільки формою, але й енергією. Кілька орбіталей, що мають однакову або приблизно однакову енергію, утворюють енергетичний рівень, або енергетичний шар.

Кожний енергетичний рівень позначають числом n (n = 1, 2, 3,...) або великою латинською літерою (К, L, М і далі за абеткою). Для першого (найближчого до ядра) рівня n = 1, його позначають літерою К, для другого n = 2 (рівень L), для третього n = 3 (рівень М) тощо. Шарувату будову електронної оболонки атомів можна показати так: окружністю позначене ядро, що має певний заряд, а дугами — енергетичні рівні:

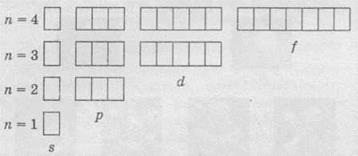


Рівень із номером n включає n2 орбіталей. Таким чином, перший енергетичний рівень включає одну орбіталь, другий — чотири, третій — дев’ять тощо.

Кожен енергетичний рівень складається з енергетичних підрівнів, які утворені орбіталями, однаковими за формою та енергією. Число енергетичних підрівнів дорівнює номеру енергетичного рівня, тобто перший енергетичний рівень складається з одного підрівня, другий — із двох, третій — із трьох тощо. Ці підрівні позначають так само, як і орбіталі, з яких вони утворені. Отже, s-орбіталі утворюють s-підрівень, р-орбіталі — р-підрівень тощо.

Енергетичний підрівень може містити тільки певне число орбіталей. Кожен s-підрівень представлений однією s-орбіталлю, р-підрівень — трьома р-орбіталями, d-підрівень — п’ятьма d-орбіталями, f-підрівень — сімома f-орбіталями. В атомі ці орбіталі розташовуються таким чином, що ядро атома збігається із центром орбіталі.

Графічно орбіталь заведено позначати квадратом. Отже, орбіталі перших чотирьох енергетичних рівнів будуть мати такий вигляд:



Як видно із цієї діаграми, перший енергетичний рівень складається з одного s-підрівня, утвореного однією s-орбіталлю. Другий рівень складається з двох підрівнів (s і р), утворених однією s-орбіталлю й трьома р-орбіталями. Третій рівень складається з трьох підрівнів (s, р, і d), утворених однією s-орбіталлю, трьома р-орбіталями й п’ятьма d-орбіталями. На четвертому рівні долається ще сім f-орбіталей. Зверніть увагу на те, що нумерація енергетичних рівнів при графічному зображенні йде знизу вгору.

**Місткість орбіта лей**

 На кожній орбіталі максимально можуть розміститися два електрони, які мають однакову енергію, але відрізняються особливою властивістю — спіном. Спін електрона — це його внутрішня властивість, що характеризує відношення електрона до магнітного поля.

Одна орбіталь може містити такі два електрони, в яких спіни антипаралельні. Це правило називають принципом заборони Паулі: на одній орбіталі можуть перебувати не більше двох електронів, причому їхні спіни мають бути антипаралельними.

Графічно електрони зображають у вигляді стрілок, спрямованих угору або вниз, що наочно позначають напрямок спіну електрона. Стрілки, спрямовані в протилежні боки, позначають електрони з протилежними спінами:

*     — вільна (вакантна або незаповнена) орбіталь;

*    — орбіталь, що містить один електрон; такий електрон називають неспареним;

*    — заповнена орбіталь, що містить два електрони з протилежними спінами; такі електрони називають спареними, або електронною парою.

**Принцип найменшої енергії**

Усі хімічні властивості речовин визначаються будовою електронних оболонок атомів. Для того щоб описати електронну будову атомів, необхідно знати, як саме розподілені електрони по орбіталях.

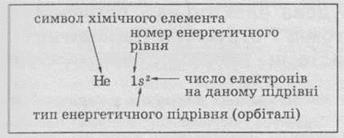
Електрони займають енергетичні рівні орбіталі послідовно, за порядком збільшення їхньої енергії. Спочатку «заселяється» перший енергетичний рівень, потім — другий, третій тощо. Цей принцип називають принципом найменшої енергії.

Число енергетичних рівнів, які заповнюються в певному атомі, визначають за номером періоду Періодичної системи, в якому розташований певний хімічний елемент. Так, в атомах хімічних елементів першого періоду заповнюється тільки перший енергетичний рівень, в атомах другого періоду — перші два енергетичні рівні, третього — три тощо.

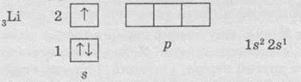
Гідроген розташований у першому періоді під номером 1. Із цього випливає, що в електронній оболонці атомів Гідрогену є тільки один електрон, який розташований на першому енергетичному рівні на єдиній s-орбіталі:



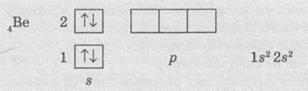
Окрім графічного зображення будови електронної оболонки, використовують також її запис у вигляді формули — електронної конфігурації, в якій наводять усі зайняті енергетичні підрівні із зазначенням числа електронів на кожному з них. Електронна конфігурація Гідрогену 1s1.



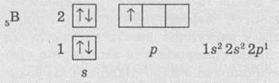
Тим часом в елементів другого періоду починає заповнюватися електронами другий енергетичний рівень. Незалежно від числа енергетичних рівнів, електрони спочатку заповнюють найбільш низький рівень, тобто в цьому разі перший, а потім уже другий. Як приклад, розгляньмо будову електронної оболонки Літію, що містить три електрони (порядковий номер — 3). Оскільки перший рівень максимально вміщає два електрони, то на другому міститься тільки один електрон. Згідно із принципом найменшої енергії, кожен електрон розташовується таким чином, щоб його енергія була найменшою, адже серед вільних орбіталей він обирає орбіталь із найбільш низькою енергією. Серед різних орбіталей s-орбіталі мають найменшу енергію, тому єдиний електрон другого енергетичного шару буде розташований на s-орбіталі, а р-орбіталі в цьому разі залишаються вільними:



Наступний електрон також має обрати ту саму орбіталь. Доти, доки не заповниться поточний підрівень, наступний заповнюватися не починає. Так, в атомі Берилію (порядковий номер — 4) повністю заповнюється s-підрівень, утворюючи електронну пару, а р-підрівень знову залишається вільним:



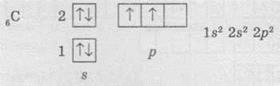
Тільки тоді, коли s-орбіталь заповнена, електрони починають розташовуватися на р-орбіталях. Так, в атомі Бору (порядковий номер — 5) на р-орбіталі вже з’являється один електрон:



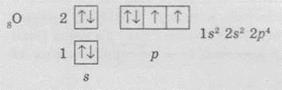
**Правило Хунда**

 В атомі Карбону ще на один електрон більше, ніж в атомі Бору. Новий електрон може зайняти або ту саму р-орбіталь, де вже перебуває електрон, або вільну р-орбіталь. У цьому разі діє правило, згідно з яким електрон займає вільну орбіталь, якщо вона є, а вже потім утворює пари з іншими електронами. Це правило називають правилом Хунда: у межах одного енергетичного підрівня електрони розташовуються таким чином, щоб число неспарених електронів було максимальним.

Згідно із цим правилом, в електронній оболонці атома Карбону існує два неспарені електрони:

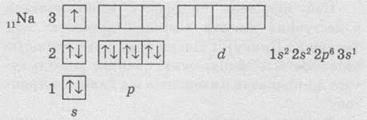


Тільки тоді, коли на р-підрівні розташується більше трьох електронів, «зайвий» електрон утворює електронну пару з іншим електроном, що вже розташований на цьому підрівні.



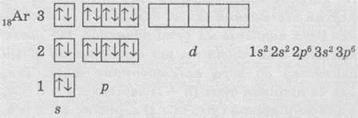
**Будова електронних оболонок атомів третього та четвертого періодів**

Електронні оболонки атомів інших періодів заповнюються за такими самими правилами. Так, в атомів першого елемента третього періоду — Натрію — починає заповнюватися третій енергетичний рівень:

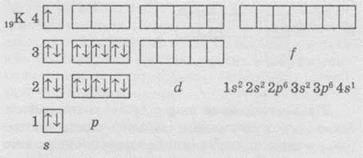


В атомі Натрію на третьому енергетичному рівні з’являється третій підрівень, що складається з d-орбіталей, але, як і р-підрівень, в атомах Натрію орбіталі d-підрівня ще не заповнюються й залишаються вакантними.

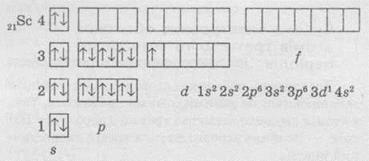
В атомах останнього елемента третього періоду — Аргону — додається ще сім електронів і стають повністю зайнятими s- і р-орбіталі:



В атомах елементів четвертого періоду починає заповнюватися електронами четвертий енергетичний рівень, незважаючи на те, що третій рівень ще не заповнений. Це пов’язано з тим, що енергія 4s-підрівня менша, ніж енергія 3d-підрівня, хоча в цьому разі d-підрівень розташований на більш близькому до ядра електронному шарі. В атомах першого елемента четвертого періоду — Калію — останній електрон розташовується на 4s- підрівні:



І тільки після того, як 4s-підрівень заповниться (це відбувається в атомах Кальцію), починає заповнюватися 3d-підрівень. Так, в атомах Скандію останній електрон буде розташований на 3d-орбіталі:



Цей підрівень продовжує заповнюватися в наступних дев’яти хімічних елементах (від Титану до Цинку), і тільки тоді, коли повністю заповнюється 3d-підрівень, починає заповнюватися 4р-підрівень в елементів від Галію до Криптону.

Порівняти енергію різних електронних підрівнів можна за допомогою суми двох чисел (n + l). Число n — це номер енергетичного рівня, де перебувають орбіталі, а l — це число, що відповідає енергетичному підрівню (типу орбіталі). Так, s-орбіталям відповідає число l = 0, р-орбіталям — l = 1, d-орбіталям — l = 2, f-орбіталям — l = 3. Згідно із правилом Клечковського, підрівні заповнюються електронами за порядком збільшення їхньої суми (n + l), а якщо для двох підрівнів ця сума однакова, то заповнюється той підрівень, що перебуває на більш близькому до ядра електронному шарі. Так, для 4s-підрівня сума (n + l) дорівнює 4 + 0 = 4, а для 3d-підрівня сума (n + l) дорівнює 3 + 2 = 5. Отже, енергія 4s-підрівня менша, ніж 3d-підрівня, і тому він заповнюється раніше. У такий спосіб можна порівнювати енергії будь-яких енергетичних підрівнів.

**Число хімічних елементів у періодах**

 Структура Періодичної системи повністю обумовлюється принципами будови електронної оболонки атомів. Число хімічних елементів, що містяться в кожному періоді, визначається місткістю відповідних енергетичних шарів. Число орбіталей на кожному енергетичному рівні визначається за формулю n2, де n — номер енергетичного рівня. Оскільки кожна орбіталь містить щонайбільше два електрони, то максимальне число електронів на кожному енергетичному рівні буде 2n2.

Перший енергетичний рівень може містити максимально два електрони, тому перший період складається лише з двох елементів — Гідрогену та Гелію. В атомі Гелію перший енергетичний рівень завершений.

В атомах усіх елементів другого періоду перший енергетичний рівень також завершений і поступово заповнюється другий енергетичний рівень. Він може містити не більше восьми електронів (2 ∙ 22 = 8), тому другий період включає вісім хімічних елементів. В атомі Неону, елемента, що завершує другий період, і перший, і другий енергетичні рівні виявляються завершеними.

В атомах хімічних елементів третього періоду відбувається заповнення електронами третього енергетичного рівня (n = 3); він може максимально містити 18 електронів (2-32 =18). Однак у третьому періоді всього вісім елементів. Це пояснюється тим, що на зовнішньому рівні не може перебувати більше восьми електронів. Заповнення третього енергетичного рівня до 18 електронів відбувається в атомах елементів четвертого періоду, де цей рівень уже не буде зовнішнім.

В атомі Аргону, що завершує третій період, повністю «заселені» електронами 3s- і 3р-підрівні, а 3d-підрівень залишається вільним. Третій рівень іще не завершений.

У четвертому періоді в атомах перших двох елементів — Калію та Кальцію — електрони заселяють четвертий енергетичний рівень (4s-підрівень), а потім у наступних десяти елементів від скандію до цинку завершується заповнення третього енергетичного рівня (3d-підрівня). За рахунок цього четвертий період уже містить 18 хімічних елементів. Незважаючи на те, що четвертий енергетичний рівень може містити максимально 32 електрони (2 ∙ 42 = 32), повністю він може заповнитися тільки в елементів шостого періоду. Завдяки цьому шостий і сьомий періоди вже містять по 32 елементи.

**Класифікація хімічних елементів**

 Атомні орбіталі поділяють за типами на s, р, d та f. За цим же принципом можна класифікувати й хімічні елементи. Якщо в атомах хімічного елемента останнім заповнюється s-підрівень, то такі елементи відносять до s-елементів. У Періодичній системі клітинки з такими елементами зазвичай зафарбовують у червоний колір. Якщо останнім заповнюється р-підрівень, то такий елемент називають р-елементом, і його клітинку в Періодичній системі зафарбовують, як правило, у жовтий колір. d-Підрівень заповнюється в d-елементів (синій колір у Періодичній системі) і f-підрівень у f-елементів (зелений колір).

На кожному енергетичному рівні є s-підрівень, що максимально містить два електрони й серед інших підрівнів певного електронного шару завжди заповнюється першим. Це обумовлює те, що кожен період Періодичної системи починається з двох s-елементів.

Починаючи з другого енергетичного рівня, існує р-підрівень, що максимально містить шість електронів, адже й у кожному періоді, починаючи із другого, є по шість р-елементів. Так само кожен період, починаючи із четвертого, містить по десять d-елементів, а починаючи із шостого — ще по чотирнадцять f-елементів, які утворюють два сімейства елементів — лантаноїди та актиноїди.

У d- та f-елементів відбувається заповнення підрівнів не зовнішнього енергетичного рівня. Так, у d-елементів заповнюється передзовнішній d-підрівень (у d-елементів четвертого періоду, в яких зовнішнім є четвертий енергетичний рівень, заповнюється d-підрівень третього рівня — 3d, а в d-елементів п’ятого періоду заповнюється 4d-підрівень тощо).

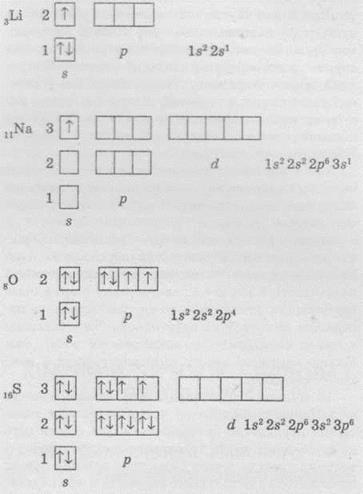
Хімічні елементи, в атомах яких відбувається заповнення електронами передзовнішнього енергетичного рівня, називають перехідними.

У f-елементів електронами заповнюється передзовнішній f-підрівень: у f-елементів шостого періоду (лантаноїдів) електрони заселяють f-підрівень четвертого рівня (4f), а у f-елементів сьомого періоду (актиноїдів) — 5f.

Таким чином, порядок заповнення орбіталей в електронній оболонці атомів повністю відбивається на структурі Періодичної системи.

 **Будова електронних оболонок і групи Періодичної системи**

 Розгляньмо будову електронних оболонок атомів таких хімічних елементів: Літію, Натрію, Оксигену та Сульфуру. Після їх порівняння стає очевидним, що елементи однієї групи мають подібну електронну конфігурацію атомів. В атомах Літію й Натрію, які розташовані в першій групі Періодичної системи, на зовнішньому шарі міститься по одному електрону на s-орбіталях. Відмінність полягає тільки в тому, що в атомах Літію зовнішнім є другий енергетичний рівень, а в атомах Натрію — третій. Це стосується й атомів Оксигену та Сульфуру. Ці два елементи входять до шостої групи, й на зовнішніх рівнях їхніх атомів розташовано по шість електронів, які однаково розподілені по s- та р-підрівнях, адже ці дві пари елементів є електронними аналогами.



Якщо розглянути електронні конфігурації двох d-елементів однієї групи Періодичної системи, то ми побачимо таку саму подібність.

На підставі електронної будови атомів можна стверджувати, що подібність елементів однієї групи Періодичної системи, у першу чергу, обумовлюється електронною аналогією. Будова зовнішнього електронного шару атомів хімічних елементів, які входять до однієї підгрупи, подібна.

Розподіл елементів по головних та побічних підгрупах також обумовлюється будовою електронних оболонок. До головних підгруп входять тільки s- та р-елементи, в яких заповнюється зовнішній енергетичний рівень, а до побічних груп входять d-елементи, в яких заповнюється передзовнішній електронний шар.

**Металічні й неметалічні елементи**

 Хімічні властивості елементів обумовлюються не всіма електронами, а тільки тими, які мають найбільшу енергію. Ці електрони називають валентними.

В атомах елементів головних підгруп валентними е електрони зовнішнього енергетичного рівня. Завершені внутрішні енергетичні рівні атомів суттєво не впливають на їхні хімічні властивості. Число валентних електронів дорівнює номеру групи, в якій перебуває хімічний елемент. Наприклад, атоми Гідрогену, Літію, Натрію та Калію, які розташовані в головній підгрупі І групи, мають по одному валентному електрону, а атоми елементів головної підгрупи IV групи — Карбону й Силіцію — по чотири.

Саме від числа валентних електронів залежить те, є елемент металом чи неметалом, властивості його сполук та значення валентності в цих сполуках.

Якщо в атомах елементів на зовнішньому рівні є невелике число електронів (переважно від одного до чотирьох), то елемент проявляє металічні властивості, а якщо на зовнішньому рівні є більше чотирьох електронів, то елемент проявляє переважно неметалічні властивості. Чим більшим є число електронів на зовнішньому рівні, тим більше виражені неметалічні властивості й менше — металічні.

Зі збільшенням порядкового номера елемента в Періодичній системі число валентних електронів періодично повторюється, що призводить до періодичної зміни властивостей елементів й утворених ними речовин. Саме тому кожний період починається з металічного елемента й закінчується неметалічним.

В атомах перехідних елементів (d-елементів) на зовнішньому енергетичному рівні здебільшого міститься два електрони. Завдяки цьому всі перехідні елементи відносять до металічних. Усі f-eлементи так само відносять до металічних.

Атоми, які містять на зовнішньому рівні число електронів, проміжне між металічними й неметалічними (зазвичай це три-чотири), утворюють амфотерні сполуки.

**Залежність металічних і неметалічних властивостей від будови зовнішнього** **електронного шару**

 Завершені енергетичні рівні, а також зовнішні рівні, які містять вісім електронів, мають підвищену стійкість. Саме цим пояснюється хімічна інертність гелію, неону та аргону: вони взагалі не вступають у хімічні реакції. Атоми всіх інших хімічних елементів намагаються віддати або приєднати електрони, щоб їхня електронна оболонка стала стійкою, при цьому вони перетворюються на заряджені частинки.

Заряджений атом або групу атомів називають іоном. Розрізняють катіони — іони з позитивним зарядом, та аніони — негативно заряджені іони.

Розгляньмо лужний метал Натрій — елемент головної підгрупи І групи. Натрій — активний метал, він легко горить на повітрі, реагує не тільки з кислотами, але й з водою. Висока хімічна активність натрію пояснюється наявністю в його атомах одного валентного електрона. Втрачаючи цей електрон, атом Натрію перетворюється на позитивно заряджений іон Na+ з електронною конфігурацією інертного газу Неону. Іони Na+ входять до складу всіх сполук Натрію, наприклад соди та кухонної солі. На відміну від атомів Натрію, іони Натрію хімічно інертні й практично нешкідливі для організму. Весь Натрій, що міститься в організмі людини (приблизно 90 г), перебуває у вигляді іонів.

Чим більше число електронів міститься на зовнішньому електронному шарі, тим складніше їх віддавати, тому зі збільшенням числа електронів на зовнішньому рівні (у періодах) металічні властивості елементів зменшуються.

В атомах галогенів, які утворюють головну підгрупу VII групи, сім електронів на зовнішньому рівні. До його завершення їм не вистачає всього одного електрона, тому для них найбільш, характерний процес приєднання електрона. Так, атом Флуору, приєднуючи один електрон, перетворюється на іон F-, що має електронну конфігурацію інертного газу й за хімічними властивостями значно відрізняється від простої речовини фтору, яка складається з молекул F2.

Атоми інших неметалічних елементів, так само, як і атоми галогенів, прагнуть завершити зовнішній енергетичний рівень шляхом приєднання електронів, тому що іони з електронною конфігурацією інертного газу мають підвищену стійкість. Чим більше електронів не вистачає до завершення електронного шару, тим важче їх приєднувати, адже чим менше електронів на зовнішньому рівні, тим слабше виявлені неметалічні властивості.

Таким чином, металічні властивості обумовлюються здатністю віддавати електрони, а неметалічні — здатністю їх приєднувати. У періоді зі збільшенням порядкового номера металічні властивості зменшуються, а неметалічні — зростають. Кожний період починається найбільш активним (серед елементів певного періоду) металічним елементом, а наприкінці періоду розташований найбільш активний неметалічний елемент (у групі VII) та інертний газ (у групі VIII).

Електронні конфігурації іонів можна вивести з електронних конфігурацій атомів, додавши до них або віднявши від них потрібне число електронів. Наприклад, електронна конфігурація атома Літію — 1s22s1, а іона Літію Li+ — 1s2, що збігається з конфігурацією атома інертного газу Гелію.

При утворенні аніонів додаткові електрони займають вільні орбіталі. Наприклад, конфігурація атома Хлору 1s2 2s2 2р6 3s2 Зр5, а іона Сl- — 1s2 2s2 2p6 3s2 Зр6, що збігається з електронною конфігурацією атома інертного газу Аргону.

**Радіус атома**

Розмір ядра атома порівняно з розміром атома дуже незначний, тому атомне ядро жодним чином не впливає на розмір атомів. Радіус атомів повністю обумовлюється розміром електронної оболонки, а точніше — числом електронних шарів (енергетичних рівнів).

В атомів хімічних елементів одного періоду число електронних шарів, що заповнюється, однакове, адже й радіус їхніх атомів має бути однаковим. Проте в періоді зі збільшенням порядкового номера хімічного елемента заряд ядра послідовно зростає. Електрони зі збільшенням заряду ядра притягуються до нього сильніше, і тому в періоді радіус атомів поступово зменшується.

У головних підгрупах зі збільшенням порядкового номера елемента (згори вниз) зростає число зайнятих енергетичних рівнів. Саме тому радіус атомів хімічних елементів однієї групи збільшується.

Зміна радіусів атомів у групах пояснює зміну металічних властивостей елементів однієї групи. Чим далі від ядра розташовані валентні електрони (електрони зовнішнього енергетичного рівня), тим менше вони притягуються до ядра, адже зовнішні електрони зі збільшенням радіуса легше віддавати, і це призводить до того, що металічні властивості, які обумовлені здатністю елементів віддавати електрони, у групах зростають. Водночас неметалічні властивості елементів у групах зі збільшенням радіуса атомів (порядкового номера) зменшуються. Металічні властивості, таким чином, найбільш яскраво виражені в нижнього елемента підгрупи, а неметалічні — у верхнього.

З огляду на зміни металічних властивостей у періодах, можна стверджувати, що серед усіх хімічних елементів найбільш активним металічним елементом є Францій (оскільки Францій у природі не виявлений, а добутий штучно ядерним синтезом, то серед існуючих елементів найбільш активний металічний елемент — Цезій). А найбільш активний неметалічний елемент — Флуор.

 **Електронегативність хімічних елементів**

 Здатність атома притягувати валентні електрони інших атомів називають електронегативністю. Найсильніше притягують електрони атоми найбільш активних неметалічних елементів — Флуору, Оксигену, Хлору, — адже їм для завершення зовнішнього рівня не вистачає одного або двох електронів, І електрони, які вони будуть приймати, розташуються досить близько до ядра — на другому або третьому електронному шарі. Тому електронегативність цих елементів найбільша. Найлегше віддають електрони атоми активних металічних елементів, у першу чергу лужних: Літію, Натрію, Калію тощо. Вони характеризуються найменшою електронегативністю.

Оскільки електронегативність — це властивість, яка також пов’язана з прийомом-утратою електронів, то й змінюватися в Періодичній системі вона буде так само, як і металічні властивості: у періодах електронегативність збільшується зліва направо, а в групах знизу вгору, адже елемент із найбільшою електронегативністю — Флуор, а з найменшою — Цезій.

Спосіб кількісного визначення електронегативності вперше розробив американський хімік Лайнус Полінг. За шкалою Полінга, електронегативність Флуору становить 3,98 (округлено 4), на другому місці перебуває Оксиген (3,44), на третьому — Хлор (3,16). Гідроген і типові неметалічні елементи розташовані посередині шкали; значення їхніх електронегативностей приблизно дорівнюють 2. Активні металічні елементи мають значення електронегативностей менші, ніж 1,6.

**Умови виникнення хімічного зв’язку**

 Хімічний зв’язок — це взаємодія атомів, здійснювана шляхом обміну електронами або їхнім переходом від одного атома до іншого.

Не всі атоми можуть взаємодіяти між собою. Буває так, що при зближенні атомів та перекриванні їхніх електронних орбіталей молекула не утворюється. Наприклад, якщо два атоми Гелію наближаються один до одного, то загальна енергія увесь час збільшується, і молекула Не2 утворитися не може.

Електронні оболонки атомів інертних газів відзначаються особливою стійкістю, чим і пояснюється їхня хімічна інертність. Атоми всіх інших елементів при утворенні хімічного зв’язку прагнуть змінити електронну оболонку до конфігурації найближчого інертного газу, віддаючи або приєднуючи електрони. Тільки в цьому разі утворюються стійкі молекули. Це твердження називають правилом, октету Льюїса.

**Утворення ковалентного зв’язку**

 При утворенні хімічного зв’язку атоми прагнуть до того, щоб на їхньому зовнішньому енергетичному рівні було два (у випадку з Гідрогеном) або вісім (октет) електронів. Цього можна досягти кількома способами. Найпоширеніший з них полягає в об’єднанні неспарених електронів у спільні електронні пари, які одночасно належать обом атомам.

Хімічний зв’язок, що виникає внаслідок утворення спільних електронних пар, називають ковалентним.

У найпростішому з відомих атомів — атомі Гідрогену — на зовнішньому електронному рівні перебуває один електрон: при зображенні утворення хімічного зв’язку заведено позначати електрони зовнішнього енергетичного рівня (валентні електрони) крапкою або хрестиком: Н•.

Такі формули називають формулами Льюїса, або електронно-крапковими формулами. За допомогою таких формул утворення молекули Н2 можна записати у вигляді схеми:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image121.jpg

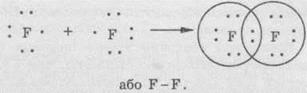
Таким чином, кожний атом Гідрогену віддає свій валентний електрон у спільне користування. При цьому утворюється спільна електронна пара, що одночасно однаковою мірою належить обом атомам Гідрогену. Кожен атом Гідрогену завдяки цьому має електронну конфігурацію інертного газу (атома Гелію), тобто повністю заповнений зовнішній електронний шар, що обумовлює стійкість молекули водню.

Спільну електронну пару, яка обумовлює хімічний зв’язок, можна позначити рискою. Таким чином, отримуємо структурну формулу водню:

Н - Н.

Атоми неметалів другого періоду прагнуть доповнити електронну оболонку до октету. Атом Флуору містить на зовнішньому рівні сім електронів — три електронні пари та один неспарений електрон.

До завершення зовнішнього рівня атому Флуору не вистачає одного електрона, тому кожен з атомів віддає в спільне користування по одному неспареному електрону:

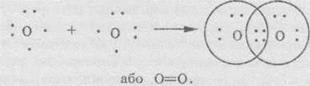


Таким чином, кожний з атомів одержує на зовнішньому рівні по вісім електронів (октет), з яких два перебувають у спільному користуванні, а шість (три пари) не беруть участі в утворенні хімічного зв’язку й належать лише одному атому (неподілені електронні пари).

**Утворення подвійного та потрійного зв’язків**

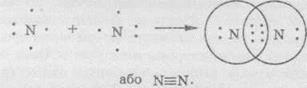
 При взаємодії двох атомів, кожний з яких має кілька неспарених електронів, утворюється відразу кілька спільних електронних пар. Прикладом може слугувати молекула кисню O2. В атомі Оксигену на зовнішньому рівні перебуває шість електронів: дві електронні пари й два неспарені електрони.

Ці неспарені електрони беруть участь в утворенні двох спільних електронних пар:



Такий хімічний зв’язок називають подвійним і позначають двома рисками. Зв’язок, утворений однією парою електронів, називають одинарним (або ординарним, тобто звичайним).

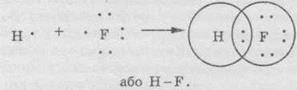
В атомах Нітрогену на зовнішньому електронному рівні перебуває три неспарені електрони. Завдяки їм при утворенні молекули азоту N2 утворюються три спільні електронні пари:



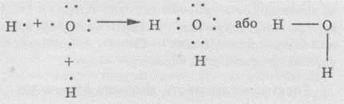
Зв’язок у молекулі азоту називають потрійним.

 **Утворення зв’язку між різними атомами**

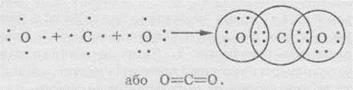
 У молекулі фтороводню HF атом Гідрогену за рахунок «чужого» електрона завершує перший енергетичний рівень, а атом Флуору F — другий:



Якщо в одному атомі є кілька неспарених електронів, то він може утворювати ковалентні зв’язки відразу з кількома атомами. У молекулі води атом Оксигену утворює два ковалентні зв’язки з двома атомами Гідрогену:



Між атомами різних елементів можуть також утворюватися і подвійні зв’язки. Наприклад, у молекулі вуглекислого газу СO2 між атомами Карбону й Оксигену:



У цьому разі кожний з атомів Оксигену утворює подвійний зв’язок, а атом Карбону — два подвійні зв’язки. **Полярність ковалентного зв’язку**

 У молекулах водню, фтору й фтороводню між атомами утворюється ковалентний зв’язок за рахунок утворення спільної електронної пари. Атоми різних хімічних елементів здатні притягувати валентні електрони інших атомів. Це явище називають електронегативністю. Однакові атоми однаково притягують електрони, тому в молекулах фтору й водню спільна електронна пара однаково притягується до обох атомів і належить їм обом однаковою мірою. Такий ковалентний зв’язок називають неполярним. У всіх простих речовинах, утворених неметалами (наприклад, Н2, N2, O2, S2), хімічні зв’язки неполярні.

Атоми Гідрогену та Флуору притягують електрони по-різному. У Флуора електронегативність більша, ніж у Гідрогену, тому атоми Флуору дужче притягують, спільну електронну пару, аніж атоми Гідрогену. Це призводить до зміщення спільної електронної пари в бік атома Флуору й збільшення на ньому електронної густини. Спільна електронна пара, зокрема й електрон, що віддав у спільне користування атом Гідрогену, більше часу проводить на атомі Флуору, аніж на атомі Гідрогену. Як наслідок, на атомі Флуору з’являється частковий надлишковий негативний заряд, оскільки заряд його ядра не може компенсувати заряд нового електрона. А на атомі Гідрогену навпаки: електронна густина зменшується, тому на ньому з’являється позитивний заряд, оскільки заряд ядра атома Гідрогену тепер не повністю компенсується електроном:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image135.jpg

Літера δ означає, що заряд на атомах менший від заряду електрона й має нецілочисельне значення. Заряд на атомі Гідрогену точно дорівнює заряду на атомі Флуору, але з іншим знаком, і в сумі заряд молекули дорівнює нулю, тобто молекула залишається електронейтральною.

Ковалентний зв’язок, утворений між атомами різних елементів, називають полярним (тому що в молекулі з’являються полюси електричного заряду). У ковалентному полярному зв’язку спільна електронна пара зміщена до того атома, який дужче притягує електрони, тобто до атома з більшою електронегативністю. Чим сильнішим є це зміщення, тим більша полярність зв’язку. Чим більшою є різниця електронегативностей, тим сильніше спільна електронна пара зміщена до більш електронегативного атома й тим більша полярність ковалентного зв’язку.

Для того щоб зв’язок залишався ковалентним, різниця електронегативностей не повинна перевищувати 2 (за шкалою Полінга).

**Довжина зв’язку**

Відстань між ядрами зв’язаних атомів називають довжиною зв’язку. Атоми зближаються на таку відстань, при якій досягається найбільше перекривання їхніх електронних орбіталей, а енергія молекули стає мінімальною. Довжина зв’язку співмірна з розмірами атомів і зазвичай становить 0,1—0,2 нм.

Довжина зв’язку залежить від радіуса атомів. Чим більші радіуси атомів, тим більшою є довжина зв’язку між ними. Так, у ряді галогенів зі збільшенням порядкового номера збільшується радіус атомів унаслідок того, що в електронній оболонці атомів галогенів збільшується число енергетичних рівнів. Тому в ряді галогеноводнів збільшується довжина зв’язку: від найменшої у фтороводню до найбільшої в йодоводню.

Довжина зв’язку залежить від кратності зв’язку (числа спільних електронних пар між двома атомами). Чим більшою є кратність зв’язку, тим менша відстань між атомами. В атомів хімічних елементів другого періоду радіуси атомів приблизно однакові, але в ряді фтор F2 — кисень О2 — азот N2 довжина зв’язку в молекулах істотно зменшується, тому що в молекулі фтору одинарний зв’язок, кисню — подвійний, а азоту — потрійний.

**Енергія зв’язку**

Енергія зв’язку — це кількість енергії, необхідна для розриву 1 моль однакових зв’язків. Енергія зв'язку (Е) вимірюється в кДж/моль.

Енергія зв’язку залежить, у першу чергу, від природи атомів, що утворюють зв’язок, а також від довжини зв’язку та її кратності. Чим меншою є довжина зв’язку, тим ближче розташовані атоми й тим сильніше вони взаємодіють один з одним, тим вища енергія їхнього зв’язку. У молекулах галогеноводнів від фтороводню до йодоводню довжина зв’язку збільшується, значить енергія зв’язку зменшується: від найбільш сильної у фтороводню до найбільш слабкої в йодоводню.

Енергія зв’язку залежить також від його кратності: потрійний зв’язок міцніший за подвійний, а подвійний міцніший, ніж одинарний.

﻿**Утворення іонного зв’язку**

 Іонний зв'язок за механізмом утворення нагадує ковалентний, але має принципову відмінність: у речовинах з іонним зв’язком атоми жорстко не з’єднуються один з одним, а просто притягуються електростатичними взаємодіями.

Атоми лужних металів, наприклад Натрію, у хімічних реакціях легко віддають валентні електрони й перетворюються в іони з електронною конфігурацією інертного газу:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image137.jpg

Атоми галогенів — типові неметалічні елементи — у хімічних реакціях приймають електрони й перетворюються в іони з електронною конфігурацією найближчого інертного газу:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image139.jpg

При взаємодії двох атомів, один з яких віддає електрон, а інший його приймає, електрон переходить від одного атома до іншого. Атом, що віддав електрон, перетворюється на позитивно заряджений іон (катіон), а атом, що прийняв електрон,— на негативно заряджений іон (аніон).

Між цими різнойменно зарядженими іонами виникає електростатичне притягування, сила якого залежить від зарядів іонів та їхніх радіусів.

Хімічний зв’язок, що виникає в результаті притягування протилежно заряджених іонів, називається іонним.

**Критерій утворення іонного зв’язку**

 Утворення іонного зв’язку можна також розглядати й з точки зору утворення спільної електронної пари:



Але атоми Натрію й Хлору суттєво відрізняються за електронегативністю й атом Хлору настільки сильніше притягує спільну електронну пару, що вона повністю переходить до нього, а атому Натрію вже не належить. Таким чином, електрон, що перебував на зовнішньому рівні атома Натрію, утворює спільну електронну пару й переходить у повну власність атома Хлору. Атом Натрію втрачає один електрон і перетворюється на іон, а атом Хлору, навпаки, здобуває один електрон і також перетворюється на іон, але з протилежним зарядом.

Іонний зв’язок можна розглядати як граничний випадок ковалентного полярного зв’язку, коли спільна електронна пара повністю перейшла до одного з атомів. Іонний зв’язок утворюється між атомами елементів з великою різницею між їхніми значеннями електронегативностей, зазвичай між атомами типових металічних і неметалічних елементів. Умовно вважають, що зв’язок є іонним, якщо різниця електронегативностей двох елементів перевищує 2. Якщо ж різниця між електронегативностями елементів менша, аніж 2, то зв’язок вважають ковалентним полярним.

Іонний зв’язок характерний для основних оксидів, лугів та солей.

**Ступінь окиснення**

 Ступінь окиснення — це умовний заряд на атомі в молекулі або кристалі, який би виник на ньому, коли б усі полярні зв’язки, утворені ним, мали іонний характер.

На відміну від валентності, ступінь окиснення може бути позитивним, негативним або дорівнювати нулю. У найпростіших іонних сполуках ступінь окиснення збігається із зарядами іонів. Наприклад, у натрій хлориді NaCl (Na+Cl-) Натрій має ступінь окиснення +1, а Хлор -1, у кальцій оксиді СаО (Са+2О-2) Кальцій виявляє ступінь окиснення +2, а Оксисен - -2. Це правило поширюється на всі основні оксиди: ступінь окиснення металічного елемента дорівнює заряду іона металу (Натрію +1, Барію +2, Алюмінію +3), а ступінь окиснення Оксигену дорівнює -2. Ступінь окиснення позначають арабськими цифрами, які ставлять над символом елемента, подібно до валентності, причому спочатку вказують знак заряду, а потім його чисельне значення:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image143.jpg

Якщо модуль ступеня окиснення дорівнює одиниці, то число «1» можна не ставити й писати тільки знак: Na+Cl-.

Ступінь окиснення й валентність — споріднені поняття. У багатьох сполуках абсолютна величина ступеня окиснення елементів збігається з їхньою валентністю. Однак існує чимало випадків, коли валентність відрізняється від ступеня окиснення.

У простих речовинах — неметалах існує ковалентний неполярний зв’язок, спільна електронна пара не зміщується до жодного з атомів, тому ступінь окиснення елементів у простих речовин завжди дорівнює нулю. Але атоми один з одним зв’язані, тобто проявляють певну валентність, як, наприклад, у кисні валентність Оксигену дорівнює II, а в азоті валентність Нітрогену — III:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image145.jpg

У молекулі гідроген пероксиду валентність Оксигену також дорівнює II, а Гідрогену — І:

Н–О–О-Н.

Але ступінь окиснення Оксигену в цій сполуці дорівнює -1.

Хоча ступінь окиснення й валентність — різні поняття, іноді їх уживають одне замість іншого. Так, якщо говорять про те, що валентність Натрію в натрій хлориді дорівнює І, то мають на увазі ступінь окиснення Натрію, що дорівнює +1. У загалі металічні елементи рідко утворюють ковалентні зв’язки, тому під валентністю металічних елементів у сполуках мають на увазі їхній ступінь окиснення. Наприклад, називаючи речовину ферум(ІІІ) оксидом, мають на увазі, що Ферум у цій сполуці проявляє ступінь окиснення +3.

**Визначення можливих ступенів** **окиснення елементів**

Ступені окиснення, які елементи можуть проявляти в різних сполуках, у більшості випадків можна визначити за будовою зовнішнього електронного рівня або за місцем елемента в Періодичній системі.

Атоми металічних елементів можуть тільки віддавати електрони, тому в сполуках вони проявляють позитивні ступені окиснення. Його абсолютне значення в багатьох випадках (за винятком d-елементів) дорівнює числу електронів на зовнішньому рівні, тобто номеру групи в Періодичній системі. Атоми d-елементів можуть віддавати також електрони з передзовнішнього рівня, а саме — з незаповнених d-орбіталей. Тому для d-елементів визначити всі можливі ступені окиснення значно складніше, ніж для s- і р-елементів. З упевненістю можна стверджувати, що більшість d-елементів виявляють ступінь окиснення +2 завдяки електронам зовнішнього електронного рівня, а максимальний ступінь окиснення в більшості випадків дорівнює номеру групи.

Атоми неметалічних елементів можуть виявляти як позитивні, так і негативні ступені окиснення, залежно від того, з атомом якого елемента вони утворюють зв’язок. Якщо елемент більш електронегативний, то він проявляє негативний ступінь окиснення, а якщо менш електронегативний — позитивний.

Абсолютне значення ступеня окиснення неметалічних елементів можна визначити за будовою зовнішнього електронного шару. Атом здатний прийняти стільки електронів, щоб на його зовнішньому рівні розташувалося вісім електронів: неметалічні елементи VII групи приймають один електрон і виявляють ступінь окиснення -1, VI групи — два електрони й виявляють ступінь окиснення -2 тощо.

Неметалічні елементи здатні віддавати різне число електронів: щонайбільше стільки, скільки розташовано на зовнішньому енергетичному рівні. Інакше кажучи, максимальний ступінь окиснення неметалічних елементів дорівнює номеру групи. Завдяки промотуванню електронів на зовнішньому рівні атомів число неспарених електронів, які атом може віддавати в хімічних реакціях, буває різним, тому неметалічні елементи здатні виявляти різні проміжні значення ступеня окиснення.

Можливі ступені окиснення s- і р-елементів

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Група ПС | 1 | II | III | IV | V | VI | VII |
| Вищий ступінь окиснення | +1 | +2 | +3 | +4 | +5 | +6 | +7 |
| Проміжний ступінь окиснення |  |  |  | +2,  0 | +3,  0 | +4,  +2,  0 | +5,  +3,  +1,  0 |
| Нижчий ступінь окиснення | 0 | 0 | 0 | -4 | -3 | -2 | -1 |

**Визначення ступенів окиснення в сполуках**

Будь-яка молекула електронейтральна, тому сума ступенів окиснення атомів усіх елементів повинна дорівнювати нулю. Визначимо ступінь окиснення в сульфур(ІV) оксиді SO2 тауфосфор(V) сульфіді P2S5.

Сульфур(ІV) оксид SO2 утворений атомами двох елементів. З них електронегативність більша в Оксигену, тому атоми Оксигену будуть мати негативний ступінь окиснення. Для Оксигену він дорівнює -2. У цьому разі Сульфур виявляє позитивний ступінь окиснення. У різних сполуках Сульфур може виявляти різні ступені окиснення, тому в цьому разі його необхідно обчислити. У молекулі SO2 два атоми Оксигену зі ступенем окиснення -2, тому спільний заряд атомів Оксигену дорівнює -4. Для того, щоб молекула була електронейтральною, атом Сульфуру має повністю нейтралізувати заряд обох атомів Оксигену, тому ступінь окиснення Сульфуру дорівнює +4:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image147.jpg

У молекулі фосфор(V) сульфіду P2S5 більш електронегативним елементом є Сульфур, тобто він виявляє негативний ступінь окиснення, а Фосфор — позитивний. Для Сульфуру негативний ступінь окиснення становить тільки -2. Разом п’ять атомів Сульфуру несуть негативний заряд, що дорівнює -10. Тому два атоми Фосфору мають нейтралізувати цей заряд зі спільним зарядом +10. Оскільки атомів Фосфору в молекулі два, то кожний повинен мати ступінь окиснення +5:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image149.jpg

Складніше обчислювати ступінь окиснення не в бінарних сполуках — солях, основах та кислотах. Але для цього також слід скористатися принципом електронейтральності, а ще пам’ятати про те, що в більшості сполук ступінь окиснення Оксигену становить -2, Гідрогену +1.

Розгляньмо це на прикладі калій сульфату K2SO4. Ступінь окиснення Калію в сполуках може бути тільки +1, а Оксигену -2:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image151.jpg

Із принципу електронейтральності обчислюємо ступінь окиснення Сульфуру:

2 (+1) + 1 (х) + 4 (-2) = 0, звідки х = +6.

При визначенні ступенів окиснення елементів у сполуках слід дотримуватися таких правил:

1. Ступінь окиснення елемента в простій речовині дорівнює нулю.

2. Флуор — найбільш електронегативний хімічний елемент, тому ступінь окиснення Флуору у всіх сполуках дорівнює -1.

3. Оксиген — найбільш електронегативний елемент після Флуору, тому ступінь окиснення Оксигену у всіх сполуках, окрім фторидів, негативний: у більшості випадків він дорівнює -2, а в пероксидах - -1.

4. Ступінь окиснення Гідрогену в більшості сполук дорівнює +1, а в сполуках з металічними елементами (гідридах) - -1.

5. Ступінь окиснення металів у сполуках завжди позитивний.

6. Більш електронегативний елемент завжди має негативний ступінь окиснення.

7. Сума ступенів окиснення всіх атомів у молекулі дорівнює нулю.

**ХІМІЧНИЙ ЗВ’ЯЗОК І БУДОВА РЕЧОВИНИ**

**Металічний зв’язок**

Метали мають низку спільних фізичних властивостей:

— добру електропровідність;

— добру теплопровідність;

— металічний блиск;

— добру пластичність (ковкість);

— зазвичай високу твердість;

— як правило, перебувають у твердому агрегатному стані.

Такі спільні фізичні властивості металів обумовлені наявністю в металів особливого типу хімічного зв’язку — металічного. Наявність таких властивостей, як електропровідність і теплопровідність, указує на значну рухливість електронів у металах.

Атоми металів на зовнішньому електронному рівні мають невелику кількість електронів, які досить слабко взаємодіють з ядром, отже, можуть легко віддаватися. Таким чином, кожний атом металу віддає в спільне користування щонайменше по одному електрону зі свого зовнішнього електронного рівня. Усі електрони можуть вільно переміщатися по всьому металічному кристалу й утворюють так званий «електронний газ». Присутністю вільних електронів та їхнім рухом по всьому зразку металу пояснюється значна електропровідність, теплопровідність металів та їхній характерний металічний блиск.

Металічний зв’язок має схожі риси з іншими видами хімічного зв’язку — іонного та ковалентного. Спільність електронів різних атомів металів та утворення спільної електронної хмари є ознаками подібності металічного зв’язку з ковалентним. Однак у металах ці електрони не належать окремим атомам, а є спільними для всіх атомів у межах одного кристала. Це істотно відрізняє металічний зв’язок від ковалентного. Атоми металів у металічних кристалах існують у вигляді позитивно заряджених іонів, утримувані в простій речовині хмарою спільних електронів. Цим металічний зв’язок нагадує іонний. Проте в іонному кристалі існують і позитивно, і негативно заряджені іони, а в металічному тільки позитивно заряджені, заряд яких компенсується електронами.

**Кристалічні й аморфні речовини**

Речовини, які нас оточують, як правило, перебувають у твердому агрегатному стані. Більшість фізичних властивостей речовин обумовлюється їхньою внутрішньою будовою. За внутрішньою будовою та фізичними властивостями розрізняють два стани твердих речовин — аморфний і кристалічний.

Аморфні речовини не утворюють правильної геометричної структури, являючи собою структури з неупорядкованим розташуванням частинок (атомів або молекул). На відміну від кристалічних речовин, які мають цілком певну температуру плавлення, аморфні речовини плавляться в широкому інтервалі температур. При нагріванні вони поступово розм’якшуються, потім починають розтікатися й, зрештою, стають рідкими. Іноді аморфні речовини розглядають як рідини з дуже великою в’язкістю. На відміну від кристалічних речовин, які характеризуються правильною повторюваністю розташування атомів на великих відстанях, в аморфних речовинах, подібно до рідин, частинки розташовані хаотично. Прикладами аморфних речовин є скло та смоли.

Деякі речовини можуть перебувати і в кристалічному, і в аморфному станах,— наприклад сірка, силіцій(ІV) оксид тощо. Багато речовин можуть бути переведені з аморфного стану в кристалічний і навпаки. Так, аморфне скло при зберіганні «розскляновується», тобто в ньому з’являються дрібні кристалики. Унаслідок цього старе скло при нагріванні розбивається й тріскається легше й частіше, аніж щойно виготовлене. Аморфні речовини найбільше відрізняються від кристалічних за фізичними властивостями.

Переважній більшості твердих речовин притаманна кристалічна будова. Кожна кристалічна речовина має певну, характерну для неї форму кристалів. Якщо кристалічну речовину подрібнити, то її кристали розпадуться на окремі шматочки, кожен з яких зберігатиме, хоча б частково, форму вихідного кристала.

У кристалічних речовинах частинки, з яких побудовані кристали, розташовуються в просторі в певному порядку й утворюють просторову кристалічну ґратку. Кристалічна ґратка побудована з однакових, постійно повторюваних структурних одиниць, індивідуальних для кожного кристала. Таку структурну одиницю називають елементарною коміркою. Найпростіша елементарна комірка містить 8 вузлів у вершинах куба.

Залежно від характеру частинок, які утворюють кристал, і від типу хімічного зв’язку між ними розрізняють чотири типи кристалічних ґраток: металеву, іонну, молекулярну та атомну.

**Металічні структури**

 Атоми металічних елементів досить легко віддають електрони, тому у вузлах кристалічної ґратки металів перебувають іони металів, у просторі між якими вільно пересуваються електрони, що утворюють так званий електронний газ. Розміри всіх іонів однакові, тому іони в металах розташовані максимально щільно й утворюють найпростіші кристалічні структури. Металічні структури можуть утворювати як метали, так і деякі сполуки з металічним зв’язком, наприклад нітриди Титану й Хрому.

У металічних структурах електрони вільно пересуваються по всьому кристалу й у такий спосіб обумовлюють зв’язок між усіма позитивними іонами в кристалі. Завдяки такій поведінці електронів метали проявляють добру електро- і теплопровідність. Окремі шари іонів можна легко пересувати один щодо одного, тому що у всіх вузлах кристалічної комірки перебувають позитивні іони, які з’єднуються завдяки притягуванню до електронного газу. Цим обумовлюється пластичність (ковкість) металів.

**Іонні структури**

 Якщо у вузлах кристалічної ґратки розташовані іони, то таку решітку називають іонною. Різнойменно заряджені іони, які утворюють іонні кристали, утримуються вкупі електростатичними силами. Тому структура іонної кристалічної ґратки повинна забезпечувати їхню електричну нейтральність. Навколо кожного іона в іонній кристалічній ґратці перебуває певна кількість інших іонів (протилежних за знаком). Так, у кристалічній ґратці натрій хлориду кожен іон Na+ оточений шістьма іонами Сl-. Аналогічно, кожен іон Сl- оточений шістьма іонами Na+. Іонні кристалічні ґратки характерні для речовин з іонним зв’язком.

Оскільки число зв’язків в іонних кристалах дуже велике, то всі іони міцно зв’язані один з одним. Для того щоб їх зруйнувати, необхідно витратити велику кількість енергії. Тому іонні сполуки при кімнатній температурі тверді, а плавляться й киплять лише при сильному нагріванні.

Речовини з іонною кристалічною ґраткою мають порівняно високу твердість. Вони нелеткі, тому не мають запаху. Але, на відміну від металічних структур, іонні кристали є крихкими, оскільки навіть невелике зміщення шарів у кристалі наближає один до одного однойменно заряджені іони, відштовхування між якими призводить до розриву іонних зв’язків і, як наслідок, до появи тріщин у кристалі або навіть до його руйнування.

Хоча в іонних кристалах є готові носії електричного заряду (катіони й аніони), у твердому стані іонні сполуки не проводять електричний струм, тому що всі іони жорстко закріплені на своєму місці й не можуть вільно пересуватися по кристалу. Але якщо нагріти й перевести іонну сполуку в рідкий стан (розплавити), то всі іони стають рухливими, і тому розплави іонних сполук добре проводять електричний струм. Електричний струм проводять не тільки їхні розплави, але й розчини. Багато іонних сполук легко розчиняються у воді.

 **Молекулярні структури**

 У вузлах молекулярних кристалічних ґраток розташовані молекули, які зв’язані між собою слабкими міжмолекулярними силами. Наприклад, лід складається з молекул води, які втримуються разом у кристалічній ґратці водневими зв’язками. Йод також існує у вигляді молекулярних кристалів. Вузли кристалічної ґратки йоду зайняті двохатомними молекулами йоду І2. Хлор і бром утворюють подібні структури при більш низьких температурах (у звичайних умовах хлор — газ, а бром — рідина). Таку саму структуру має твердий вуглекислий газ («сухий лід»). Молекулярну структуру має ще цілий ряд неорганічних сполук (наприклад, твердий амоніак), а також більшість органічних сполук (наприклад, твердий метан, етиловий спирт, бензол, фенол, нафталін тощо). Молекулярні структури можуть утворювати речовини тільки з ковалентними зв’язками.

Окремі молекули, розташовані у вузлах кристалічної ґратки, зв’язані між собою слабкими силами, значно слабшими, аніж хімічні зв’язки в молекулі. їх легко зруйнувати, тому речовини з молекулярною решіткою є крихкими й мають невисокі значення температур плавлення та кипіння. Чимало речовин з молекулярною структурою у звичайних умовах перебувають у рідкому або газоподібному станах (хлор, хлороводень, кисень — гази, вода, фтороводень, сульфатна кислота, органічні розчинники — рідини). Деякі з молекулярних речовин при нагріванні можуть переходити з твердого в газоподібний стан, оминаючи рідкий (піддаються сублімації), наприклад йод, вуглекислий газ, нафталін.

Розчинність таких речовин у воді залежить від типу зв’язку в їхніх молекулах. Речовини з ковалентним неполярним або слабко-полярним зв’язком у воді не розчиняються, а більшість речовин з ковалентним полярним зв’язком розчиняються у воді більшою або меншою мірою. Молекули речовин не містять вільних носіїв електричного заряду, тому ні в рідкому, ні у твердому стані молекулярні структури електричний струм не проводять.

**Атомні структури**

На відміну від іонних та металічних кристалів, які складаються з іонів, а також на відміну від молекулярних кристалів, які складаються з молекул, атомні кристали мають решітку, побудовану з атомів, з’єднаних один з одним міцними ковалентними зв’язками. У таких структурах неможливо виділити структурну одиницю, яку можна називати молекулою, кожен кристал являє собою одну велику молекулу. Саме тому такі кристали називають ще надмолекулярними.

Усі атоми в атомних структурах міцно зв’язані один з одним ковалентними зв’язками. Щоб їх зруйнувати, необхідна дуже велика кількість енергії. Саме тому речовини з атомною кристалічною ґраткою мають дуже високі температури плавлення й кипіння. Вони нерозчинні у воді та в інших розчинниках. Атоми в кристалічній ґратці повинні розташовуватися тільки в чітко визначених місцях і на визначеній відстані один від одного. Зсув атома зі свого місця призводить до руйнування ковалентного зв’язку, а для цього потрібно багато енергії. Тому речовини з атомною решіткою дуже тверді, непластичні й некрихкі.

Атомну кристалічну ґратку має алмаз — найтвердіша речовина серед усіх відомих речовин. Атоми Карбону утворюють чотири одинарні ковалентні зв’язки, спрямовані до вершин правильного тетраедра, у центрі якого розташовується атом Карбону. Таким чином, із цим центральним атомом можуть бути зв’язані чотири інші атоми Карбону. Кожен із них зв’язується ще з трьома іншими атомами Карбону і т. д. У такий спосіб утворюється тривимірна решітка, складена тільки з атомів Карбону. Подібну решітку утворюють атоми Силіцію та Оксигену у кварці.

Графіт також має атомну кристалічну ґратку, але, на відміну від алмазу й кварцу, у графіті кожний атом Карбону утворює три ковалентні зв’язки з трьома іншими атомами Карбону; при цьому утворюється плоска «сітка із шестикутників». Кожний із шарів, утворений атомами Карбону, характеризується ковалентними зв’язками всередині кожного шару, а шари зв’язані один з одним слабкими зв’язками. Через це шари можна легко змістити один щодо одного, доклавши зовсім невелике зусилля. Цим пояснюються, наприклад, «писальні» властивості графіту. На відміну від алмазу, графіт добре проводить електричний струм, але його електрони можуть пересуватися тільки в одному напрямку: вздовж площини шестикутників, а навпаки — у перпендикулярному напрямку — графіт майже не проводить електричний струм.

**Будова простих речовин і місце елементів у Періодичній системі**

 Оскільки тип хімічного зв’язку залежить від електронної конфігурації атомів, то закономірності в будові атомів впливають і на будову та фізичні властивості утворених ними простих речовин.

 Місце s- та р-елементів у Періодичній системі й типи кристалічних ґраток їхніх простих речовин.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Період | Група | | | | | | | |
| І | ІІ | III | IV | V | VI | VII | VIII |
| 1 |  |  |  |  |  |  | H2 | He |
| 2 | Li | Ве | В | С | N2 | O2 | F2 | Ne |
| 3 | Na | Mg | Аl | Si | P4 | S8 | Cl2 | Ar |
| 4 | К | Са | Ga | Ge | As | Se | Br2 | Kr |
| 5 | Rb | Sr | In | Sn | Sb | Те | I2 | Xe |
| Тип кристалічної ґратки | Металічна | | | Атомна | |  | Молекулярна | |

﻿**Класифікація хімічних реакцій**

**Класифікація за числом та складом вихідних реагентів і продуктів реакції**

 Реакція сполучення — реакція, внаслідок якої з кількох речовин з відносно простим складом утворюється одна велика речовина з більш складною структурою.

А + В + С = D.

Як правило, такі реакції супроводжуються виділенням тепла. Найбільш характерні реакції сполучення для взаємодії простих речовин:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image153.jpg

Також вони характерні й для складних сполук. Наприклад, для реакцій взаємодії оксидів з водою або основним оксидом з кислотним.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image155.jpg

Реакції розкладу призводять до утворення кількох речовин з однієї складної речовини:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image157.jpg

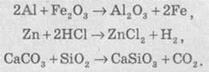
Продуктами реакції розкладу можуть бути як складні речовини, так і прості:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image159.jpg

У реакціях заміщення атом одного елемента заміщає атом або групу атомів у складній сполуці:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image161.jpg

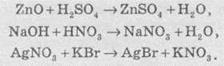
У реакціях заміщення зазвичай одна проста речовина реагує зі складною з утворенням іншої простої речовини й іншої сполуки:



До реакцій обміну належать реакції, в яких дві сполуки обмінюються своїми складовими частинами (атомами або групами атомів):

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image165.jpg

Це найпоширеніша група реакцій між склад ними речовинами, зокрема, між кислотами, основами та оксидами.



Зазвичай ці реакції відбуваються тоді, коли в результаті утворюється газувата речовина, осад або малодисоціювальна речовина, зокрема вода.

**Класифікація за числом фаз, в яких перебувають учасники реакцій**

 Реагенти, що беруть участь у хімічній реакції, можуть перебувати в однакових агрегатних станах та різних. Залежно від того, чи існує між реагентами межа поділу, реакції поділяють на дві групи.

Гомогенні реакції. До них належать реакції між газуватими речовинами або між розчиненими речовинами.

Гетерогенні реакції. До них належать реакції, в яких реагенти перебувають у різних фазах (тобто між речовинами існує межа поділу). Наприклад:

Реакції між газом та рідиною:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image169.jpg

Реакції між газами й твердими речовинами:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image171.jpg

Реакції між твердими речовинами й рідинами (розчинами):

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image173.jpg

**Класифікації за можливістю протікання реакції в прямому й зворотному напрямках**

 Оборотними називають реакції, продукти яких здатні реагувати один з одним у тих самих умовах, в яких вони отримані, з утворенням вихідних речовин. Наприклад, при нагріванні йодоводню до температури 500 °С 24% його розпадається на йод та водень: 2НІ → Н2 + І2.

Якщо ж у тому самому просторі нагріти однакові кількості йоду й водню до 500 °С, то 76 % їх сполучаються й утворюють йодоводень:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image175.jpg

Для оборотних реакцій у рівнянні прийнято записувати замість знака рівності двонаправлену стрілку. Цим підкреслюють, що в тих самих умовах проходить як пряма реакція, так і оборотна.

Необоротними називають такі хімічні процеси, продукти яких не здатні реагувати один з одним з утворенням вихідних речовин. Прикладами необоротних реакцій можуть слугувати реакції розкладу калій перманганату при нагріванні:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image177.jpg

Органічні реакції в більшості випадків є оборотними, на відміну від неорганічних.

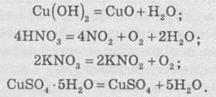
**Класифікація за тепловим ефектом**

 За тепловим ефектом реакції належать або до екзотермічних (реакції з виділенням теплоти) або до ендотермічних (реакції з поглинанням теплоти).

**Тепловий ефект хімічної реакції. Термохімічні рівняння**

 Велика кількість хімічних процесів відбувається з виділенням енергії, зокрема горіння (реакція, що відбувається з виділенням теплоти й світла). Існує й чимало інших реакцій, при проходженні яких виділяється теплота.

Є реакції, в яких теплота поглинається. їхнє здійснення потребує нагрівання. До таких реакцій належать реакції розкладу гідроксидів, оксигеновмісних кислот, їхніх солей, кристалогідратів:



Якщо припинити нагрівання, то припиняється й реакція. З іншого боку, реакції, які протікають із виділенням теплоти, часто відбуваються мимовільно. Щоправда, у більшості випадків їх треба ініціювати (наприклад, підпалити речовину), після чого вони будуть проходити без сторонньої допомоги.

Усі реакції відбуваються з певним тепловим ефектом — або з виділенням теплоти, або з його поглинанням. Якщо кількість теплоти незначна, то помітити тепловий ефект реакції досить важко.

Реакції, в яких теплота виділяється, називають екзотермічними, а реакції, в яких теплота поглинається,— ендотермічними.

Показати виділення або поглинання теплоти можна в хімічному рівнянні:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image181.jpg

(«+Q» означає, що теплота виділяється);

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image183.jpg

(«-Q» означає, що теплота поглинається).

**Причина виділення або поглинання теплоти під час хімічної реакції**

 Кожна речовина має свою внутрішню енергію, яку неможливо виміряти. Вона складається з енергій усіх частинок речовини — атомів, молекул, іонів та енергій хімічних зв’язків між ними. Енергія кожної частинки у свою чергу має кілька складників. Серед них — кінетична енергія, тому що частинка може рухатися, обертатися (якщо речовина є газом або рідиною) або коливатися (якщо речовина тверда), та енергія електронів в атомі. Якщо сумарна внутрішня енергія реагентів перевищує сумарну внутрішню енергію продуктів, то різниця енергії виділяється під час реакції у вигляді тепла, а якщо вона нижча, то відбувається поглинання теплоти. Різниця цих енергій і становить тепловий ефект реакції.

Тепловий ефект реакції залежить від кількох факторів. Один із них — це природа речовин, що беруть участь у реакції. Так, розклад нітроген(ІІ) оксиду відбувається з виділенням теплоти:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image185.jpg

а меркурій(ІІ) оксиду — з поглинанням теплоти:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image187.jpg

Другий фактор — це маса речовин. Чим більша маса речовин, тим більше виділяється або поглинається теплоти.

Якщо літеру «Q» замінити числовим значенням теплового ефекту, то ми одержимо термохімічне рівняння:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image189.jpg

Записане в першому рівнянні значення теплового ефекту відповідає участі в реакції 1 моль кальцій карбонату й утворенню 1 моль кальцій оксиду й 1 моль карбон(ІV) оксиду.

Велика кількість реакцій, у разі зміни умов, можуть відбуватися в протилежних напрямках. Так, кальцій карбонат при нагріванні розкладається, а за звичайних умов відбувається зворотна реакція — кальцій оксид реагує з вуглекислим газом:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image191.jpg

Ця реакція на відміну від ендотермічної реакції розкладання кальцій карбонату проходить із виділенням теплоти, тобто є екзотермічною. Значення її теплового ефекту буде таким самим, але з протилежним знаком:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image193.jpg

Тепловий ефект прямої реакції дорівнює тепловому ефекту зворотної реакції, але має протилежний знак.

﻿**Швидкість хімічної реакції**

 Хімічні реакції відрізняються одна від одної тривалістю їхнього протікання. Деякі хімічні реакції відбуваються миттєво (наприклад, вибух воднево-кисневої суміші, реакції обміну з утворенням осаду), інші — досить швидко (горіння речовин), треті — повільно (більшість реакцій розкладання, корозія металів). Зустрічаються й хімічні перетворення, помітити які внаслідок їхнього повільного протікання неможливо.

Кожна реакція має певну швидкість. Швидкість хімічної реакції позначають малою латинською літерою υ. Її оцінюють на підставі зміни числа частинок речовини (∆N) реагенту або продукту за одиницю часу. Для визначення швидкості реакції визначають зміну кількості речовини (∆n) продукту реакції або реагенту в певному об’ємі реакційної суміші (V):

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image195.jpg

Відношення ∆n/V (якщо об’єм виражений у літрах) є зміною молярної концентрації речовини (∆СМ). Розмірність швидкості реакції: моль/(л ∙ с).

**Вплив концентрації реагенту на швидкість реакції**

 Збільшення концентрації реагенту означає зростання кількості речовини реагенту в одиниці об’єму реакційної суміші, а значить — і числа його частинок. Збільшується число зіткнень цих частинок із частинками іншого реагенту, а це призводить до зростання швидкості реакції. Упродовж хімічної реакції реагент поступово витрачається, його концентрація зменшується. Тому згодом зменшується й швидкість реакції.

 **Вплив температури на швидкість реакції**

 З підвищенням температури швидкість реакції завжди збільшується. При підвищенні температури збільшується швидкість руху частинок рідкої, газуватої речовини або амплітуда їхніх коливань у твердій речовині. Це призводить до збільшення частоти зіткнень частинок реагентів, а значить і до зростання швидкості реакції.

Залежність швидкості реакції від температури описує правило Вант-Гофа: швидкість більшості реакцій при підвищенні температури на кожні 10 градусів зростає у 2—4 рази (залежно від конкретної реакції).

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image197.jpg

У цьому рівнянні число «γ» називають коефіцієнтом Вант-Гофа, або температурним коефіцієнтом реакції. Залежно від реакції температурний коефіцієнт набуває значень від 2 до 4.

**Залежність швидкості реакції** **від ступеня подрібнення реагентів**

 Зі збільшенням площі поверхні стикання частинки реагентів частіше зіштовхуються одна з одною, а значить швидкість реакції збільшується. Збільшити площу стикання реагентів можна за допомогою збільшення ступеня подрібнення речовин. Отже, чим краще подрібнені речовини, тим більша швидкість реакції між ними.

**Каталіз і каталізатори**

 Існують речовини, які здатні самою своєю присутністю в реактивній суміші змінювати швидкість хімічної реакції. Причому ці речовини в ході реакції самі не змінюються. Такі речовини називають каталізаторами, а саме явище зміни швидкості реакції в присутності речовини, яка після реакції залишається незмінною,— каталізом.

Найчастіше каталізатори використовують для прискорення швидкості реакції. Такий каталіз називають позитивним. Наприклад, у присутності сполук Купруму, Феруму, Нікелю, Мангану або Хрому реакція розкладання гідроген пероксиду відбувається значно швидше. Зазвичай дія каталізаторів є досить вибірковою, тобто для кожної реакції використовують свій каталізатор, що найкраще підходить для певної реакції.

Під дією каталізаторів швидкість реакції може й уповільнюватися. Таку дію називають негативним каталізом, а каталізатори — «інгібіторами». Інгібітори використовують для того, щоб сповільнити швидкість небажаних реакцій, наприклад для поліпшення схоронності при тривалому зберіганні нестійких речовин (реактивів, ліків тощо).

 **Механізм дії каталізаторів**

 Хоча каталізатор і не витрачається в процесі реакції, він бере участь у реакції як реагент, але одночасно відбувається інша реакція, у результаті якої він утворюється знову.

Розгляньмо поведінку каталізатора на прикладі реакції сірчистого газу з киснем:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image199.jpg

При будь-яких температурах і тисках вона відбувається з маленькою швидкістю й не доходить до кінця. Для цієї реакції використовують різні каталізатори, зокрема нітроген(ІІ) оксид. Ця сполука швидко вступає в реакцію з киснем:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image201.jpg

Нітроген(ІV) оксид, який утворюється, одразу ж реагує із сульфур (IV) оксидом:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image203.jpg

У результаті цієї реакції виділяється нітроген монооксид, тобто відбувається поновлення каталізатора.

Каталізатор не записують у хімічному рівнянні як реагент чи продукт реакції, а зазначають над стрілкою або над знаком рівності:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image205.jpg

Механізми більшості хімічних перетворень за участю каталізаторів ще не досліджені. Ці дослідження ускладнюються внаслідок великих швидкостей реакцій та нестійкості проміжних сполук. Над проблемою пошуку каталізаторів для різних реакцій працюють численні наукові лабораторії. Учені поки що не створили теорії, яка б дозволяла вгадувати речовини, що можуть каталізувати ту чи іншу реакцію.

Іноді заміна каталізатора призводить до зміни продуктів хімічної реакції. Так, у присутності алюміній оксиду спирт розкладається на етилен та воду:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image207.jpg

а в присутності міді — на оцтовий альдегід і водень:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image209.jpg

Каталізатори мають неабияке значення для сучасної промисловості, техніки й технології. За їхньою участю здійснюють близько 90 % хімічних перетворень. Наприклад, реакція азоту з воднем, у результаті якої утворюється амоніак NH3, реакції, які відбуваються при переробці нафти. Процес гідролізу крохмалю для добування цукрів проводять у присутності кислот (каталізатором реакції є катіони Гідрогену Н+). Багато хімічних реакцій без каталізаторів були б неможливими або відбувалися б при дуже високих температурах. Каталізатори широко використовують у транспорті, де працюють двигуни внутрішнього згоряння. Ці речовини містяться в спеціальних патронах, які приєднують до вихлопних труб. Завдяки каталізаторам чадний газ (продукт неповного згоряння бензину), реагуючи з киснем, перетворюється в безпечний вуглекислий газ.

Усі хімічні процеси в живому організмі відбуваються за участю каталізаторів. Ці речовини називають ферментами. В організмі налічують кілька тисяч ферментів, і кожен із них каталізує «свою» реакцію.

**ХІМІЧНІ РЕАКЦІЇ ТА ЗАКОНОМІРНОСТІ ЇХ ПЕРЕБІГУ**

**Хімічна рівновага**

**Оборотні реакції**

 Часто напрям реакції залежить від умов її проведення. Наприклад, за звичайних умов переважно відбувається реакція:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image211.jpg

Однак при нагріванні до високої температури майже до тисячі градусів, починає переважати зворотна реакція розкладання кальцій карбонату:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image213.jpg

Проте часто трапляється, що перебіг прямої і зворотної реакцій можливий за однакових умов. Зокрема, і наведена реакція при проміжних значеннях температури може відбуватися в обох напрямках.

Реакції, які при заданих умовах відбуваються як у прямому, так і у зворотному напрямках, називають оборотними.

При записі рівнянь таких реакцій замість знаку рівності використовують протилежно спрямовані стрілки:

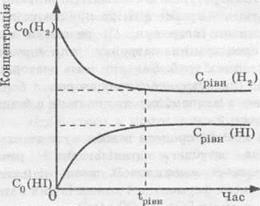
http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image215.jpg

В оборотних реакціях співвідношення кількостей реагентів і продуктів залежить від швидкостей прямої і зворотної реакцій. Якщо швидкість прямої реакції перевищує швидкість зворотної, то в одиницю часу утвориться більше продуктів, і реакція в основному йде зліва направо; якщо ж більша швидкість зворотної реакції, то утворяться головним чином вихідні речовини, і реакція протікає справа наліво.

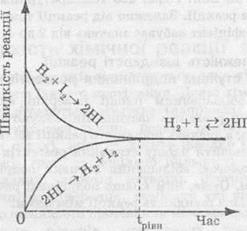
Оборотні процеси дуже поширені. До них відносяться дисоціація води і слабких кислот, взаємодія водню із бромом, йодом і азотом.

 **Хімічна рівновага**

 Оборотні реакції ніколи не відбуваються до кінця. Розглянемо взаємодію водню з йодом з утворенням йодоводню. Нехай у початковий момент часу в посудині перебувають лише реагенти — водень та йод — і концентрації їх максимальні. Молекули Н2 і І2 починають взаємодіяти одна з одною — відбувається пряма реакція. Швидкість цієї реакції в початковий момент часу є максимальною і зменшується в міру того, як вихідні речовини витрачаються:



І навпаки, зворотна реакція в початковий момент часу взагалі не відбувається, а зі зростанням концентрації продукту реакції — йодоводню — її швидкість збільшується. Нарешті, в якийсь момент часу швидкості прямої і зворотної реакцій стають рівними, а концентрації реагентів і продукту реакції перестають змінюватися із часом (такі концентрації називають рівноважними). Наступає хімічна рівновага.



Хімічна рівновага — стан, при якому кількості всіх речовин, що беруть участь в оборотній реакції, не змінюються з часом.

У стані рівноваги виникає помилкове враження, начебто в системі нічого не відбувається. Насправді і пряма і зворотна реакції відбуваються одночасно і з однаковими швидкостями: скільки продуктів утворюється в одиницю часу в результаті прямої реакції, стільки ж і витрачається у зворотній. Хімічна рівновага має динамічний характер.

Динамічний характер рівноваги вам може проілюструвати простий приклад. Уявіть собі ріку, по якій проти течії пливе човен. Якщо швидкість човна дорівнює швидкості течії, виникає оманне відчуття, що човен не рухається — його положення щодо берегів буде незмінним.

Склад рівноважної суміші може бути різним залежно від умов. Якщо в суміші більше продуктів, ніж реагентів, то говорять, що рівновага зсунута вправо, у бік продуктів реакції. Якщо ж у суміші переважають реагенти, то вважають, що рівновага зсунута вліво.

Положення рівноваги не залежить від того, з якого боку до нього наближатися: з боку реагентів чи з боку продуктів реакції. Наприклад, рівноважна суміш, отримана нагріванням йодоводню до 450 °С, містить 76% йодоводню за об’ємом. Якщо ж до цієї температури нагріти суміш рівних кількостей водню і йоду, то в рівноважній суміші знову буде 76% йодоводню. Про це свідчить закон діючих мас, згідно з яким відношення добутку рівноважних концентрацій продуктів реакцій до добутку концентрацій реагентів у ступені їх стехіометричних коефіцієнтів є постійним і не залежить від концентрації речовин. Це відношення називають константою хімічної рівноваги. Так, наприклад, для рівноваги синтезу йодоводню математичний вираз для константи рівноваги виявляється наступним:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image221.jpg

де квадратними дужками позначаються рівноважні концентрації відповідних речовин.

 **Вплив концентрації речовин на хімічну рівновагу**

 Багато промислово важливих реакцій є оборотними. Щоб домагатися високого виходу продуктів, потрібно навчитися управляти рівновагою, зсуваючи її в ту або іншу сторону. Оскільки положення рівноваги визначається швидкостями прямої і зворотної реакцій, то воно залежить від тих самих факторів, що і швидкість, тобто від концентрації речовин і температури. Також на положення рівноваги в реакціях з участю газуватих речовин може впливати і тиск.

Розглянемо суміш, отриману при нагріванні водню і парів йоду до певної температури. За певних умов між воднем, йодом і йодоводнем встановлюється рівновага:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image223.jpg

У стані рівноваги швидкості прямої і зворотної реакцій рівні. Якщо в рівноважну суміш додати водень, то швидкість прямої реакції збільшиться, рівновага порушиться і зсунеться вправо. При цьому кількість йодоводню буде зростати доти, доки швидкість його розкладання знову не стане дорівнювати швидкості його утворення, тобто поки не буде досягнуто нового стану рівноваги. Іншими словами, додавання вихідної речовини до рівноважної суміші зсуває рівновагу вправо, тобто у бік продуктів реакції. Навпаки, додавання продукту прискорює зворотну реакцію і зсуває хімічну рівновагу вліво, тобто у бік реагентів.

Вірним є також і зворотне твердження: видалення одного з продуктів реакції зі сфери реакції зсуває рівновагу у бік продуктів, що в підсумку робить процес необоротним. Саме тому виділення речовин з розчину у вигляді осаду або газу є умовою необоротності реакцій іонного обміну.

Цей висновок є окремим випадком загального принципу зсуву рівноваги, що був сформульований французьким фізико-хіміком Анрі Ле Шательє:

Якщо на рівноважну систему зробити зовнішній вплив, то рівновага зсувається у бік ослаблення цього впливу.

**Вплив температури середовища на хімічну рівновагу**

 Відповідно до принципу Лe Шательє, збільшення температури зсуває рівновагу у бік охолодження, тобто підсилює ту реакцію, при якій теплота поглинається. Якщо пряма реакція екзотермічна (Q > 0), то при нагріванні рівновага зсувається вліво (у бік реагентів), а якщо пряма реакція ендотермічна ( Q < 0), то рівновага зсувається вправо (у бік продуктів). Зменшення температури зсуває рівновагу у бік нагрівання, тобто в напрямку екзотермічної реакції.

Реакція розкладання кальцій карбонату є ендотермічною реакцією:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image225.jpg

Добування кальцій оксиду (негашеного вапна) з вапняку є поширеною реакцією в промисловості, оскільки негашене вапно є важливою сировиною для виготовлення будівельних матеріалів. Оскільки теплота в результаті цієї реакції поглинається, то для зсуву рівноваги у бік продуктів необхідно температуру підвищувати. Тому розкладання вапняку проводять за високої температури.

Зверніть увагу на те, що вираз «зсув рівноваги у бік тієї або іншої реакції» означає збільшення концентрації продуктів цієї реакції в порівнянні з попереднім станом рівноваги.

 **Вплив тиску на хімічну рівновагу**

 Тиск викликає зсув рівноваги тільки в реакціях за участю газуватих речовин і в результаті яких змінюється загальне число молекул газуватих речовин. Збільшення тиску зсуває рівновагу у бік зменшення числа молекул газів, тобто для зменшення тиску в рівноважній системі, а зменшення тиску зсуває рівновагу у бік збільшення числа молекул газів.

Наприклад, в рівнянні реакції синтезу амоніаку число молекул газуватих речовин зменшується (з 4 до 2), тобто в прямій реакції зменшується і тиск в системі:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image227.jpg

Збільшення тиску зсуває рівновагу у бік зменшення числа молекул газів, тому при підвищенні тиску рівновага зсувається у бік продукту реакції — амоніаку, тому синтез цієї речовини проводять під дуже високим тиском.

Розкладання карбонатної кислоти, навпаки, відбувається зі збільшенням числа молекул газуватих речовин:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image229.jpg

Саме тому при відкриванні пляшки з газованою водою (розчином карбонатної кислоти) тиск всередині пляшки зменшується і це сприяє прямій реакції, в ході якої тиск має збільшитися завдяки виділенню вуглекислого газу. Для приготування газованої води, тобто для отримання розчину карбонатної кислоти, необхідно спрямувати реакцію у зворотний бік. У цій реакції зсув рівноваги у бік карбонатної кислоти відбувається за підвищеного тиску.

В реакції синтезу йодоводню з простих речовин число молекул газуватих речовин не змінюється (до і після реакції по 2):

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image231.jpg

На стан рівноваги таких реакцій зміна тиску не впливає.

**Вплив каталізаторів на хімічну рівновагу**

 При додаванні каталізатора до суміші, що перебуває в стані рівноваги, прискорюються як пряма, так і зворотна реакція, причому швидкості обох реакцій збільшуються однаково. Рівновага при цьому зберігається. Таким чином, каталізатор не зсуває рівновагу, а тільки прискорює її встановлення.

Завдання. Визначте, як впливає збільшення температури і тиску на вихід продуктів у наступних реакціях:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image233.jpg

Пряма реакція (а) відбувається з поглинанням теплоти, тому нагрівання сприяє зсуву рівноваги вправо, тобто вихід чадного газу СО збільшується. У ході прямої реакції загальне число молекул газів збільшується: 1 моль СО2 перетворюється в 2 моль СО (вуглець перебуває у твердому стані, тому його не враховують). Отже, збільшення тиску сприяє протіканню зворотної реакції, рівновага зсувається у бік реагентів, і вихід СО зменшується.

Пряма реакція (б) відбувається з виділенням теплоти, тому нагрівання сприяє протіканню зворотної реакції, рівновага зсувається у бік вихідних речовин, і вихід сірководню зменшується. У даній системі число молекул газів не змінюється (сірка перебуває в рідкому стані і не враховується). Отже, тиск не впливає на положення рівноваги і вихід продукту.

**Поняття про розчини**

 Розчини є одним із різновидів дисперсних систем (від лат. disperse — розсіювати, розсипати). Усі дисперсні системи складаються з дисперсійного середовища (розчинника) та дисперсної фази (розчиненої речовини). Залежно ж від того, в якому агрегатному стані й у якому ступені роздрібнення (дисперсності) речовини входять до складу дисперсних систем, їх можна поділити на тверді, рідкі або газоподібні розчини, справжні, колоїдні розчини, суспензії, зависі тощо.

 **Класифікація розчинів за розмірами розчинених частинок (за ступенем роздрібнення дисперсної фази)**

 За розмірами частинок розчини поділяють на суспензії, колоїдні розчини та справжні розчини. Окрім різниці в розмірах частинок, ці розчини відрізняються ще й стійкістю в часі.

Таким чином, зрозуміло, що звичайні розчини (справжні розчини) являють собою суміш розчинника та розчиненої речовини, у якій речовина подрібнена на окремі молекули (або іони). Але якщо суспензії досить легко відрізнити від справжніх розчинів за мутністю, то колоїдні розчини на перший погляд відрізнити досить важко. Однак колоїдні розчини легко визначити за допомогою простого досліду: усі колоїдні розчини мають обов’язково виявляти ефект Тіндаля. Ефект Тіндаля полягає в тому, що коли в затемненій кімнаті через склянку з колоїдним розчином пропустити промінь світла, то збоку цей промінь дуже добре видно. Ефект Тіндаля ми спостерігаємо досить часто, коли дивимося на промінь світла, який пробивається через фіранки в затемнену пильну кімнату або на сніг, що падає, у світлі автомобільних фар або вуличних ліхтарів вечірньої пори. Справжні розчини ефекту Тіндаля не виявляють, тобто промінь світла, пропущений через склянку з таким розчином, збоку побачити неможливо.

Найчастіше трапляються розчини, в яких дисперсійним середовищем (розчинником) є рідини й, зокрема, вода.

**Справжні розчини**

Отже, до справжніх розчинів відносять розчини на основі рідких розчинників, у яких речовина подрібнена до молекулярного рівня.

Розчини — це однорідні (гомогенні) суміші змінної структури, що складаються з кількох компонентів та продуктів їхньої взаємодії.

Компонент розчину, що перебуває в тому ж агрегатному стані, що й розчин, називають розчинником (або дисперсійним середовищем), а інші компоненти називають розчиненими речовинами (або дисперсійною фазою). Якщо розчин складається із суміші двох рідин, то розчинником називають ту речовину, якої більше. А якщо одним із компонентів є вода, то, незалежно від її вмісту, зазвичай у таких випадках розчинником називають воду.

Слід також зазначити, що хоча розчини й називають сумішами, їх треба відрізняти від звичайних механічних сумішей. Так само, як і суміші, розчини не мають постійного складу (як і у випадку хімічних сполук), і їх можна розділити на індивідуальні речовини (якщо не відбувається необоротних хімічних процесів). Тим не менше основною ознакою, яка характеризує розчини, є однорідність. Окрім того, на відміну від звичайних сумішей, розчинам притаманні взаємодії між частинками розчинника й розчиненої речовини. На підставі цього можна стверджувати, що газоподібні розчини є механічними сумішами газів.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Розчини | | |
| Грубодисперсн! системи | Колоїдні розчини | Справжні розчини |
| Розмір частинок 10-7 м < r < 10-5 м (речовина перебуває у вигляді невеликих частинок) | Розмір частинок 10-9 м < r < 10-7 м (речовина перебуває у вигляді агрегатів кількох молекул) | Розмір частинок r ≈ 10-9м (речовина перебуває у вигляді окремих молекул або іонів) |
| Непрозорі | Прозорі | Прозорі |
| Завислі частинки не проходять через паперовий фільтр | Завислі частинки проходять через паперові фільтри, не проходять через пергаментні фільтри | Фільтруванням розділити неможливо |
| Нестійкі в часі, досить швидко завислі частинки осідають на дні або спливають на поверхню | Відносно стійкі, однак згодом старіють. Можуть існувати від кількох годин до кількох століть | Стійкі в часі, не старіють, можуть існувати нескінченно довго, якщо не відбувається хімічних реакцій |
| Мутні | Виявляють ефект Тіндаля | Оптично порожні |
| Приклади: завись мулу в річці, завись вапна, емульсії масла у воді (молоко) | Приклади: чай, кава | Приклади: розчин солі, цукру |

 Класифікація дисперсних систем за агрегатним станом дисперсної фази або дисперсійного середовища

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Дисперсійне середовище | Дисперсна речовина | | |
| Тверда | Рідка | Газувата |
| Тверде | Тверді розчини або тверді золі (сплави металів, скла) | Гель (желе, желатин) | Тверді піни (пемза, пінопласт) |
| Рідке | Зависі (мул у річковій воді), суспензії (кава), золі | Емульсії: вода в маслі (бензин, розведений водою), масло у воді (молоко) | Гідрозолі, рідкі піни (збиті вершки, мильна піна) |
| Газувате | Аерозолі, дим, пил | Аерозолі, тумани | Суміші газів |

 **Механізм розчинення та теплові ефекти при розчиненні**

 Процес розчинення безперечно можна назвати і фізичним, і хімічним процесом. 8 одного боку, при розчиненні речовини відбувається її роздрібнення, що робить схожим його на фізичний процес. З іншого боку, при розчиненні обов’язково спостерігається поглинання або виділення теплоти й у деяких випадках відбуваються утворення нових речовин. Однак процес розчинення не відносять ні до того, ні до іншого. Його називають фізико-хімічним процесом. І це стане більш зрозуміло, якщо розглянути процес розчинення.

Розгляньмо процес розчинення кристала натрій хлориду у воді. Молекула води являє собою диполь, в якого є позитивно й негативно заряджені полюси. Унаслідок цього, при потраплянні кристала солі у воду, цей кристал оточують молекули води, які відповідним чином орієнтуються навколо позитивно й негативно заряджених іонів. І, звісно ж, молекули води починають притягувати іони до себе. Коли сила притягання іонів до молекул води стає більшою, аніж сила притягання до кристала, то іон в оточенні молекул води переходить у розчин.

Іони або молекули, оточені молекулами розчинника, називають сольватами або, у випадку водних розчинів, гідратами.

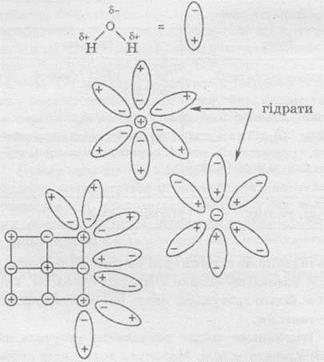
Отже, у процесі розчинення можна виділити три стадії:

1) взаємодія частинок розчинної речовини з молекулами розчинника — сольватація (у випадку водних розчинів — гідратація);

2) руйнування структури розчинної речовини — руйнування кристалічної ґратки — іонізація;

3) розподіл сольватованих частинок в об’ємі розчинника — дифузія.

У результаті першого процесу відбувається виділення теплоти за рахунок утворення нових зв’язків між частинками, а в результаті другого — поглинання тепла (енергія витрачається на руйнування зв’язків між частинками в кристалічній ґратці). У зв’язку із цим загальний тепловий ефект процесу розчинення дорівнює сумі двох теплових ефектів названих процесів: якщо при гідратації виділяється енергії більше, ніж витрачається на руйнування кристалічної ґратки, то внаслідок розчинення енергія виділяється й розчин нагрівається (процес екзотермічний) і навпаки (ендотермічний).



http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image237.jpg

якщо http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image239.jpg(теплота поглинається);

якщо http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image241.jpg(теплота виділяється).

**Розчинність. Кристалогідрати**

 Розчинність — це властивість речовини розчинятися у воді або в якомусь іншому розчиннику.

За розчинністю речовини поділяють на розчинні, малорозчинні й нерозчинні. Однак слід зазначити, що абсолютно нерозчинних речовин не існує. Будь-яка речовина, навіть така як скло чи золото, у дуже малих кількостях розчиняється у воді.

Є речовини, які необмежено змішуються одна з одною, наприклад, етиловий спирт і ацетон необмежено розчиняються у воді. З них можна приготувати розчини з будь-якою концентрацією. Однак для більшості речовин існує певна межа розчинності. У деяких ця межа велика, наприклад, цукор, сіль, мідний купорос — добре розчинні речовини. В інших розчинність набагато менша — гіпс, плюмбум сульфат, бензен — це малорозчинні речовини. А деякі речовини мають узагалі незначну розчинність — рослинне масло, срібло, гас, скло, інертні гази — це практично нерозчинні речовини.

У чому ж причина існування межі розчинності? Якщо перебувають у контакті вода й кристали якої-небудь розчинної речовини, то поряд із процесом розчинення відбувається зворотний процес — кристалізація. Від самого початку, коли концентрація речовини невелика, розчинення відбувається досить швидко, а кристалізація — повільно. У міру збільшення концентрації речовини в розчині швидкість розчинення уповільнюється, а швидкість кристалізації прискорюється, й у певний момент часу швидкість цих двох процесів стає однаковою. Виникає рівновага між кристалами речовини та розчином.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image243.jpg

Коли концентрація цієї речовини в розчині вже збільшуватися не може, то розчин стає насиченим.

Насиченим називають розчин, який перебуває в динамічній рівновазі з надлишком розчиненої речовини.

Щоб приготувати насичений розчин, треба додавати речовину у воду при певній температурі, перемішуючи її доти, доки вона перестане розчинятися, тобто надлишок речовини залишиться нерозчиненим. У цьому разі між розчином і надлишком речовини виникає динамічна рівновага: скільки частинок речовини переходить у розчин, стільки ж і викристалізовується. У насиченому розчині при певній температурі міститься максимально можлива кількість розчиненої речовини.

Відповідно, якщо концентрація речовини менша за межу її розчинності, то такі розчини називають ненасиченими, а якщо більша — пересиченими. Пересичені розчини дуже нестійкі. Пересичені розчини можуть утворюватися, якщо насичений розчин обережно охолоджувати. При цьому розчинність речовини зменшується й надлишок її має випасти у вигляді осаду. Однак за відсутності центрів кристалізації осад не утворюється й, відповідно, розчин стає пересиченим. Легке струшування посудини або введення в розчин кристалика речовини (центра кристалізації) спричиняє випадання в осад надлишку розчиненої речовини. Пересичені розчини можуть утворювати сахароза, глауберова сіль, натрій ацетат, бура.

Кількісно розчинність виражають складом насиченого розчину. Найчастіше для кількісного опису розчинності використовують так званий коефіцієнт розчинності (або просто розчинність) — масу речовини, яка здатна розчинитися в 100 г води за певної температури. Наприклад, розчинність купрум(ІІ) сульфату при +20 °С дорівнює 20,7 г. Це означає, що в 100 г води при цій температурі може розчинитися не більше 20,7 г купрум(ІІ) сульфату. Надлишкова стосовно цієї кількості речовина не розчиниться й залишиться у вигляді осаду. Деякі речовини (такі як сульфатна кислота, етиловий спирт тощо) можуть необмежено розчинятися у воді. Однак таких речовин не так уже й багато (порівняно із числом речовин, які можуть розчинятися у воді). Розчинність багатьох речовин у воді встановлена й зведена в спеціальні таблиці. Спрощеною подібною таблицею є таблиця розчинності кислот, солей та основ.

Чим можна пояснити різну розчинність речовин у воді? Для цього необхідно розглянути причину розчинення. Молекула води являє собою диполь, тобто частинку, на різних кінцях якої є різнойменні заряди. Завдяки цьому молекули води можуть взаємодіяти із частинками іонних кристалів (іонами) або полярними молекулами. На підставі цього логічно припустити, що речовини з неполярними молекулами майже не розчиняються у воді, що ми й спостерігаємо: сахароза (полярна речовина) добре розчиняється у воді, сірка або бензен (неполярні речовини) майже не розчиняються у воді.

Але якщо воду розглядати як полярний розчинник, то виникає справедливе твердження, що існують також і неполярні розчинники. У принципі, будь-яку рідину можна розглядати як розчинник.

Усі розчинники можна класифікувати як полярні, малополярні й неполярні. Ця характеристика розчинників багато в чому визначається молекулою розчинника. До полярних розчинників належать: вода, спирти, ацетон, гліцерин тощо. До неполярних: бензен, гексан, октан тощо. До малополярних розчинників можна віднести естери органічних кислот. Такі речовини застосовуються як клей для пластмасових виробів (бутилацетат), харчова есенція із запахом дюшесу (ізоамілацетат) тощо.

Ще в алхімічний період становлення хімії був відкритий один із головних принципів, яким визначається розчинність речовин: подібне розчиняється в подібному.

Виходячи із цього принципу, можна пояснити, чому деякі речовини розчиняються в одному розчиннику й не розчиняються в іншому. Речовин, які розчинялися б абсолютно у всіх розчинниках — не існує. Так, полярні речовини добре розчиняються в полярних розчинниках, гірше розчиняються в малополярних і практично не розчиняються в неполярних. Наприклад, цукор добре розчиняється у воді й узагалі не розчиняється в бензені. І навпаки, неполярні речовини розчиняються в неполярних розчинниках і погано — у полярних. Наприклад, сірка не розчиняється (і навіть не змочується) у воді й добре розчиняється в бензені.

**Кристалогідрати**

 Дуже часто при кристалізації деякі речовини не встигають (або їм це енергетично невигідно) позбуватися своєї оболонки з молекул води й кристалізуються разом з водою. Такі речовини називають кристалогідратами. Існування кристалогідратів є одним з доказів існування процесу сольватації. Наприклад, при розчиненні білого порошку купрум(ІІ) сульфату у воді утворюється розчин синього кольору. Такого кольору розчинові надають гідратовані іони Купруму Сu2+. При випарюванні цього розчину в осад випадають кристали синього кольору, до складу яких входить вода. Воду, яка входить до складу кристалів, називають кристалізаційною.

Кристалічні речовини, до складу яких входить певне число молекул кристалізаційної води, називають кристалогідратами.

Однак слід зазначити, що, на відміну від розчинів, у кристалогідратах кожну частинку речовини оточує тільки певна, властива цій речовині, кількість молекул води. У зв’язку із цим склад таких речовин можна однозначно встановити й записати хімічною формулою. Так, кристалогідрат купрум(ІІ) сульфату має склад CuSO4 ∙ 5Н2O.

Багато кристалогідратів мають власні назви. Наприклад, п’ятиводний купрум(ІІ) сульфат CuSO4 ∙ 5H2O називають мідним купоросом, десятиводний натрій сульфат Na2SO4 ∙ 10H2O — глауберовою сіллю, семиводний ферум(ІІ) сульфат FeSO4 ∙ 7H2O — залізним купоросом, двохводний кальцій сульфат CaSO4 ∙ 2H2O — гіпсом тощо.

 **Залежність розчинності речовин від їхньої природи, температури й тиску**

 Як і будь-який фізико-хімічний процес, процес розчинення підлягає певним закономірностям. Вище ми вже розглядали вплив температури й тиску на швидкість хімічних процесів. Аналогічно можна припустити, що ці параметри так само впливають на розчинність речовин.

Так, розчинність твердих і рідких речовин з підвищенням температури збільшується, а зі зниженням — зменшується. Для газуватих речовин характерна зворотна залежність: із підвищенням температури їхня розчинність зменшується, а зі зниженням — збільшується.

На розчинність речовин також впливає й зовнішній тиск. Оскільки при розчиненні твердих і рідких речовин загальний об’єм суттєво не змінюється, то зміна тиску на розчинність таких речовин майже не впливає. А при розчиненні газів загальний об’єм змінюється істотно, унаслідок чого при підвищенні тиску розчинність газів збільшується, а при зниженні — зменшується.

 **Взаємний вплив розчинювальних речовин**

 Якщо у воді вже розчинена яка-небудь речовина, то в цьому розчині гази розчиняються гірше, ніж у чистій воді. Найбільший вплив на розчинність газів у воді справляють розчинені електроліти. Так, розчинність кисню у воді в присутності натрій хлориду значно менша, ніж у чистій воді, причому розчинність суттєво зменшується з підвищенням концентрації солі. Сьогодні це явище називають законом Сєченова.

Зменшення розчинності в присутності інших речовин характерне не тільки для газів. Наприклад, якщо до насиченого розчину калій хлориду додати невелику кількість натрій хлориду, то розчинність калій хлориду зменшується й частина речовини випадає в осад. Це явище називають висолюванням.

Зниження розчинності речовин у розчинах електролітів обумовлене гідратацією іонів, що спричинює зменшення концентрації вільних молекул води. Частина молекул води, яка вже зв’язана з іонами електроліту, не може вступати в процес сольватації інших частинок і, відповідно, не є розчинником для інших речовин.

**Способи кількісного вираження складу розчинів**

 Для кількісного опису складу розчину часто вживають величини: масова частка розчиненої речовини й молярність розчину. Окрім цих, є й менш популярні способи: мольна частка, моляльність, нормальність, титр, об’ємна частка тощо. Способів вираження концентрації досить багато, тому що в цій ролі можна використати відношення якої-небудь величини, що характеризує розчинену речовину (маса, об’єм, кількість речовини), до величини, що характеризує розчин або розчинник. Ми наводимо опис найбільш популярних величин.

Масова частка розчиненої речовини (ω) — це величина, що дорівнює відношенню маси розчиненої речовини до маси розчину.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image245.jpg

Масова частка — величина безрозмірна й зазвичай виражається у відсотках.

Мольна частка (χ) — це величина, що дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини до сумарної кількості речовини розчинника та розчиненої речовини.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image247.jpg

Молярність розчину (С) — це величина, що дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини до об’єму розчину.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image249.jpg

Одиниця виміру молярності розчину — моль/л. Позначається С = 1 моль/л; С = 0,02 моль/л або С = 1 М; С = 0,02 М. Молярність розчину часто називають також молярною концентрацією.

Моляльність розчину (Сm або m) — це величина, що дорівнює відношенню кількості розчиненої речовини до маси розчинника, вираженої в кілограмах.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image251.jpg

Одиниця виміру моляльності розчину — моль/кг або моль/1000г. Моляльність розчинів не залежить від температури розчину, на відміну від молярності чи нормальності, тому що маса розчинника (або розчину), на відміну від об’єму, не залежить від температури навколишнього середовища. Завдяки цьому такий спосіб вираження концентрації розчинів дуже часто використовують при дослідженнях в області фізичної хімії, особливо в тих, де необхідно досліджувати температурні залежності.

У зв’язку з кількісним описом складу розчину також часто вживають терміни концентрований та розведений розчин. Поняття концентрований та розведений розчин не має жодної кількісної характеристики. Найчастіше розчин, в якому менше 10% розчиненої речовини, називають розведеним, а якщо більше 50% — концентрованим.

**Електроліти та електролітична дисоціація**

 Усі речовини можна розділити на електроліти та неелектроліти. Електроліти — це речовини, розчини або розплави яких проводять електричний струм. Розчини й розплави неелектролітів електричний струм не проводять.

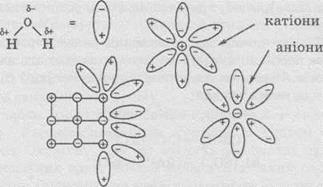
До електролітів відносять речовини з іонною будовою, а також речовини з полярним ковалентним зв’язком: більшість солей, кислот, основ та деякі оксиди. До неелектролітів відносять багато органічних сполук, зокрема цукор, спирти тощо.

Відомо, що переносниками електричного струму можуть бути заряджені частинки — електрони або іони. Електронна провідність властива речовинам з металічним зв’язком (металам та деяким бінарним сполукам). Такі провідники називають провідниками першого роду. Іонна провідність властива багатьом хімічним сполукам з іонною будовою, наприклад, розплавам багатьох солей, а також водним і неводним розчинам електролітів. Провідники, в яких носіями заряду є іони, називають провідниками другого роду. Для того щоб пояснити іонну провідність розчинів електролітів, слід розглянути механізм електролітичної дисоціації.

**Механізм електролітичної дисоціації**

 Насамперед треба відзначити принципову різницю причин іонної провідності й, відповідно, електролітичної дисоціації, сполуки з іонним та ковалентним полярним зв’язками.

В іонних сполуках (зокрема й натрій хлориді) існують уже «готові» іони, які розташовуються у вузлах кристалічної ґратки. При підвищенні температури іонних сполук рухливість іонів прискорюється й при досягненні точки плавлення іони залишають свої місця й отримують можливість вільно пересуватися. При розчиненні відбувається процес гідратації іонів у кристалічній ґратці й подальшого розпаду кристала під дією розчинника на гідратовані іони.



Таким чином, електролітична дисоціація іонних сполук є фактично процесом руйнування кристалічної ґратки, який можна описати таким рівнянням:

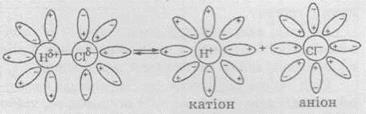
http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image255.jpg

Утім, для спрощення електролітичну дисоціацію описують так:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image257.jpg

Процес електролітичної дисоціації сполук з ковалентним полярним зв’язком відбувається трохи інакше, головним чином за рахунок того, що в таких сполуках, незважаючи на те, що окремі атоми мають заряд, повноцінні іони ще не сформовані. Процес дисоціації сполук з ковалентним полярним зв’язком можна пояснити на прикладі хлороводню.

При потраплянні молекули хлороводню у воду, як і належить, відбувається її гідратація. Причому за рахунок заряду атомів Хлору й Гідрогену молекули води орієнтуються навколо молекули хлороводню у певний спосіб:



Молекули води за рахунок взаємодії з атомами Хлору та Гідрогену додатково поляризують зв’язок, що існує між ними. При цьому спільна електронна пара між атомами Гідрогену й Хлору додатково зміщується в бік хлору й ковалентний полярний зв’язок перетворюється в іонний. Унаслідок цього молекула хлороводню під дією молекул води розпадається на катіон Гідрогену та аніон Хлору. У вигляді рівняння процес дисоціації хлороводню можна записати так:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image261.jpg

або спрощено:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image263.jpg

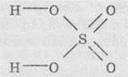
Сполуки з ковалентними неполярними або малополярними зв’язками під дією молекул розчинника не іонізуються, і тому їхні розчини не проводять електричний струм і вони не є електролітами.

Отже, електролітична дисоціація — це процес розпаду молекул на іони (позитивно заряджені катіони й негативно заряджені аніони) при розчиненні за рахунок додаткової поляризації ковалентного полярного зв’язку під дією молекул розчинника.

На підставі цього можна припустити, яким чином дисоціюють молекули різних електролітів.

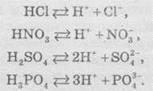
**Дисоціація кислот**

 За структурною формулою сульфатної кислоти можна визначити, що найбільш полярним зв’язком є зв’язок між атомами Гідрогену й Оксигену.



Таким чином, у розчині буде розриватися саме цей зв’язок. Зв’язок між Сульфуром та Оксигеном є слабкополярний (різниця електронегативностей дуже мала), отже, при дисоціації розриватися він не буде.

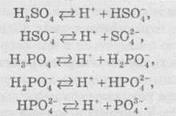
При дисоціації кислот утворюються катіони Гідрогену й аніони кислотних залишків. Рівняння електролітичної дисоціації кислот має такий вигляд:



Таким чином, з погляду теорії електролітичної дисоціації Арреніуса, кислотами називають сполуки, під час дисоціації яких утворюються іони Гідрогену.

Загальні властивості розчинів кислот обумовлені саме катіонами н+, а концентрація цих іонів є кількісною мірою кислотності середовища.

Слід також зазначити, що дисоціація багато-основних кислот відбувається ступінчасто, тобто іони Гідрогену відщеплюються від молекул багато-основних кислот по одному:



При ступінчастій дисоціації сульфатна кислота утворює різні аніони: HSO4- —гідроген сульфат-іон із зарядом -1 та SО42- — сульфат-іон із зарядом -2, а фосфатна кислота три аніони: Н2РО4- — дигідроортофосфат-іон, HPO42- — гідроортофосфат-іон, РО43- — фосфат-іон. Завдяки цьому багато-основні кислоти можуть утворювати не тільки середні, але й кислі солі:

NaHSО4 — натрій гідрогенсульфат,

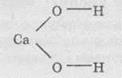
Са(НСО3)2 — кальцій гідрогенкарбонат,

КН2РО4 — калій дигідрогенфосфат,

ВаНРО4 — барій гідрогенфосфат.

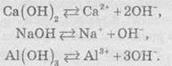
**Дисоціація основ**

За структурною формулою кальцій гідроксиду можна визначити, що максимальну полярність має зв’язок між атомами Кальцію й Оксигену.



Таким чином, у розчині буде розриватися саме цей зв’язок. Зв’язок між Гідрогеном та Оксигеном є менш полярним (різниця електронегативностей менша), отже, при дисоціації він розриватися не буде.

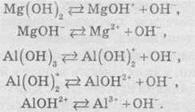
При дисоціації основ утворюються катіони металів і гідроксид-аніони. Рівняння електролітичної дисоціації основ має такий вигляд:



Згідно з теорією електролітичної дисоціації Арреніуса, основами називають сполуки, при дисоціації яких утворюються гідроксид-іони.

Загальні властивості розчинів основ обумовлені наявністю гідроксид-іонів он-, а концентрація цих іонів є кількісною мірою основності середовища.

Дисоціація багато-кислотних основ (окрім гідроксидів Барію, Стронцію й Кальцію) також відбувається ступінчасто, тобто гідроксид-іони відщеплюються по одному:



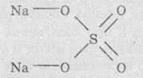
Завдяки явищу ступінчастої дисоціації гідроксидів можливе існування основних солей:

(СuОН)2СO3 — основний купрум(II) карбонат,

Аl(ОН)2Сl — дигідроксоалюміній хлорид.

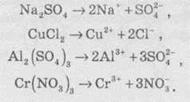
**Дисоціація солей**

 За структурною формулою натрій сульфату можна визначити, що найбільш полярним (з найбільшою різницею електронегативностей атомів) є зв’язок між атомами Натрію та Оксигену.



Таким чином, у розчині буде розриватися саме цей зв’язок. Зв’язок між Сульфуром та Оксигеном є слабкополярний (різниця електронегативностей дуже мала), отже, при дисоціації він розриватися не буде.

Таким чином, при дисоціації солей утворюються катіони металів та аніони кислотних залишків. Рівняння електролітичної дисоціації солей має такий вигляд:



Розчини середніх солей не містять однакових іонів, тому не проявляють спільних властивостей, як розчини кислот або основ.

Окрім середніх солей, дисоціація яких описана вище, ще існують кислі та основні солі. При дисоціації кислих солей у розчинах також з’являються іони Гідрогену, а при дисоціації основних солей — гідроксид-іони. Наприклад,

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image281.jpg

З погляду сучасних уявлень про теорії кислот і основ, у теорію Арреніуса не вписуються багато речовин, які є кислотами або основами, зокрема й такі речовини, як амоніак NH3 або анілін С6H5NH2.

**Сильні та слабкі електроліти**

 Усі електроліти поділяють на сильні та слабкі. Сильні електроліти в розчинах дисоціюють повністю, а слабкі — частково, тобто частина молекул залишається в недисоційованому стані. До сильних електролітів відносять усі солі (за незначним винятком), луги (гідроксиди лужних металів, а також Барію, Стронцію й Кальцію) та деякі кислоти (НСl, НВr, НІ, HNO3, H2SO4(розб)). Інші електроліти відносять до слабких.

Силу електролітів можна пояснити ступенем іонності зв’язку, що підлягає розриву при дисоціації. Оскільки в солях між іонами металів та кислотних залишків зв’язок іонний, то майже всі солі належать до сильних електролітів. Аналогічний підхід справедливий також і для кислот та основ. Але якщо в основ полярність зв’язку між атомом металу й гідроксильною групою визначається тільки електронегативністю атома металу, то для кислот полярність зв’язку між атомами Оксигену та Гідрогену залежить від якісного й кількісного складу кислотного залишку.

У кислот, до складу яких атоми Оксигену не входять НЕ, сила кислот залежить від розміру атома Е. Чим більший радіус атома, тим більша довжина зв’язку Н-Е, а отже, тим простіше його розірвати й тим більшою є сила кислоти. Таким чином, у ряді галогеноводневих кислот зі збільшенням порядкового номера галогену сила кислоти збільшується: плавикова кислота є слабкою, а йодоводнева кислота — сильною, тобто сила кислот змінюється в ряді: HF < НСl < НВr < НІ.

Силу оксигеновмісних кислот можна визначити за формулою Е(ОН)mОn. Якщо n < 2 — кислота слабка, якщо n більше або дорівнює 2 — сильна.

Взаємозв’язок сили кислоти із числом атомів Оксигену, які не входять до складу гідроксильних груп, можна пояснити в такий, спосіб. Атом Оксигену, як найбільш електронегативний, притягує до себе спільні електронні пари. У результаті електронна густина від атома Оксигену в групі ОН зміщується в бік кислото-твірного елемента й зв’язок між атомами Оксигену та Гідрогену в гідроксильній групі стає більш полярним.



Чим більше число атомів Оксигену, які не входять до групи ОН, тим полярніший зв’язок і сильніша кислота.

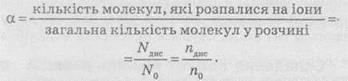
Залежність сили кислот від складу кислотного залишку

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Кислота | Формула | | n | Характер електроліту |
| HmEOn+m | E(OH)mOn |
| Сульфатна | H2SO4 | S(OH)2O2 | 2 | Сильний |
| Сульфітна | H2SO3 | S(OH)2O | 1 | Слабкий |
| Нітратна | HNO3 | N(OH)O2 | 2 | Сильний |
| Нітритна | HNO2 | N(OH)O | 1 | Слабкий |
| Карбонатне | H2CO3 | C(OH)2O | 1 | Слабкий |
| Ортофосфатна | H3PO4 | P(OH)3O | 1 | Слабкий |
| Гіпохлоритна | HClO | Cl(OH) | 0 | Слабкий |
| Хлоритна | HClO2 | Cl(OH)O | 1 | Слабкий |
| Хлоратна | HClO3 | Cl(OH)O2 | 2 | Сильний |
| Перхлоратна | HClO4 | Cl(OH)O3 | 3 | Сильний |

**Ступінь дисоціації**

Для кількісного опису сили електролітів використовують поняття «ступінь дисоціації».

Ступенем дисоціації а називають відношення числа молекул, що розпалися на іони (продисоційованих), до загального числа розчинених молекул.



Різні електроліти дисоціюють на іони різною мірою. Як випливає з наведеного рівняння, ступінь дисоціації може змінюватися від 0 до 1. Ступінь дисоціації часто виражають у відсотках. Слід зазначити, що при дисоціації відбувається збільшення числа частинок у розчині. Наприклад, якщо в розчині перебуває електроліт типу Kat+An”, який повністю розпадається на іони, то число частинок збільшується у два рази.

Ступінь дисоціації також є характеристикою, за якою можна визначити, є електроліт сильним чи слабким. Так, якщо ступінь дисоціації електроліту в 0,1 М розчині більший 30 %, то його відносять до сильних електролітів, а якщо менший 3% — до слабких. Електроліти, в яких ступінь дисоціації має проміжні значення, відносять до електролітів середньої сили.

Ступені дисоціації слабкого електроліту, визначені різними способами (наприклад, за виміром електропровідності або температурою кипіння розчину), найчастіше збігаються. Однак для сильних електролітів визначення ступеня дисоціації різними способами дає різні результати. Отже, величина ступеня дисоціації не характеризує реальну (справжню) ступінь дисоціації, а представляє уявну величину.

Цей, а також низка інших фактів призвели до перегляду теорії Арреніуса у 20-х роках минулого сторіччя й до уточнення, внаслідок чого з’явилася нова теорія електролітів, яка враховує електростатичну взаємодію між іонами. Найбільший внесок у розвиток нової теорії зробив голландський учений П. Дебай.

Згідно із цією теорією, передбачається, що сильні електроліти в розведених розчинах дисоціюються повністю (α = 1). Відмінність виміряного ступеня дисоціації сильних електролітів від одиниці пояснюється електростатичними взаємодіями між різнойменно зарядженими іонами, тобто, якщо для якого-небудь сильного електроліту виміряний ступінь дисоціації α = 70%, то, згідно із новою теорією електролітів, це означає, що всі молекули дисоційовані на іони, але іони вільні лише на 70%, решта 30% іонів «зв’язані» електростатичними взаємодіями.

**Іонні рівняння реакцій**

 Оскільки електроліти в розчинах утворюють іони, то для відображення змісту реакцій часто використовують так звані іонні рівняння, тому що в розчинах відбуваються реакції не між молекулами, а між іонами. Реакції, чиїм змістом є обмін іонами між реагентами, називають реакціями іонного обміну. У цьому розділі будуть розглядатися тільки реакції обміну в розчинах, що відбуваються без зміни ступеня окиснення елементів.

**Складання іонних рівнянь реакцій**

При складанні іонних рівнянь реакцій слід дотримуватися такого алгоритму:

1. Скласти молекулярне рівняння реакції (усі речовини — реагенти й продукти — записують у вигляді молекул) і розставити в ньому коефіцієнти:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image287.jpg

2. Скласти повне іонне рівняння реакції. Для цього замість запису молекул усіх речовин, які є сильними електролітами, слід записати іони, у вигляді яких вони існують у розчинах, з урахуванням розставлених коефіцієнтів. Так, у даному разі сильними електролітами є всі речовини, окрім води. Тому замість молекули сульфатної кислоти записуємо іони, на які вона дисоціює в розчині, тобто Н+ і SO42-, замість калій гідроксиду — К+ та ОН-, замість калій сульфату — К+ і SO42-. Вода є дуже слабким електролітом, тому її записують у молекулярній формі. Одержуємо:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image289.jpg

3. Скласти скорочене іонне рівняння реакції (іноді його називають іонно-молекулярним рівнянням реакції). Для цього в повному іонному рівнянні необхідно скоротити в лівій і правій частинах рівняння однакові іони. У нашому випадку однаковими є іони SO42- та К+. Одержуємо:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image291.jpg

У разі потреби можна ще скоротити кратні коефіцієнти в рівнянні:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image293.jpg

**Умови протікання реакцій обміну в розчинах**

 Протилежно заряджені іони в розчинах притягуються й можуть утворювати продукти реакції. Згідно із теорією дисоціації, можливі два варіанти протікання реакцій обміну в розчинах:

а) утворювані речовини — сильні електроліти, добре розчинні у воді й повністю дисоціюються на іони;

б) одна (або кілька) з утворюваних речовин — газ, осад (речовина, яка погано розчиняється у воді) або слабкий електроліт (добре розчинний у воді).

Розгляньмо перший випадок — взаємодію натрій хлориду та калій сульфату — і запишімо молекулярне та іонне рівняння із цими речовинами:

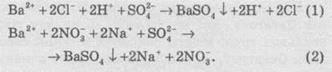
http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image295.jpg

І натрій сульфат, і калій хлорид є добре розчинними сполуками й сильними електролітами, тому в цьому разі при складанні скороченого іонного рівняння всі іони скорочуються. Це свідчить про те, що при змішуванні розчинів натрій хлориду та калій сульфату реакція не відбувається, а утворюється суміш іонів Na+, К+, Сl- і SO42-.

Другий випадок розгляньмо на прикладі двох реакцій:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image297.jpg

У іонній формі рівняння (1) та (2) матимуть такий вигляд:



Барій сульфат є практично нерозчинним і вилучається зі сфери реакції, тому його записують у молекулярній формі. Однакові іони в обох частинах рівнянь скорочуються, й обидва рівняння перетворюються на однакові скорочені іонні рівняння:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image301.jpg

Очевидно, що при взаємодії інших сульфатів з будь-якою розчинною сіллю Барію реакція буде описуватися таким самим скороченим іонним рівнянням. Отже, іонне рівняння, на відміну від молекулярного, належить не до однієї якої-небудь реакції між конкретними речовинами, а до цілої групи аналогічних реакцій.

Таким чином, якщо в результаті реакції одна з речовин вилучається зі сфери реакції, то реакція обміну відбувається повністю. Це можливо, якщо одним із продуктів реакції є: 1) слабко-розчинний газ, який виділяється з розчину; 2) слабко-розчинна речовина, що випадає в осад; 3) слабко-дисоційована речовина (слабкий електроліт) — слабкі кислоти, вода. У іншому разі реакція не відбувається, а утворюється суміш іонів.

**Напрямок протікання реакції**

 Виходячи з викладеного вище матеріалу, можна зробити висновок, що іонні реакції в розчинах відбуваються до кінця в бік утворення опадів, газів та слабких електролітів. Однак слід підкреслити, що до цього правила не можна ставитися формально. По-перше, слід наголосити на тому, що це правило діє тільки для реакцій між іонами (тобто в реакціях іонного обміну), але не для окисно-відновних реакцій. По-друге, усі три описані випадки можна узагальнити й сказати, що реакції іонного обміну відбуваються в тому разі, якщо один із продуктів реакції вилучається зі сфери взаємодії. У більшості випадків це відповідає утворенню газу, осаду та слабкого електроліту в розчині. Однак слід обов’язково звернути увагу на ще один випадок, який, будучи винятком, тільки підтверджує правило.

Розгляньмо реакцію між розчинами натрій хлориду та сульфатною кислотою:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image303.jpg

Оскільки всі вихідні речовини и речовини, які утворюються у цій реакції, добре розчинні і є сильними електролітами, то, хоч взаємодія між протилежно зарядженими частинками й спостерігається, вона не приводить до утворення нових речовин. Тому іонне рівняння матиме вигляд:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image305.jpg

з якого видно, що в розчині до и після змішування перебувають тільки іони Na+, Н+, Сl- і SO42-. Отже, можна зробити висновок, що в даному разі реакція практично не відбувається. Але це не завжди так.

Якщо ж реакцію проводити в умовах нестачі розчинника, тобто натрій хлорид узяти не у вигляді розчину, а в сухому виді, і сульфатну кислоту у вигляді концентрованого розчину, то реакція не буде оборотною. Хлороводень, хоча й добре розчиняється у воді, проте обмежено. І в тому разі, коли розчинника дуже мало, відповідно, й кількість хлороводню, який може в ньому розчинитися, зовсім незначна, а надлишок починає виділятися у вигляді газу, значить, виводиться з реакційного середовища, тобто реакція відбувається практично до кінця. За допомогою рівняння цей процес можна подати в такому вигляді:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image307.jpg

Аналогічна ситуація спостерігається й у випадку концентрованих (а ще краще — насичених) розчинів солей. Розгляньмо взаємодію натрій нітрату та калій хлориду:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image309.jpg

В іонному вигляді реакція виглядає цілком неможливою:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image311.jpg

Однак якщо для взаємодії взяти насичені розчини цих солей, то картина принципово міняється. З усіх речовин, що перебувають у рівновазі (NaNO3, KCl, KNO3, NaCl) нижче 22 °С, найнижча розчинність у калій нітрату, а при температурі +30 °С і вище найменша розчинність у натрій хлориду. Тому при змішуванні гарячих розчинів дійсно спостерігається рівновага між іонами, однак зі зниженням температури починають випадати кристали натрій хлориду, як найменш розчинного. У лабораторній практиці для добування калій нітрату беруть еквівалентні кількості NaNО3 і КСl, розчиняють у гарячій воді й викристалізовують натрій хлорид при температурі понад +30 °С. При цьому рівновага зміщується вправо, тобто

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image313.jpg

Після відділення кристалів натрій хлориду отриманий розчин охолоджують до температури, нижчої за +22 °С, для кристалізації калій нітрату.

Як приклад також можна навести реакцію, що лежить в основі виробництва соди методом Сольве: http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image315.jpgамоній хлорид добре розчинний у воді, а натрій гідрогенкарбонат при охолодженні насиченого розчину відносно мало розчинний у воді.

Таким чином, процеси, оборотні в певних умовах (розведені розчини), за інших умов (гарячі або охолоджені насичені розчини) можуть стати необоротними внаслідок випадання осаду чи виділення газу. Отже, сформульоване вище правило слід застосовувати на практиці тільки з урахуванням цієї обставини.

﻿**Окисно-відновні реакції**

 За зміною ступенів окиснення елементів, що входять до складу реагентів та продуктів реакції, усі хімічні реакції можна розділити на дві групи, а саме на:

1) Реакції, що протікають без зміни ступенів окиснення всіх елементів. До таких реакцій належать, зокрема, реакції іонного обміну в розчинах та деякі інші:

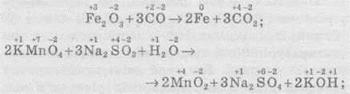
AgNO3 + NaCl → AgCl ↓ і + NaNO3.

2) Реакції, що протікають зі зміною ступеня окиснення всіх або деяких (або навіть одного) елементів, наприклад:

— усі елементи змінюють ступені окиснення:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image317.jpg

— деякі елементи змінюють ступені окиснення:



— один елемент змінює ступінь окиснення:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image321.jpg

Хімічні реакції, які протікають зі зміною ступеня окиснення елементів, що входять до складу реагентів, називають окисно-відновними реакціями (ОВР).

Будь-який окисно-відновний процес обов’язково складається з двох протилежних процесів — окиснення та відновлення.

Окиснення — це процес віддачі електронів атомом, іоном або молекулою. Якщо атом віддає електрон, то він здобуває позитивний заряд:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image323.jpg

Якщо негативно заряджена частинка віддає електрон, то вона може перетворюватися в нейтральний атом або позитивно заряджену частинку:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image325.jpg

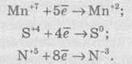
Якщо ж позитивно заряджена частинка віддає електрони, то вона збільшує свій позитивний заряд:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image327.jpg

Відновлення — це процес прийому електронів атомом, іоном або молекулою. Якщо нейтральний атом приймає електрони, то він перетворюється в негативно заряджену частинку:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image329.jpg

Якщо позитивно заряджена частинка приймає електрони, то вона зменшує свій позитивний заряд і залежно від числа прийнятих електронів може перетворитися в позитивно заряджену частинку з меншим позитивним зарядом, нейтральний атом або негативно заряджену частинку:



Частинку (атом, молекулу або іон), яка приймає електрон, називають окисником, а частинку, яка віддає електрони — відновником. Окисник у процесі реакції відновлюється, а відновник — окислюється. Оскільки в результаті реакції одна частинка віддає електрони, то обов’язково має бути частинка, яка ці електрони приймає, тому процеси окиснення й відновлення нерозривно пов’язані й не можуть протікати незалежно один від одного. Із цієї ж точки зору в окисно-відновному процесі обов’язково мають брати участь окисник і відновник, ОВР не може протікати між двома окисниками або між двома відновниками.

При складанні окисно-відновних процесів також необхідно пам’ятати про правила зазначення заряду частинок. Якщо зазначається заряд реально існуючого іона, що, наприклад, утворюється при дисоціації у воді, то спочатку зазначають величину заряду, а вже потім його знак. Якщо ж заряд зазначається для якого-небудь «гіпотетичного» іона, що в реальних системах не існує, а входить тільки до складу більш складних частинок, то спочатку вказують знак заряду, а вже потім його величину, тобто в цьому разі вказують ступінь окиснення елемента. Наприклад, при дисоціації натрій сульфату у воді утворюються іони Натрію із зарядом +1 і сульфат-іони із зарядом -2. У цьому разі частинки реально існують у розчинах, тому їх позначають як Na+ (Na1+) і SO42-. Але до складу сульфат-іона входять атоми Сульфуру зі ступенем окиснення +6 і атоми Оксигену зі ступенем окиснення -2. Ці частинки не існують окремо, а тільки в складі більш складного іона, тому їх можна назвати «гіпотетичними» іонами й, окрім того, через те, що між цими атомами зв’язок не іонний, а ковалентний, реальні заряди на цих атомах не дорівнюють відповідно +6 і -2, але для складання ОВР це не має значення, й указують ступені окиснення атомів. Тому ці частинки позначають так: S+6 та О-2.

**Окисники й відновники**

 Розгляньмо, які речовини можуть виступати в ролі окисників та відновників.

**Окисники**

 Окисниками можуть бути частинки, які здатні приймати електрони. До таких частинок належать: 1) нейтральні атоми та молекули неметалів; 2) позитивно заряджені іони металів, складні іони та молекули, що містять атоми елементів з вищим або проміжним ступенем окиснення.

**Нейтральні атоми як окисники**

 Типовими окисниками є атоми елементів, на зовнішньому електронному рівні яких міститься від 4 до 7 електронів. Зі збільшенням числа електронів на зовнішньому рівні атомам необхідно прийняти менше електронів до утворення стійкого октету. Тому чим більше електронів на зовнішньому рівні, тим сильніше виражені окисні властивості атомів. Серед простих речовин найсильнішими окисниками є речовини, утворені елементами 6 та 7 груп Періодичної системи. Атоми цих елементів приймають один або два електрони. Найслабшими окисниками є атоми 4 групи, вони приймають чотири електрони.

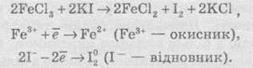
Нагадаємо, що в групах Періодичної системи окисні властивості зменшуються зі зростанням атомних радіусів (зі збільшенням атомного номера), а в періодах зі збільшенням атомного номера окисні властивості збільшуються, тому серед простих речовин найсильніший окисник — флуор.

**Катіони як окисники**

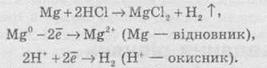
 Позитивно заряджені іони металів тією чи іншою мірою володіють окисною здатністю, тобто здатні приймати електрони — відновлюватися. Серед них найсильнішими окисниками є іони металів з найвищим ступенем окиснення.

Наприклад, для іонів металів Fe2+, Сr3+ характерні відновні властивості, а для іонів Сu2+, Fe3+ — окисні (оскільки ці метали в даному разі перебувають у вищому ступені окиснення).

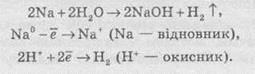
Так, у реакції FeSO4 + КМnO4 + H2SO4 відновником є іон Fe2+, а в реакції FeCl3 + KI окисником є Fe3+:



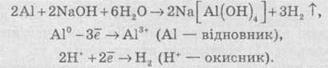
Також дуже часто в ролі окисника виступають заряджені іони гідрогену Н+, наприклад, у реакціях металів з водними розчинами багатьох кислот:



Аналогічно в реакціях активних металів з водою:



Або водними розчинами лугів:



**Аніони як окисники**

 Типовими окисниками є аніони, до складу яких входять атоми перехідних металів з вищим ступенем окиснення, наприклад: КМnО, (Мn+7), К2Сr2O7 (Сr+6) тощо.

Сильними окисниками є також іони або молекули, що містять неметали з позитивним ступенем окиснення (вищим або проміжним), наприклад нітратна кислота HNO3 (N+5), концентрована сульфатна кислота H2SO4 (S+6), бертолетова сіль КСlO3 (Сl+5) тощо.

Найпоширеніші окисники, які часто використовують у техніці або в лабораторіях:

1. Кисень (O2) використовують у багатьох хімічних виробництвах. Ще більш сильним окисником є інша алотропна модифікація Оксигену — озон. У реакціях атоми Оксигену приймають два електрони, утворюючи найчастіше частинку О-2 або, рідше, О22-:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image341.jpg

2. Нітратна кислота HNO3 є одним з найсильніших окисників. Вона окислює багато металів, а в суміші з хлоридною кислотою (царська горілка) здатна окислювати навіть малоактивні метали, наприклад золото. У реакціях може відновлюватися до нітроген діоксиду NO2, нітроген монооксиду NO, азоту N2, амоніаку NH3.

3. Концентрована сульфатна кислота H2SO4 належить до числа досить сильних окисників, особливо при нагріванні. Проявляючи окисні властивості, сульфатна кислота найчастіше відновлюється до сульфур діоксиду SO2, а з більш сильними відновниками може відновлюватися до сірки S або до сірководню H2S.

4. Манган(ІV) оксид МnO2 використовують у лабораторних умовах при добуванні хлору з хлоридної кислоти. У реакціях відновлюється до іона Мангану Мn2+.

5. Калій перманганат КМnO4 є дуже сильним окисником і широко використовується в лабораторіях. Продукти відновлення КМnO4 залежать від середовища, в якому відбувається реакція. В основному відновлюється до калій манганату К2МnO4, манган(ІV) оксиду МnO2, іона Мангану Мn2+.

6. Калій хромат К2СrO4 та калій дихромат К2Сr2O7 широко використовують у лабораторіях. Продуктом відновлення є іон Хрому Сr3+.

7. Галогени (F2, Сl2, Вr2) та оксигеновмісні сполуки Хлору й Брому, наприклад КСlO4, КСlO3, КСlO, NaBrO3, NaBrO.

 **Відновники**

 Відновниками можуть бути частинки, які здатні віддавати електрони. До таких частинок належать: 1) нейтральні атоми металів та, в деяких випадках, неметалів; 2) негативно заряджені іони неметалів; 3) позитивно заряджені іони металів у проміжному ступені окиснення; 4) складні іони та молекули, що містять атоми елементів у проміжному ступені окиснення.

**Нейтральні атоми як відновники**

 Відновниками є атоми, на зовнішньому енергетичному рівні яких є від 1 до 3 електронів. До цієї групи відновників належать метали. Відновні властивості можуть виявляти й неметали, наприклад, водень, вуглець, бор тощо. У хімічних реакціях усі вони віддають електрони за такою схемою:

Е — nhttp://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image343.gif → Еn+.

Сильними відновниками є атоми, які мають великі атомні радіуси. До них належать атоми елементів двох перших груп Періодичної системи (лужні й лужноземельні метали), а також Al, Fe та Zn.

У групах Періодичної системи відновна здатність нейтральних атомів зростає зі збільшенням радіуса атома. Так, у ряді Na — Fr більш слабким відновником є Na, а більш сильним — Fr. У періодах зі збільшенням атомного номера відновна здатність зменшується, а отже, найсильнішим відновником з-поміж усіх елементів Періодичної системи є Францій.

**Аніони як відновники**

 Сильними відновниками можуть бути також негативно заряджені іони неметалів Еn-, які зазвичай перебувають у нижчому ступені окиснення, оскільки за певних умов вони можуть віддавати не тільки слабко утримувані надлишкові електрони, але й електрони зі свого зовнішнього рівня. При цьому, чим активніший неметал як окисник, тим слабша відновна здатність його аніонів. І навпаки, чим менш активний неметал як окисник, тим більш активним відновником є його аніон.

При однаковій величині заряду негативно заряджених іонів відновна здатність зростає зі збільшенням радіуса атома. Наприклад, у групі галогенів іон I- має найбільшу відновну здатність порівняно з іонами Br-, Cl- і F-, причому F- відновних властивостей у хімічних реакціях взагалі не виявляє.

Також відновні властивості можуть виявляти оксигеновмісні аніони й молекули, до складу яких входять метали та неметали в проміжному ступені окиснення, наприклад, МnO2 (Мn+4), МnО42- (Мn+6), SO32- i SO2 (S+4), СlO3- (Сl+5), СО (C+2),NO (N+2), NO2- (N+3).

**Катіони як окисники**

 Відновні властивості можуть виявляти іони металів з нижчою валентністю, наприклад:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image345.jpg

Найпоширеніші відновники, які часто використовують у техніці або в лабораторіях:

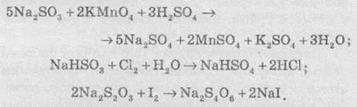
1. Вуглець широко використовують для відновлення металів та неметалів з оксидів:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image347.jpg

2. Карбон монооксид відіграє важливу роль у металургії при відновленні металів з їхніх оксидів:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image349.jpg

3. Натрій сульфіт Na2SO3, натрій гідрогенсульфіт NaHSO3 і натрій тіосульфат Na2S2O3 широко використовують як відновники: другий — у текстильній промисловості, а третій — у фотографії й дуже часто з аналітичною метою для кількісного визначення йоду:



4. Активні метали, наприклад натрій, використовують у промисловості для добування простих речовин, утворених елементами підгрупи Титану:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image353.jpg

а алюміній широко використовують у реакціях алюмінотермії для добування металів:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image355.jpg

5. Водень. Сьогодні водень використовують у промислових масштабах для добування чистого вольфраму, молібдену, германію:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image357.jpg

Як бачимо, дуже багато речовин залежно від умов можуть виявляти або окисні, або відновні властивості. Найчастіше, якщо така речовина взаємодіє з більш сильним окисником, вона виявляє відновні властивості, а якщо з більш сильним відновником, то — окисні. Іноді визначити, які властивості (окисні чи відновні) більш характерні для речовини, досить складно без певного досвіду.

**Складання рівнянь окисно-відновних** **реакцій**

 При складанні рівнянь ОВР дуже часто користаються методом електронного балансу та методом електронно-іонного балансу (метод напівреакцій). їх використовують для підбору стехіометричних коефіцієнтів у рівняннях ОВР.

 **Метод електронного балансу**

 Суть методу знаходження стехіометричних коефіцієнтів у рівняннях ОВР полягає в тому, щоб визначити ступені окиснення атомів елементів, які беруть участь в ОВР, і зрівняти число прийнятих та відданих електронів. При складанні електронного балансу можна дотримуватися такого алгоритму:

1. Записати реагенти й продукти реакції в молекулярному вигляді.

2. Визначити ступені окиснення всіх елементів, які входять до складу реагентів та продуктів реакції.

3. Визначити, які елементи змінюють ступені окиснення.

4. Записати рівняння окиснення та відновлення із зазначенням числа прийнятих і відданих електронів.

5. Знайти найменше спільне кратне для чисел відданих і прийнятих електронів й обчислити коефіцієнти, на які необхідно помножити рівняння окиснення та відновлення.

6. Записати сумарне рівняння окиснення й відновлення.

7. Розставити коефіцієнти у вихідному молекулярному рівнянні.

Розгляньмо простий приклад відновлення ферум(ІІІ) оксиду чадним газом (карбон монооксидом). Продуктом реакції є залізо та карбон діоксид (вуглекислий газ):

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image359.jpg

Обчислимо ступені окиснення всіх елементів:

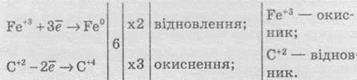
http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image361.jpg

У даному разі ступені окиснення змінюють елементи Ферум (від +3 до 0) та Карбон (від +2 до +4). Виходячи зі зміни ступеня окиснення цими елементами, запишемо рівняння окиснення та відновлення:

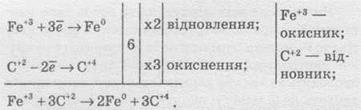
http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image363.jpg

При складанні рівнянь окиснення та відновлення іноді складно визначити число прийнятих або відданих електронів. Для цього можна згадати закон збереження заряду: сумарні заряди лівої й правої частин рівнянь мають бути однаковими. При цьому не можна також забувати про те, що електрон має заряд -1. Таким чином, щоб визначити число електронів у першому рівнянні (відновлення), молена скласти математичний вираз, позначивши число електронів символом х: +3 + х ∙ (-1) = 0. Розв’язуючи це рівняння, знаходимо, що х = 3, отже, щоб заряд +3 перетворився на 0, необхідно прийняти 3 електрони. Таку саму операцію виконуємо стосовно другого рівняння: +2 + х ∙ (-1) = +4. У цьому разі х = -2, отже, для того щоб заряд +2 перетворився на +4, необхідно віддати 2 електрони (про необхідність віддавати електрони свідчить від’ємний знак значення х).

Наступним етапом буде визначення найменшого спільного кратного для чисел відданих і прийнятих електронів. Для чисел 3 та 2 найменшим спільним кратним є число 6. Тепер, щоб визначити коефіцієнт, на який необхідно помножити рівняння окиснення й відновлення, поділимо найменше спільне кратне на число електронів, які беруть участь у кожному рівнянні. У рівнянні відновлення беруть участь 3 електрони, отже, це рівняння треба помножити на 6/3 = 2. У рівнянні окиснення беруть участь 2 електрони, отже, його б треба помножити на 6/2 = 3. Отримане найменше спільне кратне та коефіцієнти записуємо праворуч від рівнянь:



Тепер підсумуємо рівняння окиснення та відновлення з урахуванням коефіцієнтів: усі члени першого рівняння множимо на 3, а другого — на 2. Очевидно, що після множення в першому рівнянні приймається б електронів, а в другому — віддається б електронів. Після підсумовування вони скорочуються, тому в сумарному рівнянні їх можна не вказувати. Власне, суть електронного балансу полягає в тому, щоб визначити коефіцієнти, при множенні на які число прийнятих електронів буде дорівнювати числу відданих. Після всіх зазначених операцій одержуємо:



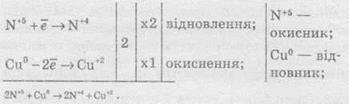
Залишається остання операція: перенести коефіцієнти із сумарного рівняння в молекулярне рівняння реакції. Для цього необхідно коефіцієнти перед відповідними частинками поставити перед записом молекул, до складу яких входять елементи із цими ж ступенями окиснення. Так, Fe+3 входить до складу ферум(ІІІ) оксиду, тому перед Fe2O3 необхідно поставити коефіцієнт 2, але оскільки до складу Fe2O3 уже входить два атоми Феруму, то коефіцієнт тут не потрібний; С+2 входить до складу карбон монооксиду, тому перед СО ставлять коефіцієнт 3. Аналогічно переносять і решту коефіцієнтів і одержують:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image369.jpg

Часто бувають випадки, коли в рівнянні є сполуки, до складу яких не входять елементи, що змінюють ступінь окиснення. У цьому разі коефіцієнти перед такими сполуками ставлять в останню чергу. Розгляньмо випадок взаємодії міді з концентрованою нітратною кислотою:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image371.jpg

У цьому разі змінюють ступені окиснення Купрум і Нітроген. Складемо для них електронний баланс:



У цьому разі перед сполуками, до складу яких входить Купрум (Cu і Cu(N03)2), стоїть коефіцієнт 1, а перед сполуками з Нітрогеном (HNO3 та NO2) — 2. Але, як видно з рівняння, не всі атоми Нітрогену змінюють ступені окиснення: частина їх без змін входить до складу купрум(ІІ) нітрату й для обчислення коефіцієнта перед нітратною кислотою їх також треба враховувати. Оскільки перед атомами Купруму коефіцієнт одиниця, то для утворення однієї «молекули» купрум(ІІ) нітрату витрачається два атоми Нітрогену. До цього слід додати ще два атоми Нітрогену, які витрачаються на утворення нітроген діоксиду, й тоді перед HNO3 треба поставити коефіцієнт 4. Після цього обчислюємо коефіцієнт перед Н2O. Серед реагентів Гідроген входить тільки а нітратну кислоту. З урахуванням коефіцієнта перед нею в реакції беруть участь 4 атоми Гідрофону, отже перед водою має стояти коефіцієнт 2. Виходячи із цього, одержуємо:

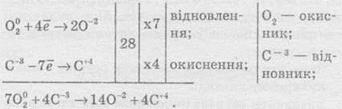
http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image375.jpg

Якщо після всіх міркувань ви все ж таки маєте сумнів у правильності розставлених коефіцієнтів, то їх можна перевірити-за допомогою так званої контрольної суми. Зазвичай таку перевірку проводять за числом атомів Оксигену, тому що він входить до більшості сполук: сума атомів Оксигену у всіх реагентах має дорівнювати сумарному числу атомів Оксигену в продуктах реакції. У цьому разі і в реагентах, і в продуктах реакції сума атомів Оксигену дорівнює 12, отже, коефіцієнти розставлені правильно.

Окрім того, слід сказати ще про одну особливість складання рівнянь окиснення та відновлення. Часто серед продуктів або реагентів зустрічаються прості речовини, які складаються з двохатомних молекул (O2, Сl2, Вr2 тощо). Тільки в цьому випадку в рівняннях окиснення й відновлення ці речовини записують у вигляді молекул. Наприклад, розгляньмо взаємодію етилену з киснем:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image377.jpg

У цьому разі ступені окиснення змінюють атоми Карбону й Оксигену. Однак оскільки в реакції бере участь кисень, то в напівреакції відновлення слід записувати молекулу кисню. Але індекс при атомі Карбону в етилені при складанні напівреакції окиснення не враховується. У підсумку одержуємо:



При розстановці коефіцієнтів у молекулярному рівнянні необхідно враховувати, що в молекулу етилену входять два атоми Карбону. Окрім того, у продуктах реакції атоми Оксигену входять в обидва продукти, отже коефіцієнт перед Н2O ставлять за залишковим принципом: перед СO2, виходячи із сумарного рівняння, необхідно поставити коефіцієнт 4, отже, на карбон діоксид витрачається 8 атомів Оксигену, тоді на воду залишається 6 і перед Н2O ставлять коефіцієнт 6:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image381.jpg

Звісно ж, розглянуті приклади є досить простими й у наведених рівняннях реакцій коефіцієнти можна розставити й без застосування електронного балансу, але існує досить багато реакцій, в яких без балансу розставити коефіцієнти складно.

**ОКИСНО-ВІДНОВНІ ПРОЦЕСИ**

**Електроліз розчинів та розплавів електролітів**

 Сукупність ОВР, які протікають на електродах у розчинах та розплавах електролітів при пропусканні через них електричного струму, називають електролізом. На підставі етимології слова можна сказати, що електроліз (від електро... і грец. лізіс — розклад) — це розклад під дією електричного струму.

При проведенні електролізу на електроди накладається зовнішнє електричне поле, під дією якого відбуваються реакції. Під час електролізу електрична енергія перетворюється в хімічну.

На катоді джерела струму відбувається процес передачі електронів катіонам з розчину або розплаву, тому катод є відновником. На аноді відбувається віддача електронів аніонами, тому анод є окисником.

Під час електролізу як на аноді, так і на катоді можуть відбуватися конкуруючі реакції. При проведенні електролізу з використанням інертного (який не витрачається) електрода (наприклад, графіту або платини), як правило, у розчинах конкуруючими є два окисних і два відновних процеси: на аноді — окиснення аніонів і гідроксид-іонів, а на катоді — відновлення катіонів солей та іонів Гідрогену Н+.

При проведенні електролізу з використанням активних (що витрачаються) електродів процеси ускладнюються: на аноді відбувається, окрім окиснення аніонів та гідроксид-іонов, також окиснення матеріалу анода (анодне розчинення); на катоді, окрім відновлення катіонів солей та іонів Н+, відбувається відновлення катіонів металу, що утворилися при розчиненні анода.

Для того, щоб вибрати найбільш імовірний процес, необхідно виходити з тези, що протікає та реакція, яка вимагає найменшої затрати енергії. Це означає, що відновлюються найбільш активні окисники, а окислюються найбільш активні відновники.

**Електроліз розплавів солей**

 Розгляньмо на прикладі розплаву натрій хлориду. У розплаві натрій хлориду наявні іони натрію Na+ і хлорид-іони Сl-. Іони Натрію прямують до негативно зарядженого катода, на якому протікає реакція:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image383.jpg

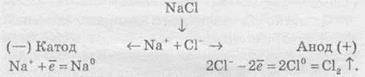
У свою чергу, хлорид-іони прямують до позитивно зарядженого анода, на якому віддають свої електрони, унаслідок чого протікає реакція:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image385.jpg

Сумарне рівняння реакції електролізу натрій хлориду має такий вигляд:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image387.jpg

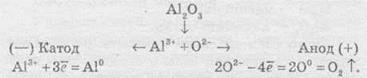
Схематично процес електролізу розплаву натрій хлориду можна записати так:



Сумарне рівняння реакції

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image391.jpg

Електроліз розплавів використовують для добування високоактивних металів, які неможливо отримати за допомогою електролізу розчинів. Також широко розповсюджений електроліз алюміній оксиду, за допомогою якого в промисловості добувають алюміній:



Сумарне рівняння реакції

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image395.jpg

**Електроліз розчинів електролітів**

 Електроліз розплавів енергетично менш вигідний порівняно з електролізом розчинів, тому що більшість електролітів плавляться при високих температурах. Тому частіше користуються електролізом розчинів.

При електролізі розчинів, на відміну від електролізу розплавів, може протікати велика кількість конкуруючих реакцій, тому при електролізі розчинів електролітів з інертним електродом дотримуються таких правил:

1. При електролізі розчинів, що містять аніони F-, SO42-, NO3-, РO43-, відбувається окиснення гідроксид-іонов, які завжди в тій або іншій кількості є у воді:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image397.jpg

2. При окисненні галогенід-іонів утворюються вільні галогени:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image399.jpg

3. При окисненні аніонів органічних кислот відбувається процес:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image401.jpg

4. При електролізі розчинів солей, що містять катіони, розташовані в ряді активності металів лівіше алюмінію, на катоді виділяється водень унаслідок відновлення іонів Н+, які завжди є у водних розчинах, у результаті реакції:

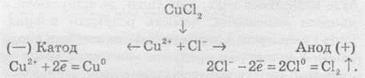
http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image403.jpg

5. При електролізі розчинів солей, що містять катіони, розташовані в ряді активності металів між алюмінієм та воднем, на катоді можуть протікати як конкуруючі процеси відновлення катіонів металів, так і виділення водню:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image405.jpg

6. При електролізі розчинів солей, що містять катіони, розташовані в ряді активності металів правіше водню, відбувається відновлення катіонів металів.

Розгляньмо кілька випадків електролізу водних розчинів різних солей. Найбільш простий випадок, коли сілі складається з іонів, які підлягають правилам 2 та 6. Наприклад, купрум(ІІ) хлорид. У цьому разі на катоді відновлюються іони Сu2+, а на аноді — Сl-.

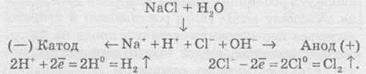


Сумарне рівняння реакції

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image409.jpg

У результаті електролізу на катоді виділяється металічна мідь, а на аноді — газуватий хлор.

Якщо ж до складу солі входять іони активного металу, наприклад, натрій бромід, то на катоді відновлюються іони Н+ (правила 4 та 2):

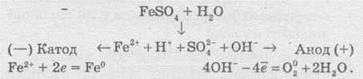


Сумарне рівняння реакції

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image413.jpg

У результаті на катоді виділяється водень, на аноді — хлор, а в розчині залишаються іони Натрію та гідроксид-іони, утворюючи луг (порівняйте з продуктами електролізу розплаву натрій хлориду). Цей спосіб є одним із промислових способів добування лугів.

Гідролізу може піддаватися тільки катіон із солі. Наприклад, у випадку електролізу ферум(ІІ) сульфату (правила 1 та 5):

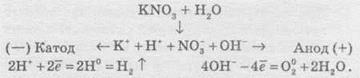


Сумарне рівняння реакції

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image417.jpg

У результаті на катоді утворюється залізо (хоча побічним процесом також може бути виділення газуватого водню), на аноді виділяється газуватий кисень, а в розчині залишається сульфатна кислота.

І, нарешті, випадок, коли ні катіон, ні аніон солі не піддається електролізу. Наприклад, калій нітрат (правила 1 та 4):



Сумарне рівняння реакції

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image421.jpg

У цьому разі ні катіони металу, ні аніон оксигеновмісної кислоти не розряджаються. На катоді виділяється водень, а на аноді — кисень. Фактично електроліз розчину калій нітрату зводиться до електролітичного розкладу води.

Розгляньмо також випадок електролізу купрум(ІІ) хлориду, тільки не з інертними електродами, а з активними. Якщо як електроди взяти мідні пластинки, то в цьому разі на катоді також буде виділятися мідь, а на аноді, де відбуваються процеси окиснення, замість розрядки хлоридіонів і виділення хлору протікає окиснення анода (міді). У цьому разі продукти окиснення анода — іони Сu2+ переходять у розчин, а досягаючи катода, осідають на ньому:



Таким чином, електроліз розчину купрум(ІІ) хлориду з розчинним анодом зводиться до окиснення матеріалу анода (його розчинення) й супроводжується перенесенням металу з анода на катод.

У промисловості цей процес використовують для електрохімічного очищення (рафінування) міді. Один електрод у вигляді тонкого дроту виготовляють із хімічно чистої міді, а другий електрод роблять із болванок чорнової міді, отриманої при виплавці. Після підключення джерела електричного струму чорнова мідь (анод) розчиняється, а чиста мідь осідає на іншому катоді. У підсумку одержують мідь із досить високим ступенем очищення.

**Тема 1. Атомно-молекулярна будова речовини**

Серед чотирьох наведених варіантів відповідей виберіть одну правильну

1. Позначте визначення атома:

A. Найменша частинка, що входить до складу молекули і зберігає її властивості;

Б. Електронейтральна частинка речовини, що складається з протонів;

B. Сукупність елементів з однаковим порядковим номером;

Г. Найменша електронейтральна частинка, що складається з ядра та електронів.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1654.jpg

2. Позначте визначення молекули:

A. Найменша частинка речовини, що зберігає її властивості;

Б. Найменша частинка речовини, що здатна до самостійного існування;

B. Найменша частинка елемента, що зберігає його властивості;

Г. Найменша кількість речовини, що бере участь у хімічних перетвореннях.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1654.jpg

3. Позначте визначення відносної атомної маси:

A. Найменша маса речовини, яка обумовлює її властивості;

Б. Маса одного моля атомів;

B. Маса однієї молекули речовини;

Г. Число, що дорівнює відношенню маси атома елемента до 1/12 маси атома Карбону.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1655.jpg

4. Позначте визначення атомної одиниці маси:

А. 1/2 маси атома нукліда Карбону-12;

Б. Маса атома нукліда Карбону-12;

В. 1/12 маси атома нукліда Карбону-12;

Г. 1/10 маси атома нукліда Карбону-12.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1656.jpg

5. Позначте відносну молекулярну масу ортофосфатної кислоти:

A. 95;

Б. 105;

B. 98;

Г. 88.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1656.jpg

6. Позначте порядковий номер елемента X, що утворює речовину ХО з відносною молекулярною масою 30:

A. 6;

Б. 7;

B. 14;

Г. 15.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1657.jpg

Позначте порядок цифр, що відповідають правильним твердженням або відповідям

7. Позначте вірні твердження:

1. Відстань між молекулами в газоподібному стані менша, ніж у твердому;

2. Відстань між молекулами в газоподібному стані більша, ніж у рідкому;

3. Відстань між молекулами в газоподібному та рідкому станах однакова;

4. В газоподбіному стані молекули хаотично рухаються;

5. В рідкому стані молекули жорстко зафіксовані в певному положенні;

6. В твердому стані частинки коливаються навколо певного положення.

Варіанти відповідей:

A. 1, 3, 6;

Б. 2, 4, 6;

B. 2, 3, 6;

Г. 1, 5, 6

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1654.jpg

8. Позначте формули речовин, що мають однакову молярну масу:

1. СО2;

2. N2О;

3. SO2;

4. С3Н8;

5. NO2;

6. СН4.

Варіанти відповідей:

A. 3, 5, 6;

Б. 1, 4, 6;

B. 2, 3, 4:

Г. 1, 2, 4.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1654.jpg

Установіть логічну відповідність між поняттями у першому та другому стовпчиках

9. Установіть відповідність між видом руху молекул та агрегатним станом речовини:

Агрегантний стан

1. Твердий;

2. Рідкий;

3. Газуватий;

Вид руху

A. Поступальний;

Б. Прямолінійний;

B. Хаотичний;

Г. Коливальний.



10. Установіть відповідність між визначенням і поняттям:

Визначення

1. Найменша частинка речовини, що зберігає її хімічні властивості;

2. Вид атомів з однаковим зарядом ядра;

3. Найменша хімічна неподільна частинка речовини, що має ядро;

4. Відношення маси атома до маси 1/12 атома нукліда Карбону-12;

Поняття

A. Атом;

Б. Молекула;

B. Елемент;

Г. Речовина;

Д. Атомна маса.



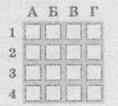
11. Установіть формули речовини у послідовності збільшення молекулярної маси:

A. Nа2O;

Б. NO2;

B. NO;

Г. SO3.



Після певних обчислень напишіть свою відповідь, округлену до цілого числа, за допомогою цифр до бланка відповідей

12. Обчисліть відносну молекулярну масу речовини з формулою Н2ЕO4, якщо масова частка елемента Е дорівнює 32,6 % .

Відповідь:

﻿

1. Позначте прізвище вченого, ім’ям якого названо число частинок, що міститься в 1 моль будь-якої речовини:

A. Менделєєв;

Б. Авогадро;

B. Лавуазьє;

Г. Резерфорд.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1665.jpg

2. В 1 моль будь-якої речовини міститься саме стільки частинок, скільки міститься атомів у зразку одного з нуклідів масою 0,012 кг:

A. Нітроген-15;

Б. Оксиген-16;

B. Карбон-12;

Г. Сульфур-32.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1665.jpg

3. Укажіть одиницю вимірювання величини, на яку потрібно розділити масу речовини для обчислення кількості речовини:

A. г;

Б. м3;

B. моль;

Г. г/моль.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1666.jpg

4. Позначте визначення молярної маси речовини;

A. Найменша маса речовини, що визначає її властивості;

Б. Маса одного моля речовини;

B. Маса однієї молекули речовини;

Г. Кількість речовини в грамах, що бере участь в реакції.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1667.jpg

5. Позначте визначення кількості речовини:

A. Величина, що визначається числом структурних частинок в певній порції речовини;

Б. Величина, що визначається масою однієї молекули речовини;

B. Величина, що визначається найменшою масою речовини, здатною існувати самостійно;

Г. Величина, що визначається загальною кількістю атомів в молекулі речовини.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1668.jpg

6. Позначте формулювання закону збереження маси речовини в хімічних реакціях:

A. Речовина не виникає з нічого, а лише перетворюється в іншу;

Б. Загальна маса продуктів реакції дорівнює загальній масі реагентів;

B. В хімічній реакції маса перетворюється на енергію;

Г. У всіх хімічних реакціях може використовуватися тільки стала маса реагентів.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1669.jpg

Позначте порядок цифр, що відповідають правильним твердженням або відповідям

7. Позначте вірні твердження щодо числа Авогадро:

1. Дорівнює числу молекул в одному кілограмі речовини;

2. Саме таке число атомів має вступати в хімічну реакцію;

3. Позначається символом NА;

4. Саме таке число частинок міститься у зразку речовини кількістю 1 моль;

5. Саме таке число частинок міститься в одному літрі газуватої речовини;

6. Дорівнює 6,02 ∙ 1023.

Варіанти відповідей:

A. 3, 4, 6;

Б. 1, 2, 5;

B. 2, 4, 5;

Г. 3, 5, 6.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1665.jpg

8. Позначте вірні твердження щодо молярної маси речовини:

1. Використовується для обчислення об’єму речовини, виходячи з кількості речовини;

2. Числове значення дорівнює відносній молекулярній масі;

3. Залежить від молярного об’єму речовини та умов вимірювання;

4. Використовується для обчислення маси речовини, виходячи з кількості речовини;

5. Обчислюється як сума відносних атомних мас елементів, що входять до складу речовини, з урахуванням стехіометричних співвідношень;

6. Дорівнює 6,02 ∙ 1023.

Варіанти відповідей:

A. 1, 5, 6;

Б. 2, 4, 6;

B. 2, 4, 5;

Г. 2, 3, 6.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1666.jpg

Установіть логічну відповідність між поняттями у першому та другому стовпчиках

9. Встановіть відповідність між масою речовини та кількістю речовини:

Маса речовини

1. 196 г Н2SO4;

2. 20 г NаОН;

3. 585 г NaCl;

4. 20 г СаСО3.

Кількість речовини

A. 2,0;

Б. 10,0;

B. 0,5;

Г. 0,2;

Д. 0,1.



10. Установіть відповідність між масою реагентів і масою продуктів:

Реагенти

1. 11,5 г Nа з 35,5 г Сl2;

2. 5,75 г Nа з 8 г O2;

3. 23 г Na з 18 г Н2O;

4. 11,5 г Na 3 16 г S.

Маса продуктів реакції

A. 27,5 г;

Б. 41 г;

B. 18,75 г;

Г. 13.75 г;

Д. 47 г.

А Б В Г Д



Наведені варіанти відповідей розташуйте в необхідній послідовності відповідно до запропонованого завдання

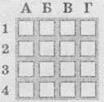
11. Установіть значення мас речовин у послідовності збільшення кількості речовини у цих зразках:

A. 22 г вуглекислого газу;

Б. 17 г амоніаку;

B. 12 г метану;

Г. 8 г кисню.



Після певних обчислень напишіть свою відповідь, округлену до цілого числа, за допомогою цифр до бланка відповідей

12. Обчисліть кількість речовини (моль) мідного купоросу СuSO4 ∙5Н2O масою 250 г.

Відповідь:

**Тема 3. Газові закони. Закон Авогадро**

Серед чотирьох наведених варіантів відповідей виберіть одну правильну

1. Позначте формулювання закону Авогадро:

A. Об’єми газуватих речовин в хімічній реакції пропорційні їхнім масам;

Б. В однакових об’ємах різних газів за однакових умов містяться однакові маси речовин;

B. В однакових об’ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число атомів речовин;

Г. В однакових об’ємах різних газів за однакових умов міститься однакове число молекул речовин.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1676.jpg

2. Позначте об’єм 1 моль речовини в газуватому стані за нормальних умов:

A. 11,2 л;

Б. 22,4 л;

B. 22,4 м3;

Г. 11,2 м3.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1676.jpg

3. Позначте вірне твердження щодо відносної густини газу:

А. Показує масу одиниці об’єму речовини;

Б. Визначає, у скільки разів даний газ важчий за інший;

В. Дорівнює відношенню об’єму даного газу до маси іншого;

Г. Дорівнює відношенню маси даного газу до густини іншого.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1676.jpg

4. Позначте вірне твердження щодо відносної густини газу за воднем:

A. Дорівнює відношенню молекулярної маси водню до молекулярної маси даного газу;

Б. Дорівнює відношенню густини водню до густини даного газу;

B. Дорівнює відношенню молярної маси даного газу до густини водню;

Г. Дорівнює добутку молярної маси даного газу та молярної маси водню.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1676.jpg

5. Позначте вірне твердження щодо газу Х2Н4 з відносною густиною за воднем 14:

A. Його молярна маса дорівнює 14 г/моль;

Б. Порядковий номер елемента X — 14;

B. Його відносна молекулярна маса дорівнює 28;

Г. Об’єм 2 моль цього газу за нормальних умов дорівнює 22,4 л.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1677.jpg

6. Вкажіть прізвище вченого, який відкрив закон об’ємних співвідношень:

A. Менделєєв;

Б. Лавуазьє;

B. Бутлеров;

Г. Авогадро.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1678.jpg

Позначте порядок цифр, що відповідають правильним твердженням або відповідям

7. Позначте формули газів, що мають однакову густину в тих самих умовах:

1. СО;

2. NO;

3. СН4;

4. С2Н4;

5. N2;

6. N2O.

Варіанти відповідей:

A. 1, 3, 6;

B. 1, 4, 5;

В. 2, 5, 6;

Г. 3, 4, 5.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1676.jpg

8. Позначте формули газів, важчих за повітря:

1. СO2;

2. NO;

3. SO2;

4. СН4;

5. NO2;

6. NO3.

Варіанти відповідей:

A. 1, 3, 5;

B. 1, 2, 5;

В. 2, 3, 5:

Г. 2, 3, 6.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1676.jpg

Установіть логічну відповідність між поняттями у першому та другому стовпчиках

9. Встановіть відповідність між формулою газу та його відносною густиною за воднем:

Формула газу

1. СО;

2. СO2;

3. SO2;

4. NН3.

Відносна густина за воднем

A. 8,5;

Б. 14;

B. 45;

Г. 22;

Д. 32.



10. Установіть відповідність між об’ємом газу та його масою:

Об’єм

1. 224 мл Сl2;

2. 0,448 л O2;

3. 67,2 л N2;

4. 11,2 л NO.

Маса

A. 0,34;

Б. 15,0;

B. 0,64;

Г. 0,71;

Д. 84,0.



Наведені варіанти відповідей розташуйте в необхідній послідовності відповідно до запропонованого завдання

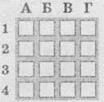
11. Установіть формули речовин у послідовності збільшення числа атомів віл цих газів:

A. NH3;

Б. N2O;

B. N2O4;

Г. NO.



Після певних обчислень напишіть свою відповідь, округлену до цілого числа, за допомогою цифр до бланка відповідей

12. При взаємодії амоніаку об’ємом 10,64 л (н. у.) з киснем в присутності каталізатора було одержано нітроген(ІІ) оксид масою 11,4 г. Обчисліть масову частку виходу продукту реакції від теоретично можливого (у відсотках).

Відповідь:

**Тема 4. Закономірності перебігу хімічних реакцій**

Серед чотирьох наведених варіантів відповідей виберіть одну правильну

1. Позначте назву реакцій, що перебігають з виділенням теплоти:

A. Ендотермічні;

Б. Оборотні;

В. Необоротні;

Г. Екзотермічні.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1683.jpg

2. Позначте вірне твердження щодо каталізаторів:

A. В реакційне середовище каталізатори необхідно додавати у великих кількостях;

Б. Каталізатори змінюють швидкість реакції:

B. Під час реакції каталізатори, не вступають у взаємодію з реагентами;

Г. Під час реакцій каталізатори витрачаються, але в невеликих кількостях.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1684.jpg

3. Позначте вірне твердження щодо швидкості реакції:

A. Швидкість реакції не залежить від природи речовин;

Б. При підвищенні температури швидкість реакції зростає;

B. Всі реакції перебігають з постійною швидкістю, що залежить тільки від температури;

Г. Швидкість реакції не залежить від концентрації речовин.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1685.jpg

4. Позначте вірне твердження щодо хімічної рівноваги:

A. Після встановлення хімічної рівноваги реакція зупиняється;

Б. Якщо система перебуває в рівноважному стані, концентрація речовин не змінюється;

B. Хімічна рівновага настає тільки в необернених реакціях;

Г. Стан хімічної рівноваги неможливо порушити жодними чинниками.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1685.jpg

5. Позначте вірне твердження щодо системи, в якій встановилася рівновага, за допомогою рівняння: N2 + 3Н2 → 2NН3 + Q.

A. При збільшенні тиску рівновага зсувається в бік продуктів реакції;

Б. При збільшенні температури рівновага зсувається в бік продуктів реакції;

B. При збільшенні концентрації азоту рівновага зсувається в бік реагентів;

Г. При зменшенні концентрації амоніаку рівновага зсувається в бік реагентів.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1686.jpg

6. Позначте вірне твердження щодо системи, в якій встановилася рівновага, за допомогою рівняння: СаСO3 → СаО + СO2 - Q.

A. При збільшенні тиску рівновага зсувається в бік продуктів реакції;

Б. При збільшенні температури рівновага зсувається в бік продуктів реакції;

B. При збільшенні концентрації вуглекислого газу рівновага не порушується;

Г. При зменшенні концентрації вапняку рівновага зсувається в бік реагентів.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1687.jpg

Позначте порядок цифр, що відповідають правильним твердженням або відповідям

7. Позначте вірні твердження щодо принципу Лє Шательє:

1. Збільшення концентрації однієї з речовин в рівноважній системі зсуває рівновагу таким чином, щоб максимально її витратити;

2. Збільшення тиску в рівноважній системі зсуває рівновагу у бік зменшення сумарного об’єму;

3. Збільшення концентрації однієї з речовин в рівноважній системі зсуває рівновагу таким чином, що її концентрація ще додатково збільшується;

4. Збільшення тиску в рівноважній системі зсуває рівновагу у бік збільшення сумарного об’єму;

5. Підвищення температури в рівноважній системі зсуває рівновагу в бік ендотермічної реакції;

6. Підвищення температури в рівноважній системі зсуває рівновагу в бік екзотермічної реакції. Варіанти відповідей:

Варіанти відповідей:

A. 1, 3, 5;

Б. 2, 3, 6;

B. 1, 3, 6;

Г. 1, 2, 5.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1684.jpg

8. Позначте вірні твердження щодо закономірностей перебігу хімічних реакцій:

1. Тепловий ефект хімічної реакції не залежить від природи речовин, що реагують, а залежить тільки від їх кількості;

2. Реакції, що перебігають з поглинанням теплоти, називають ендотермічними;

3. При протіканні екзотермічних реакцій температура реакційного середовища збільшується;

4. В будь-якій хімічній реакції теплота має тільки поглинатися;

5. Поглинання теплоти реагентами в ході хімічної реакції призводить до підвищення температури реакційного середовища;

6. В ході хімічних реакцій каталізатори беруть участь у взаємодіях, але при цьому не витрачаються.

Варіанти відповідей:

A. 1, 3, 5;

Б. 2, 3, 6;

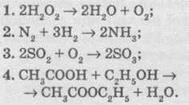
B. 1, 3, 6;

Г. 1, 2, 5.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1685.jpg

Установіть логічну відповідність між поняттями у першому та другому стовпчиках

9. Установіть відповідність між реакціями та каталізатором, у присутності якого вони перебігають:



A. Сульфатна кислота;

Б. Ванадій(V) оксид;

B. Натрій гідроксид;

Г. Манган(ІV) оксид;

Д. Залізо.



10. Установіть відповідність між реакціями та каталізатором, у присутності якого вони перебігають:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1693.jpg

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1695.jpg

A. Натрій гідроксид;

Б. Сульфатна кислота;

B. Алюміній хлорид;

Г. Манган(IV) оксид;

Д. Мідь.



Наведені варіанти відповідей розташуйте в необхідній послідовності відповідно до запропонованого завдання

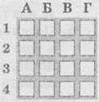
11. Установіть чинники, що змінюють швидкість реакції синтезу амоніаку, у послідовності зростання впливу на пряму реакцію М2+ 3Н2 → 2NН3 + Q:

A. Збільшення концентрації азоту в 2 рази;

Б. Збільшення концентрації водню в 2 рази;

B. Збільшення тиску в 2 рази;

Г. Підвищення температури на 20 градусів, якщо температурний коефіцієнт дорівнює 2.



Після певних обчислень напишіть свою відповідь, округлену до цілого числа, за допомогою цифр до бланка відповідей

12. Обчисліть, у скільки разів збільшиться швидкість хімічної реакції при підвищенні температури з 30 до 60 °С, якщо температурний коефіцієнт цієї реакції дорівнює 2.

Відповідь:

**Тема 5. Прості і складні речовини**

Серед чотирьох наведених варіантів відповідей виберіть одну правильну

1. Позначте визначення речовини:

A. Сукупність атомів із різними зарядами атомів;

Б. Сукупність частинок, що перебувають у певному агрегатному стані;

B. Сукупність атомів з однаковим зарядом ядра;

Г. Найменша частинка, що входить до складу молекул.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1685.jpg

2. Позначте визначення простої речовини:

А. Речовина, що складається з атомів різних видів;

Б. Речовина, що складається з атомів одного виду;

В. Речовина, що складається з найлегших атомів;

Г. Газувата речовина.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1685.jpg

3. Позначте визначення складної речовини:

A. Речовина, що складається з атомів різних елементів;

Б. Речовина, що містить атоми металічних елементів;

B. Речовина, що містить атоми усіх відомих елементів;

Г. Речовина у твердому або в рідкому станах.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1685.jpg

4. Позначте визначення явища алотропії:

A. Існування хімічного елемента у вигляді кількох простих речовин;

Б. Існування простих речовин в різних агрегатних станах;

B. Існування хімічного елемента в простих і складних речовинах;

Г. Існування хімічного елемента у вигляді кількох складних речовин.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1687.jpg

5. Виберіть характеристику складу молекули простої речовини:

A. Складається з атомів одного виду;

Б. Складається з атомів різного виду;

B. Містить лише два атоми;

Г. Містить лише один атом.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1683.jpg

6. Позначте вірне твердження щодо масових часток елементів у малахіті (СuOН)2СO3:

A. Масова частка Оксигену найменша;

Б. Масова частка Оксигену найбільша;

B. Масова частка Гідрогену найбільша;

Г. Масова частка Купруму найбільша.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1683.jpg

Позначте порядок цифр, що відповідають правильним твердженням або відповідям

7. Позначте твердження, в яких йде мова про просту речовину:

1. Повітря складається переважне з кисню та азоту;

2. Хлор міститься в біологічних рідинах;

3. Головний компонент чорних сплавів — залізо;

4. Гемоглобін містить залізо і забезпечує дихання клітин;

5. Магній міститься в морській воді;

6. Залізо при нагріванні з сіркою утворює сульфід.

Варіанти відповідей:

A. 1, 3, 6;

Б. 1, 3, 5;

B. 2, 4, 5;

Г. 1, 4, 6.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1684.jpg

8. Позначте речовини, добуті людиною штучно:

1. Питна сода;

2. Крейда;

3. Сульфатна кислота;

4. Кварц;

5. Кухонна сіль;

6. Залізо.

Варіанти відповідей:

A. 1, 3, 5;

Б. 1, 3, 6;

B. 2, 5, 6;

Г. 1, 2, 3.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1686.jpg

Установіть логічну відповідність між поняттями у першому та другому стовпчиках

9. Встановіть відповідність між формулою речовини та її молекулярною масою:

Формула речовини

1. Н2SiO3;

2. Fе(ОН)2;

3. Nа2В4O7;

4. Н2SO4.

Молекулярна маса

A. 222;

Б. 202;

B. 90;

Г. 78;

Д. 98.



10. Установіть відповідність між загальною формулою оксиду та елементом, що може його утворювати:

Формула оксиду

1. ЕО;

2. Е2O;

3. Е2O3;

4. ЕO2.

Елемент Е

A. Аg;

Б. Аl;

B. Sі;

Г. Nе;

Д. Zn.



Наведені варіанти відповідей розташуйте а необхідній послідовності відповідно до запропонованого завдання

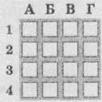
11. Установіть речовини у порядку зростання їх температур плавлення:

A. Свинець;

Б. Вода;

B. Залізо;

Г. Вольфрам.



Після певних обчислень напишіть свою відповідь, округлену до цілого числа, за допомогою цифр до бланка відповідей.

12. При взаємодії азоту об’ємом 56 л (н. у.) з воднем було одержано амоніак масою 72,25 г. Обчисліть масову частку виходу продукту реакції від теоретично можливого (у відсотках).

Відповідь:

**Тема 6. Чисті речовини та суміші**

Серед чотирьох наведених варіантів відповідей виберіть одну правильну

1. Позначте визначення чистої речовини:

A. Речовина, що складається тільки з однакових структурних одиниць (атомів чи молекул);

Б. Речовина, що складається з різних молекул чи інших структурних одиниць;

B. Речовина, що блищить на повітрі;

Г. Речовина, що не піддається реакції розкладання.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1678.jpg

2. Позначте визначення суміші речовин:

A. Речовина, що складається тільки з однакових структурних одиниць (атомів чи молекул);

Б. Речовина, що складається з різних молекул чи інших структурних одиниць;

B. Речовина, що блищить на повітрі;

Г. Речовина, що не піддається реакції розкладання.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1678.jpg

3. Позначте вірне твердження щодо розділення сумішей речовин:

A. Суміш не можна розділити на окремі чисті речовини;

Б. Суміш можна розділити на чисті речовини тільки під час хімічних реакцій;

B. Суміш можна розділити на чисті речовини, базуючись на відмінностях їх фізичних властивостей;

Г. Суміш не можна розділити на чисті речовини жодним чином.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1676.jpg

4. Позначте вірне твердження щодо фізичних властивостей сумішей:

A. Фізичні властивості суміші такі самі, як і у переважаючого компонента;

Б. Температура плавлення суміші є середньоарифметичною від температур плавлення всіх компонентів;

B. Фізичні властивості суміші принципово відрізняються від фізичних властивостей окремих компонентів;

Г. В суміші компоненти зберігають свої фізичні та хімічні властивості.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1676.jpg

5. Позначте метод розділення сумішей, що базується на відмінності температур кипіння компонентів:

A. Відстоювання;

Б. Фільтрування;

B. Дистиляція;

Г. Декантація.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1676.jpg

6. Позначте метод розділення сумішей, що базується на відмінності розмірів частинок компонентів:

A. Відстоювання;

Б. Фільтрування;

B. Дистиляція;

Г. Декантація.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1676.jpg

Позначте порядок цифр, що відповідають правильним твердженням або відповідям

7. Позначте методи, що необхідно застосувати для розділення суміші піску та кухонної солі:

1. Дистиляція;

2. Декантація;

3. Випарювання;

4. Фільтрування;

5. Відстоювання;

6. Хроматографія.

Варіанти відповідей:

A. 2, 3, 6

Б. 3, 4, 5;

B. 4, 5, 6;

Г. 1, 2, 3.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1678.jpg

8. Позначте методи, що необхідно застосувати для розділення суміші піску, залізних та дерев’яних ошурок:

1. Дистиляція;

2. Декантація;

3. Випарювання;

4. Фільтрування;

5. Відстоювання;

6. Дія магнітом.

Варіанти відповідей:

A. 3, 4, 5;

Б. 1, 3, 6;

B. 4, 5, 6;

Г. 1, 2, 3.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1678.jpg

Установіть логічну відповідність між поняттями у першому та другому стовпчиках

9. Встановіть відповідність між назвою методу розділення суміші та його суттю:

Суть методу розділення суміші

1. Зливання рідини з осаду;

2. Пропускання неоднорідної суміші через пористе тіло;

3. Поступове випарювання різних рідин з певною температурою кипіння;

4. Випарювання рідини із розчину;

Назва методу

A. Дистиляція;

Б. Декантація;

B. Випарювання;

Г. Фільтрування;

Д. Відстоювання.



10. Установіть відповідність між методом розділення суміші та типом суміші, яку можна розділити з його допомогою:

Тип суміші

1. Однорідна суміш рідин, що відрізняються температурами кипіння;

2. Неоднорідна суміш рідини з твердою речовиною, що відрізняються густиною;

3. Неоднорідна суміш речовин, що відрізняються розмірами частинок;

4. Неоднорідна суміш речовин, одна з яких є парамагнітною;

Метод розділення

A. Дистиляція;

Б. Випарювання;

B. Дія магнітом;

Г. Фільтрування;

Д. Відстоювання.



Наведені варіанти відповідей розташуйте а необхідній послідовності відповідно до запропонованого завдання

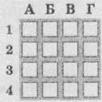
11. Установіть операції у послідовності їхнього застосування для розділення суміші солі і дерев’яних ошурок:

A. Фільтрування;

Б. Змішування суміші з водою;

B. Випарювання;

Г. Відстоювання.



Після певних обчислень напишіть свою відповідь, округлену до цілого числа, за допомогою цифр до бланка відповідей

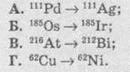
12. Обчисліть масову частку кальцій карбонату у суміші, якщо при дії на суміш вапняку і кальцинованої соди масою 25,9 г надлишком хлоридної кислоти виділяється 5,6 л вуглекислого газу.

Відповідь:

**Тема 7. Радіоактивність та ізотопи**

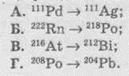
Серед чотирьох наведених варіантів відповідей виберіть одну правильну

1. Вкажіть, при якому ядерному процесі виділяється альфа - частинка:



http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1709.jpg

2. Вкажіть, під час якого ядерного процесу виділяється бета-частинка:



http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1709.jpg

3. Позначте прізвище вченого, який запропонував планетарну модель будови атомів:

A. Резерфорд;

Б. Бор;

B. Лавуазьє;

Г. Менделєєв.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1709.jpg

4. Вкажіть прізвище вченого, який вивчав явище радіоактивного розпаду:

A. Менделєєв;

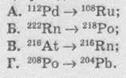
Б. Лавуазьє;

B. Бутлеров;

Г. Кюрі.

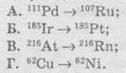
http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1709.jpg

5. Вкажіть, під час якого ядерного процесу виділяється бета-частинка:



http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1714.jpg

6. Вкажіть, під час якого ядерного процесу виділяється альфа-частинка:



Позначте порядок цифр, що відповідають правильним твердженням або відповідям

7. Позначте вірні твердження щодо радіоактивного розпаду:

1. При α-розпаді атома виділяється ядро атома Гелія;

2. α-Випромінювання є найпроникливішим серед всіх видів радіоактивного випромінювання;

3. γ-Випромінювання є найменш проникливим серед всіх видів радіоактивного випромінювання;

4. При β-розпаді атома виділяються електрони;

5. Радіоактивний розпад — процес не самодовільний і відбувається при певній стимуляції атомів;

6. Радіоактивне випромінювання надзвичайно шкідливе для здоров’я.

Варіанти відповідей:

A. 1, 2, 5;

Б. 2, 3, 5;

B. 1, 4, 6;

Г. 1, 3, 6.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1714.jpg

8. Позначте вірне твердження про склад атома нукліда Оксиген-18:

1. В ядрі атома цього нукліда міститься 8 протонів;

2. В атомах цього нукліда на 2 електрони менше, ніж протонів;

3. Атоми цього нукліда характеризуються надзвичайною хімічною активністю у порівнянні з атомами Оксигену-16;

4. Атоми нукліда Оксигену-18 дуже поширені на Землі;

5. В ядрі атома цього нукліда міститься 10 нейтронів;

6. Відносна атомна маса цього нукліда дорівнює 18.

Варіанти відповідей:

A. 1, 3, 4;

Б. 2, 3, 4;

B. 1, 2, 3;

Г. 1, 5, 6.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1709.jpg

9. Встановіть відповідність між позначенням частинок та їх суттю:

Назва

1. α-частинка;

2. β-частинка;

3. р;

4. n.

Частинка

A. Електрони;o:p>

Б. Протони;

B. Нейтрони:

Г. Позитрони;

Д. Ядро атома Гелію.



10. Установіть відповідність між символом нукліда та вмістом нейтронів в ядрі його атомів:

Нуклід

1. Хлор-37;

2. Флор-19;

3. Карбон-13;

4. Фосфор-31.

Число нейтронів

A. 16;

Б. 7;

B. 5;

Г. 10;

Д. 20.



Наведені варіанти відповідей розташуйте в необхідній послідовності відповідно до запропонованого завдання

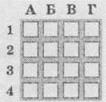
11. Установіть послідовність зростання елєктронегативності елементів:

A. Нітроген;

Б. Алюміній;

B. Хлор;

Г. Калій.



Після певних обчислень напишіть свою відповідь, округлену до цілого числа, за допомогою цифр до бланка відповідей

12. Обчисліть масову частку (у відсотках) нукліда 31Р у природній суміші фосфору, якщо вважати, що в природі існують тільки нукліди 31Р та 30Р

Відповідь:

**Тема 8. Будова електронної оболонки атома**

Серед чотирьох наведених варіантів відповідей виберіть одну правильну

1. Позначте число електронів, що може міститися на р-підрівні електронної оболонки атомів:

A. 2;

Б. 3;

B. 6;

Г. 8.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1709.jpg

2. Вкажіть електронну конфігурацію атома Хлору:

A. 1s2 2s2 2р6;

Б. 1s2 2s2 2р6 3s2 3р5;

B. 1s2 2s2 2р3 3s2 3р5;

Г. 1s2 2s2 2р6 3р7.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1709.jpg

3. Вкажіть іони, що мають електронну конфігурацію 1s2 2s2 2р6:

A. Li+ та Сl-;

Б. К+ та F-;

B. Nа+ та Сl-;

Г. Na+ та F-.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1709.jpg

4. Позначте число електронів, що може міститися на d-підрівні електронної оболонки атомів:

А. 2;

Б. 5;

Б. 8;

Г. 10

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1709.jpg

5. Вкажіть електронну конфігурацію хлорид-іона:

A. 1s2 2s2 2р6;

Б. 1s2 2s2 2р6 3s2 3р5;

B. 1s2 2s2 2р6 3s2 3р6;

Г. 1s2 2s2 2р6 3р7.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1714.jpg

6. Вкажіть іони, що мають електронну конфігурацію 1s2 2s2 2р6:

A. Ве2+ та Сl-;

Б. Са2+ та F-;

B. Nа+ та О2-;

Г. Nа+ та Сl- .

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1714.jpg

Позначте порядок цифр, що відповідають правильним твердженням або відповідям

7. Позначте типи енергетичних підрівнів, що містяться на третьому енергетичному рівні:

1. s;

2. р;

3. d;

4. f;

5. g;

6. h.

Варіанти відповідей:

A. 1, 3, 5;

Б. 1, 2, 3;

B. 2, 3, 4;

Г. 1, 2, 4.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1709.jpg

8. Позначте електронні конфігурації s-елементів:

1. 1s2 2s2;

2. 1s2 2s2 2р3;

3. 1s2 2s2 2р6 3s2 3р6 3d3 4s2;

4. 1s1;

5. 1s2 2s2 2р6 3s1;

6. 1s2 2s2 2р6 3s2 3р1.

Варіанти відповідей:

A. 1, 4, 5;

Б. 1, 3, 4;

B. 1, 3, 5;

Г. 1, 4, 6.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1709.jpg

Установіть логічну відповідність між поняттями у першому та другому стовпчиках

9. Встановіть відповідність між електронною формулою та назвою елемента:

Електронна формула

1. 1s2 2s2 2р3;

2. 1s2 2s2 2р6;

3. 1s2 2s1;

4. 1s2 2s2 2р6 3s1.

Елемент

A. Натрій;

Б. Нітроген;

B. Фосфор;

Г. Літій;

Д. Неон.



10. Установіть відповідність між числом електронів на зовнішньому енергетичному рівні і назвою хімічного елемента:

Число електронів

1. 1;

2. 3;

3. 5;

4. 7.

Хімічний елемент

A. Хлор;

Б. Галій;

B. Скандій;

Г. Нітроген;

Д. Цезій.



Наведені варіанти відповідей розташуйте в необхідній послідовності відповідно до запропонованого завдання

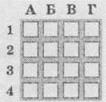
11. Установіть послідовність зростання енергії іонізації:

A. Аl;

Б. S;

B. Мg;

Г. Сl.



Після певних обчислень напишіть свою відповідь, округлену до цілого числа, за допомогою цифр до бланка відповідей

12. Обчисліть число електронів, що віддає один атом Фосфору при згорянні фосфіну РН3 у надлишку кисню.

Відповідь:

**Тема 9. Хімічний зв’язок і будова речовини**

Серед чотирьох наведених варіантів відповідей виберіть одну правильну

1. Вкажіть причину, завдяки якій алмаз має високу твердість:

A. Складається з атомів Карбону;

Б. Має атомну кристалічну ґратку;

B. Не має забарвлення;

Г. Має високу температуру плавлення.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1726.jpg

2. Вкажіть тип зв’язку, що утворений атомами з однаковою електронегативністю:

A. Ковалентний полярний;

Б. Ковалентний неполярний;

B. Іонний;

Г. Металевий.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1727.jpg

3. Вкажіть причину, завдяки якій вода у твердому стані є крихкою речовиною:

A. Складається з молекул Н2O;

Б. Має молекулярну кристалічну гратку;

B. Не має забарвлення;

Г. Має низьку температуру плавлення.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1727.jpg

4. Вкажіть тип зв’язку, що утворений атомами з невеликою різницею електронегативностей:

A. Іонний;

Б. Ковалентний неполярний;

B. Ковалентний полярний;

Г. Металевий.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1727.jpg

5. Вкажіть причину, завдяки якій вода у твердому стані є крихкою речовиною:

A. Складається з атомів Гідрогену і Оксигену;

Б. Має іонну кристалічну ґратку ;

B. Є сполукою молекулярної будови;

Г. Має високу температуру плавлення.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1727.jpg

6. Вкажіть тип зв’язку, що утворюється між атомами Калію та Флуору:

A. Ковалентний полярний;

Б. Ковалентний неполярний;

B. Іонний;

Г. Металевий.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1727.jpg

Позначте порядок цифр, що відповідають правильним твердженням або відповідям

7. Позначте вірні твердження щодо ковалентного полярного зв’язку:

1. Зв’язок утворюється виключно за рахунок електростатичної взаємодії атомів;

2. Зв’язок утворюється за рахунок спільної електронної пари;

3. Зв’язок може утворюватися між атомами р-елементів;

4. Спільна електронна пара зміщена у бік одного з атомів;

5. Спільна електронна пара розташовується симетрично обох атомів;

6. Зв’язок утворюється між атомами з однаковою електронегативністю.

Варіанти відповідей:

A. 2, 3, 4;

Б. 1, 2, 3;

B. 4, 5, 6;

Г. 1, 3, 5.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1726.jpg

8. Позначте сполуки з ковалентним полярним зв’язком:

1. НВr;

2. Р4;

3. СаО;

4. NН3;

5. NaСl;

6. NO2.

Варіанти відповідей:

A. 1, 3, 5;

Б. 1, 4, 6;

B. 2, 4, 6;

Г. 2, 5, 6.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1727.jpg

Установіть логічну відповідність між поняттями у першому та другому стовпчиках

9. Установіть відповідність між відмінностями у фізичних властивостях речовин та причини цього:

1. Метаналь за звичайних умов - газ, а метанол - рідина;

2. Температура кипіння пентану вища, ніж метану;

3. Золото пластичне, а кухонна сіль крихка;

4. Йодидна кислота сильна, а флуоридна - ні.

A. Довжина хімічного зв’язку;

Б. Наявність водневого зв’язку;

B. Відмінність розмірів молекул;

Г. Відмінність кристалічних ґраток;

Д. Відмінність молекулярних мас речовин.



10. Установіть відповідність між відмінностями у фізичних властивостях речовин та причини цього:

1. Гліцерин більш в’язкий за пропанол;

2. Температура кипіння етаналю більша, ніж у метаналю;

3. Графіт проводить електричний струм, а алмаз - ні;

4. Радіус атома Сульфуру більший, ніж Оксигену.

A. Різне число електронних рівнів;

Б. Наявність водневого зв’язку;

B. Відмінність атомних мас елементів;

Г. Відмінність кристалічних ґраток;

Д. Відмінність молекулярних мас речовин.



Наведені варіанти відповідей розташуйте в необхідній послідовності відповідно до запропонованого завдання

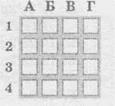
11. Установіть речовини у порядку зростання їх температур плавлення:

A. Алмаз;

Б. Натрій хлорид;

B. Ртуть;

Г. Вода.



Після певних обчислень напишіть свою відповідь, округлену до цілого числа, за допомогою цифр до бланка відповідей.

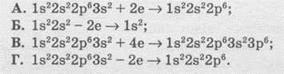
12. Обчисліть число електронів, що віддає атом Сульфуру при окисненні натрій сульфіту.

Відповідь:

**Тема 10. Окисно-відновні реакції**

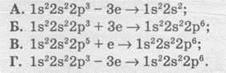
Серед чотирьох наведених варіантів відповідей виберіть одну правильну

1. Вкажіть схему, що відповідає перетворенню Мg° → Мg+2:



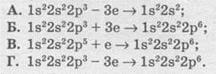
http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1735.jpg

2. Вкажіть схему, що відповідає перетворенню N0 → N-3:



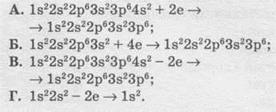
http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1738.jpg

3. Вкажіть схему, що відповідає перетворенню N0 → N+3:



http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1738.jpg

4. Вкажіть схему, що відповідає перетворенню Са° → Са+2:



http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1743.jpg

5. Обчисліть та позначте ступінь окиснення Мангану в калій перманганаті КМnО4:

A. -3;

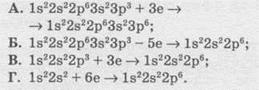
Б. +6;

B. +1;

Г. +7.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1744.jpg

6. Вкажіть схему, що відповідає перетворенню Р° → Р+5:



http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1744.jpg

Позначте порядок цифр, що відповідають правильним твердженням або відповідям

7. Позначте формули сполук, які можуть виступати окисниками:

1. КМnO4;

2. НСl;

3. НNO3;

4. F2;

5. NН3;

6. Nа2S.

Варіанти відповідей:

A. 1, 2, 3;

Б. 1, 4, 6;

B. 1, 3, 4;

Г. 2, 5, 6.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1747.jpg

8. Позначте формули сполук, які можуть виступати відновниками:

1. КМnO4;

2. НСl;

3. НNO3;

4. F2;

5. NН3;

6. Nа2S.

Варіанти відповідей:

A. 1, 2, 3;

Б. 1, 4, 6;

B. 1, 3, 4;

Г. 2, 5, 6.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1738.jpg

Установіть логічну відповідність між поняттями у першому та другому стовпчиках

9. Встановіть відповідність між окисно-відновними процесами:

Процес електронними формулами

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1749.jpg

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1751.jpg

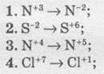
Перетворення елементів





10. Установіть відповідність між окисно-відновним процесом та числом електронів, що бере в ньому участь:

Процес



Число електронів

A. 2;

Б. 5;

B. 8;

Г. 1;

Д. 6.



Наведені варіанти відповідей розташуйте в необхідній послідовності відповідно до запропонованого завдання

11. Установіть символи елементів у порядку збільшення числа електронів, які можуть віддавати атоми цього елемента при окисненні до вищого ступеня окиснення:

A. Вr;

Б. Аl;

B. S;

Г. Si.



Після певних обчислень напишіть свою відповідь, округлену до цілого числа, за допомогою цифр до бланка відповідей

12. Укажіть число електронів, що віддає один атом Сульфуру при взаємодії алюміній сульфіду з киснем.

Відповідь:

**Тема 11. Розчини**

Серед чотирьох наведених варіантів відповідей виберіть одну правильну

1. Позначте речовину, що не розчинна у воді:

A. Калій бромід;

Б. Арґентум нітрат;

B. Кальцій фосфат;

Г. Натрій сульфат.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1762.jpg

2. Вкажіть символ, яким позначається масова частка речовини:

A. ω;

Б. N;

B. V;

Г. ν.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1762.jpg

3. Вкажіть, в яких масових співвідношеннях необхідно змішати натрій хлорид та воду, щоб отримати розчин з масовою часткою солі 10 %:

A. 1 : 100;

Б. 1 : 10;

B. 1 : 9;

Г. 10 : 100.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1762.jpg

4. Вкажіть речовину, за допомогою якої можна визначити хлорид-іони у розчині:

A. Калій перманганат;

Б. Арґентум нітрат;

B. Барій нітрат;

Г. Купрум(ІІ) гідроксид.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1762.jpg

5. Позначте речовину, що розчинна у воді:

A. Калій бромід;

Б. Арґентум сульфат;

B. Кальцій фосфат;

Г. Магній карбонат.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1762.jpg

6. Вкажіть, в яких масових співвідношеннях необхідно змішати калій сульфат та воду, щоб отримати розчин з масовою часткою солі 20 %:

A. 2 : 100;

Б. 2 : 10;

B. 1 : 4;

Г. 20 : 100.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1762.jpg

Позначте порядок цифр, що відповідають правильним твердженням або відповідям

7. Позначте речовини, розчинення яких у воді супроводжується хімічною реакцією:

1. Хлороводень;

2. Сульфур(VІ) оксид;

3. Карбон(ІV) оксид;

4. Натрій хлорид;

5. Алюміній сульфат;

6. Сульфур(ІV) оксид.

Варіанти відповідей:

A. 2, 3, 6;

Б. 1, 2, 3;

B. 1, 4, 5;

Г. 2, 5, 6.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1762.jpg

8. Позначте назви речовин, що є кристалогідратами:

1. Мідний купорос;

2. Вапняк;

3. Кальцинована сода;

4. Кристалічна сода;

5. Гіпс;

6. Кухонная сіль.

Варіанти відповідей:

A. 2, 3, 6;

Б. 1, 5, 6;

B. 1, 4, 5;

Г. 2, 3, 5.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1762.jpg

Установіть логічну відповідність між поняттями у першому та другому стовпчиках

9. Встановіть відповідність між назвою речовини та її формулою:

Назва речовини

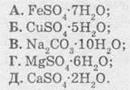
1. Мідний купорос;

2. Кристалічна сода;

3. Гіпс;

4. Залізний купорос.

Формула





10. Установіть відповідність між масами компонентів розчинів та масових часток розчиненої речовини в утворених розчинах:

Маси речовин у розчині

1. 95 г води та 5 г NаСl;

2. 20 г води та 5 г NаСl;

3. 9 г води та 1 г NаСl;

4. 75 г води та 25 г NаСl.

Масова частка солі у розчині

A. 0,20;

Б. 0,05;

B. 0,10;

Г. 0,25;

Д. 0,46.



Наведені варіанти відповідей розташуйте в необхідній послідовності відповідно до запропонованого завдання

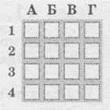
11. Установіть сполуки за порядком збільшення їхньої розчинності у воді:

A. O2;

Б. Не;

B. НСl;

Г. СO2.



Після певних обчислень напишіть свою відповідь, округлену до цілого числа, за допомогою цифр до бланка відповідей

12. Укажіть число молекул води, що входить до складу однієї формульної одиниці кристалогідрату, якщо при прожарюванні певної кількості його було одержано натрій сульфат масою 21,3 г та вода масою 27 г.

Відповідь:

**Тема 12. Електролітична дисоціація**

Серед чотирьох наведених варіантів відповідей виберіть одну правильну

1. Вкажіть речовину, за допомогою якої можна визначити сульфат-іони у розчині:

A. Калій перманганат;

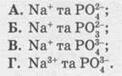
Б. Лакмус;

B. Барій нітрат;

Г. Купрум(ІІ) гідроксид.

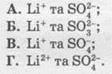
http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1771.jpg

2. Позначте іони, що знаходяться у розчині натрій фосфату:



http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1774.jpg

3. Позначте іони, що знаходяться у розчині літій сульфату:



http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1777.jpg

4. Вкажіть ознаку якісної реакції на сульфат-іони:

A. Утворення білого осаду;

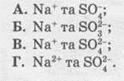
Б. Виділення бурого газу;

B. Обезбарвлення розчину;

Г. Поява темно-синього забарвлення розчину.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1777.jpg

5. Позначте іони, що знаходяться у розчині натрій сульфату:



http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1777.jpg

6. Вкажіть символ, яким позначається ступінь дисоціації електроліта в розчині:

A. N

Б. ω;

B. α;

Г. ng.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1780.jpg

Позначте порядок цифр, що відповідають правильним твердженням або відповідям

7. Позначте пари реагентів, взаємодія яких відповідає скороченому рівнянню реакції Н+ + ОН- → Н2O:

1. Хлоридна кислота та калій гідроксид;

2. Нітратна кислота та купрум(ІІ) гідроксид;

3. Сульфатна кислота та натрій гідроксид;

4. Сульфатна кислота та алюміній гідроксид;

5. Сульфатна кислота та кальцій хлорид;

6. Нітратна кислота та літій гідроксид.

Варіанти відповідей:

A. 1,3, 5;

Б. 1, 3, 6;

B. 2, 4, 6;

Г. 3, 4, 5.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1771.jpg

8. Позначте назви кислот, що дисоціюють ступінчасто:

1. Фосфатна;

2. Нітратна;

3. Сульфідна;

4. Хлоридна;

5. Карбонатна;

6. Бромідна.

Варіанти відповідей:

A. 1, 3, 5;

Б. 1, 3, 6;

B. 2, 4, 6;

Г. 2, 4, 5.

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image1774.jpg

Установіть логічну відповідність між поняттями у першому та другому стовпчиках

9. Встановіть відповідність між назвою речовини та її характеристикою:

Назва речовини

1. Натрій хлорид;

2. Оцтова кислота;

3. Фосфатна кислота;

4. Цукор.

Характеристика

A. Слабкий електроліт;

Б. Сильний електроліт;

B. Неелектроліт;

Г. Електроліт середньої сили;

Д. Дуже слабкий електроліт.



10. Установіть відповідність між електролітом та зарядом іонів, на які він дисоціює:

Електроліт

1. Натрій сульфат;

2. Натрій фосфат;

3. Магній сульфат;

4. Кальцій хлорид.

Заряди іонів

A. +2 та -1;

Б. +1 та -2;

B. +1 та -3;

Г. +2 та -2;

Д. +2 та -3.



Наведені варіанти відповідей розташуйте в необхідній послідовності відповідно до запропонованого завдання

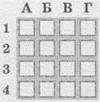
11. Установіть електроліти за по рядком збільшення числа час тинок, на які він дисоціює:

A. Амоній хлорид;

Б. Натрій фосфат;

B. Алюміній сульфат;

Г. Кальцій хлорид.



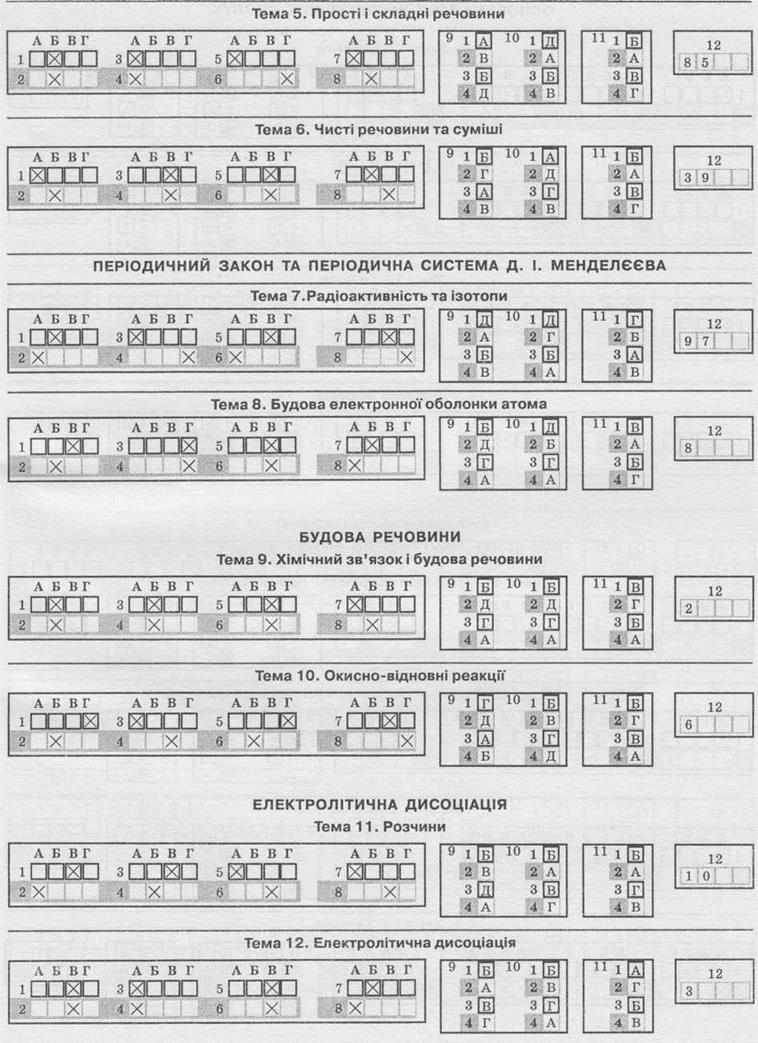
Після певних обчислень напишіть свою відповідь, округлену до цілого числа, за допомогою цифр до бланка відповідей

12. У розчині оцтової кислоти масою 200 г з масовою часткою кислоти 6 % міститься 8,44 ∙ 10-4 моль катіонів Гідрогену. Обчисліть ступінь дисоціації кислоти (у відсотках) в цьому розчині.

Відповідь:

У цьому розділі фіксуються правильні відповіді до кожного завдання. Це дасть змогу учням перевірити свої знання, розробити навички до пропонованої форми роботи й дозволить більш якісно підготуватися до зовнішнього тестування.





**ТРЕНУВАЛЬНІ ВАРІАНТИ**

**ВАРІАНТ 1**

Завдання 1-35 мають по чотири варіанти відповідей. У кожному завданні - лише ОДНА ПРАВИЛЬНА. Оберіть правильну, на Вашу думку, відповідь та позначте її у бланку відповідей згідно з інструкцією.

Не робіть інших позначок - комп’ютерна програма реєструватиме їх як ПОМИЛКИ!

1. Укажіть хімічну реакцію, за допомогою якої можна добувати кисень:

А прожарювання води

Б розклад калій перманганату

В розклад купрум(ІІ) оксиду

Г розклад амоній нітрату

2. Укажіть причину, завдяки якій алюміній оксид є тугоплавкою речовиною:

А складається з атомів Алюмінію і Оксигену

Б має іонну кристалічну гратку

В є сполукою молекулярної будови

Г є поширеною сполукою в земній корі

3. Позначте максимальне число електронів, що може міститися на першому енергетичному рівні:

А 1

Б 3

В 4

Г 2

4. Укажіть кислоту, що може утворювати кислі солі:

А фосфатна кислота

Б хлоридна кислота

В оцтова кислота

Г нітратна кислота

5. Позначте реакцію, що характерна для ацетилену:

А приєднання молекули води

Б відщеплення молекули води

В нітрування

Г відщеплення хлороводню

6. Позначте речовину, що необхідна для добування пропанолу з пропену:

А фтор

Б вода

В бензен

Г нітратна кислота

7. Позначте речовину, що нерозчинна у воді:

А натрій хлорид

Б арґентум нітрат

В кальцій карбонат

Г барій хлорид

8. Позначте іони, що знаходяться у розчині магній нітрату:

А Мg2+ та NO3-

Б Мg2+ та NO32-

В Мg+ та NO32-

Г Мg2+ та NO32-

9. Укажіть речовини, при взаємодії яких виділяється осад:

А цинк хлорид та натрій нітрат

Б арґентум фторид та натрій нітрат

В натрій хлорид та магній сульфат

Г аргентум нітрат та калій бромід

10. Позначте ознаку хімічної реакції між етиленом та бромною водою:

А знебарвлення розчину

Б виділення бурого газу

В виділення жовтого осаду

Г поява синього забарвлення

11. Укажіть продукти взаємодії концентрованої нітратної кислоти з міддю:

А купрум(ІІ) нітрат

Б купрум(ІІ) нітрат та водень

В купрум(ІІ) гідрогеннітрат

Г купрум(ІІ) нітрат, вода та нітроген оксид

12. Укажіть ряд кислот, в якому наведено тільки безоксигенові кислоти:

А сульфідна, бромідна, хлоридна

Б сульфатна, оцтова, амінопропіонова

В фосфітна, фосфатна, нітритна

Г фторидна, хлоратна, бромідна

13. Позначте спільну ознаку між метаном та бензеном:

А складаються з атомів Карбону та Гідрогену

Б у складі не містять атоми Карбону

В наявність тільки одинарних зв’язків

Г вступають у реакції приєднання

14. Укажіть формулу 3-хлорпентану.



15. Укажіть речовини, необхідні для добування етилового спирту:

А оцтовий альдегід та етанол

Б оцтовий альдегід та пропіонова кислота

В оцтовий альдегід та калій перманганат

Г оцтовий альдегід та водень

16. Укажіть електронну конфігурацію катіона Літію:

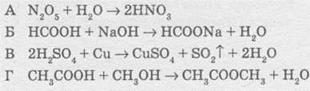
А 1s22s1

Б 1s22s22р6

В 1s2

Г 1s22s22р63s23р6

17. Позначте рівняння реакції, що характеризує загальні методи добування кислот:



18. Укажіть органічну сполуку, що містить карбоксильну групу:

А етанова кислота

Б етанол

В етиловий спирт

Г ацетилен

19. Укажіть ознаку, що характерна для гліцерину:

А реагує з хлором у присутності каталізатора

Б характеризується великим значенням в’язкості

В має жовте забарвлення

Г має специфічний запах

20. Укажіть назву елемента, що не утворює амфотерні сполуки:

А Арґентум

Б Берилій

В Цинк

Г Алюміній

21. Обчисліть та позначте ступінь окиснення Хлору в кальцій перхлораті Са(СlO4)2:

А -3

Б +6

В +1

Г +7

22. Укажіть продукти згоряння піриту:

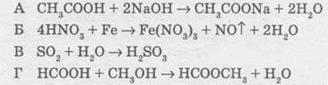
А FеО та SO3

Б Fе2O3 та SO2

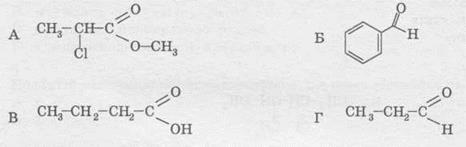
В Fе2O3 та SO3

Г FеО та Н2S

23. Позначте рівняння реакції, що характеризує загальні хімічні властивості кислот:



24. Позначте формулу речовини, що належить до класу естерів.



25. Укажіть ряд речовин, в якому наведено тільки солі карбонатної кислоти:

А НСООН, СО, СO2

Б Аl2O3, SiO2, N2O3

В Nа2СO3, СаСO3, К2СO3

Г Nа2SO3, СаSO3, К2SO3

26. Укажіть символ, яким позначається молярна маса речовини:

А NА

Б М

В m

Г ν

27. Укажіть, в яких масових співвідношеннях необхідно змішати натрій сульфат та воду, щоб отримати розчин з масовою часткою солі 4 % :

А 1 : 25

Б 1 : 20

В 4 : 100

Г 1 : 24

28. Укажіть прізвище вченого, який виявив закономірність між атомною масою хімічного елемента і його властивостями:

А Д. І. Менделєєв

Б В. Паулі

В О. М. Бутлеров

Г Е. Резерфорд

29. Укажіть речовини, що не взаємодіють одна з одною:

А карбон(ІІ) оксид та кисень

Б мідь та нітратна кислота

В кальцій карбонат та нітратна кислота

Г мідь та хлоридна кислота

30. Укажіть ознаку якісної реакції на багатоатомні спирти:

А утворення білого аморфного осаду

В виділення бурого газу

В розчинення синього осаду

Г знебарвлення розчину

31. Укажіть, під час якого ядерного процесу виділяється бета-частинка:

http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image2132.jpg

32. Укажіть тип зв’язку, що утворюється між атомами Нітрогену в азоті:

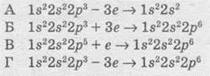
А ковалентний полярний

Б ковалентний неполярний

В іонний

Г металевий

33. Укажіть схему, що відповідає перетворенню N0 → N+3:



34. Позначте іони, що обумовлюють утворення білого осаду у присутності барій нітрату:

А гідроксид-іони

Б іони Гідрогену

В сульфат-іони

Г іони Кальцію

35. Позначте речовину, що реагує із сульфур(ІV) оксидом:

А калій оксид

Б етан

В калій нітрат

Г калій хлорид

В завданнях 36-40 до кожного з завдань, позначених ЦИФРАМИ, виберіть один правильний, на Вашу думку, варіант відповіді, позначений БУКВОЮ. Правильну відповідь позначте у відповідному місці бланка. Усі інші види Вашого запису комп’ютерна програма реєструватиме як ПОМИЛКУ!

36. Установіть відповідність між реакціями та каталізатором, у присутності якого вони перебігають:



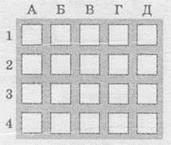
А ванадій(V) оксид

Б платина

В алюміній хлорид

Г сульфатна кислота

Д ферум(ІІІ) бромід



37. Установіть відповідність між реагентами та ознаками хімічних реакцій між ними:

1 натрій фосфат та аргентум нітрат

2 купрум(ІІ) гідроксид та гліцерин

3 ферум(ІІІ) хлорид та калій гідроксид

4 калій гідроксид та купрум(ІІ) нітрат

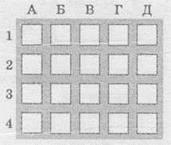
А виділення жовтого осаду

Б виділення бурого аморфного осаду

В виділення блакитного аморфного осаду

Г виділення білого драглистого осаду

Д розчинення блакитного осаду



38. Установіть відповідність між назвою методу добування органічних речовин та речовинами, що можна добути таким чином:

1 гідрохлорування

2 дегідратація

3 омилення

4 гідрування

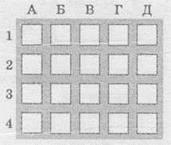
А алкани

Б солі карбонових кислот

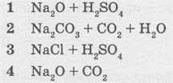
В хлоралкани

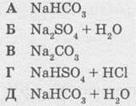
Г алкени

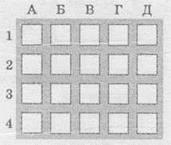
Д феноли



39. Установіть відповідність між реагентами та продуктами реакцій:







40. Установіть відповідність між кристалічною ґраткою речовин та їх назвами:

1 золото

2 кремній

3 сахароза

4 алюміній оксид

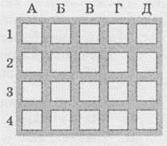
А молекулярна

Б іонна

В металічна

Г атомна

Д шарувата



У завданнях 41—50 розташуйте певні дії (поняття, формули, характеристики) у правильній послідовності. Поставте позначки в таблиці на перетині відповідних рядків (цифри) і колонок (букви). Цифрі 1 має відповідати обрана Вами перша дія, цифрі 2 — друга, цифрі 3 — третя, цифрі 4 — четверта. Зробіть позначки у бланку А згідно з інструкцією. Усі інші види Вашого запису у бланку А комп’ютерна програма реєструватиме як ПОМИЛКУ!

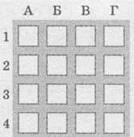
41. Установіть речовини у послідовності добування пропаналю:

А С2Н5СНО

Б СН3СН2СН2ОН

В С3Н8

Г С3Н7Сl



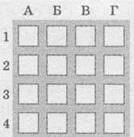
42. Установіть послідовність зростання неметалічних властивостей елементів:

А Бром

Б Галій

В Калій

Г Арсен



43. Установіть послідовність зростання електронегативності елементів:

А Плюмбум

Б Силіцій

В Карбон

Г Станум

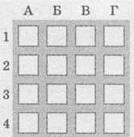
44. Установіть послідовність зростання ступеня окиснення атома Оксигену в сполуках:

А Nа2СO3

Б O3

В ОF2

Г O2F2



45. Установіть генетичний ланцюжок добування солі:

А Fе2(SO4)3

Б Fе

В FеО

Г Fе2O3



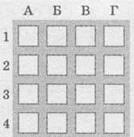
46. Установіть речовини у порядку зростання їх температур плавлення:

А етанол

Б калій ацетат

В етаналь

Г етан



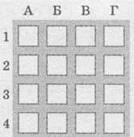
47. Установіть послідовність одержання речовин при добуванні етану:

А вугілля

Б етилен

В ацетилен

Г метан



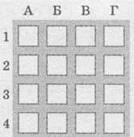
48. Установіть генетичний ланцюжок добування барій сульфату:

А барій гідроксид

Б барій

В барій оксид

Г барій сульфат



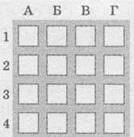
49. Установіть послідовність розташування речовин в гомологічному ряду альдегідів:

А оцтовий альдегід

Б масляний альдегід

В гептаналь

Г формальдегід



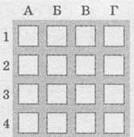
50. Установіть елементи у послідовності зростання їх вищої валентності:

А Арсен

Б Станум

В Хлор

Г Магній



У завданнях 50—60 після слова «Відповідь» напишіть числа, які Ви отримаєте після певних обчислень (запис розв’язання при цьому не вимагається). Перенесіть свою відповідь до бланка.

51. Укажіть загальну суму всіх коефіцієнтів у рівнянні реакції взаємодії ферум(ІІІ) сульфату з марганцем.

Відповідь:

52. Укажіть число електронів, що віддає один атом Сульфуру при згорянні сірководню.

Відповідь:

53. Розставте коефіцієнти методом електронного балансу в рівнянні МnO2 + Аl → Аl2O3 + Мn та укажіть загальну суму всіх коефіцієнтів в ньому.

Відповідь:

54. Укажіть число структурних ізомерів, що відповідають складу С3Н6O2.

Відповідь:

55. Укажіть число атомів Оксигену, що входить до складу однієї молекули нітроген оксиду, якщо масова частка атомів Нітрогену в ньому дорівнює 25,93 %.

Відповідь:

56. У розчині мурашиної кислоти масою 100 г з масовою часткою кислоти 4,6 % міститься 8,0 ∙ 10-3 моль катіонів Гідрогену. Обчисліть та укажіть ступінь дисоціації кислоти (у відсотках) у цьому розчині.

Відповідь:

57. Змішали розчин кальцій хлориду масою 222 г з масовою часткою солі 12,5 % з розчином калій карбонату масою 552 г з масовою часткою солі 5 % . Обчисліть та укажіть масу осаду (в грамах), що при цьому утворюється.

Відповідь:

58. При нітруванні фенолу масою 141 г було одержано тринітрофенол масою 274,8 г.Обчисліть та укажіть масову частку виходу продукту реакції від теоретично можливого (у відсотках).

Відповідь:

59. Обчисліть та укажіть об’єм сірчистого газу (в літрах), що можна одержати при спалюванні 500 г ферум(ІІ) сульфіду, що містить 12 % домішок.

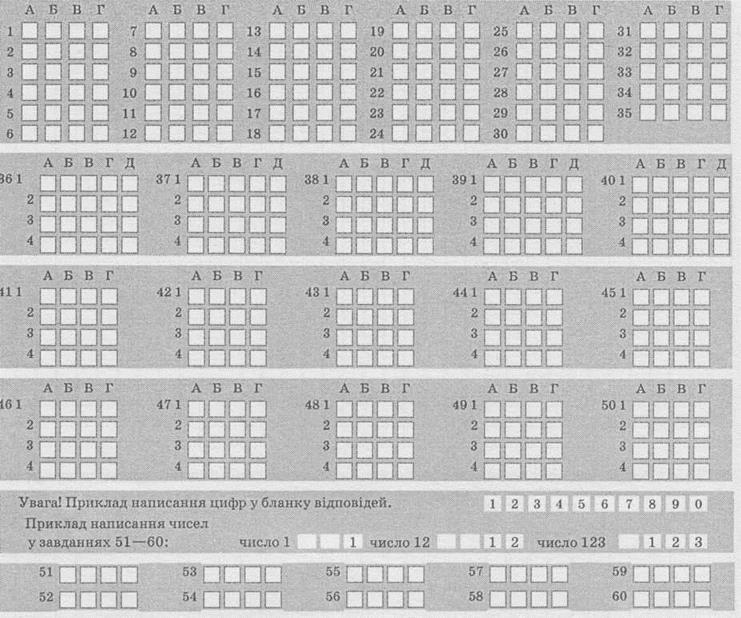
Відповідь:

60. Ядро атома елемента містить на два протони більше, ніж ядро атома Купруму. Визначте порядковий номер цього елемента.

Відповідь:

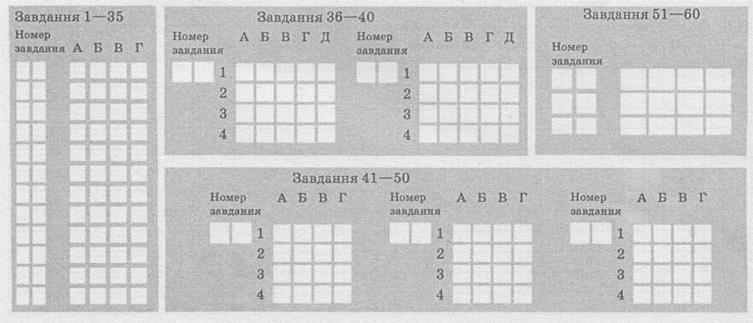
БЛАНК ВІДПОВІДЕЙ

У завданнях правильну відповідь позначайте тільки так: http://subject.com.ua/chemistry/zno/zno.files/image2155.jpg



Місце виправлення помилкової відповіді

Щоб виправити відповідь до завдання, запишіть його номер у білих прямокутниках зліва.



﻿

**Варіант 1**



Контролні питання з теми «Загальна хімія»

1.Дайте визначення понять атом, молекула, хімічний елемент, алотропія,   
фаза, валентність, кількість речовини.   
2. Схарактеризуйте головні відмінності між чистими речовинами та сумішами.

3.Які способи розділення сумішей ви знаєте?   
4. Сформулюйте головні положення атомно-молекулярного вчення.

Що таке атомна одиниця маси?

5.У яких одиницях вимірюють молярну масу?   
6. Дайте визначення ідеального газу.

7.Запишіть рівняння Менделєєва−Клапейрона.

8.Як визначити молекулярну масу речовини за цим рівнянням?   
9. Сформулюйте закон збереження маси й енергії.

10.У чому полягає його філософське значення?   
11. Сформулюйте закон сталості складу.

12.В чому полягає обмеження застосування цього закону?   
13. Які закони газуватого стану речовини ви знаєте?

14.Які важливі наслідки випливають із закону Авогадро?

15.Чому дорівнює молярний об’єм газу?   
16.Що таке відносна густина газу?   
17. Назвіть головні способи визначення атомних і молекулярних мас.   
18. Що таке парціальний тиск газу?

19.Які гази є в складі повітря, яка їхня фізіологічна роль?   
20. Сформулюйте закон еквівалентів.

21.Що таке еквівалент, молярна маса еквівалента?

22.Як обчислити молярну масу еквівалента оксиду, кислоти, основи, солі?