

**МІНІСТЕРСТВО ОСВІТИ І НАУКИ, МОЛОДІ ТА СПОРТУ УКРАЇНИ
НАЦІОНАЛЬНА МЕТАЛУРГІЙНА АКАДЕМІЯ УКРАЇН**

Л.М. КЛІМАШЕВСЬКИЙ

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЇ

Затверджено на засіданні Вченої ради академії
як навчальний посібник. Протокол № 15 від 27.12.2010

Дніпропетровськ НМетАУ 2011

УДК 54.01

Клімашевський Л.М. Основні поняття хімії: Навч. посібник. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2011. – 52 с.

Викладені основні початкові поняття хімії, знання яких є необхідними під час вивчення будь-якої хімічної дисципліни – загальної, неорганічної, органічної, фізичної чи аналітичної хімії, а також суміжних природознавчих, загальноінженерних та спеціальних дисциплін металургійного напрямку. Наведені відомості з сучасної міжнародної та української номенклатури хімічних сполук.

Призначений для студентів усіх спеціальностей.

Іл. 7. Табл. 13. Бібліогр.: 6 найм.

Відповідальний за випуск Г.Ю. Самойленко, канд. техн. наук, доц.

Рецензент Л.В. Камкіна, д-р техн. наук, проф. (НМетАУ)

© Національна металургійна академія
України, 2011
© Клімашевський Л.М., 2011

ЗМІСТ

ВСТУП.....	4
1. ВІДОМОСТІ ПРО ІЮПАК.....	5
2. ОДИНИЦІ СІ.....	5
3. ПРОТОНИ, ЕЛЕКТРОНИ ТА НЕЙТРОНИ.....	8
4. ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ.....	9
5. МОЛЬ ТА СТАЛА АВОГАДРО.....	14
6. ПОНЯТТЯ ПРО ЕКВІВАЛЕНТ. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ.....	17
7. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ.....	18
8. РАДИКАЛИ ТА ІОНИ.....	21
9. МОЛЕКУЛИ ТА ХІМІЧНІ СПОЛУКИ.....	22
10. КОНЦЕТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ.....	23
11. СТЕХІОМЕТРІЯ РЕАКЦІЙ.....	24
12. ОКИСЛЕННЯ, ВІДНОВЛЕННЯ І СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ.....	25
13. ТЕРМОХІМІЯ.....	29
14. РОЗПОДІЛ ЕНЕРГІЙ МОЛЕКУЛ.....	32
15. ЕНТАЛЬПІЇ ПЛАВЛЕННЯ ТА ВИПАРОВУВАННЯ.....	33
16. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ.....	34
17. ОБОРОТНІ РЕАКЦІЇ.....	37
18. ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬС.....	39
19. ЕМПІРИЧНІ, МОЛЕКУЛЯРНІ ТА СТРУКТУРНІ ФОРМУЛИ.....	41
20. НОМЕНКЛАТУРА ІЮПАК ХІМІЧНИХ СПОЛУК.....	41
21. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.....	46
22. ВЛАСТИВОСТІ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК.....	49
ЛІТЕРАТУРА.....	51

ВСТУП

Хімія є однією із наук, які складають обширну галузь знань, що має назву природознавства. Завданням цієї галузі є дослідження природи, усього оточуючого нас світу, та й нас самих, людей. До природознавчих наук, окрім хімії, належать фізика, біологія, геологія, астрономія, космологія та інші науки, об'єктами яких є різноманітні природні явища, тіла та речовини, що беруть у них участь. Безпосередньо *предметом вивчення хімії є речовини та процеси їх перетворення.*

Чисельні речовини, які люди використовують у своїй життєдіяльності, також є продуктами хімічної переробки. Виплавляння металів із руд, виробництво синтетичних та полімерних матеріалів, переробка вуглеводневої та іншої мінеральної сировини – все це складні хімічні процеси, які здійснюються з метою добування корисних продуктів. Тому знання про властивості хімічних речовин та закономірності хімічних перетворень складають теоретичну основу багатьох виробничих процесів (технологій).

Традиційно хімія поділяється на загальну, неорганічну, органічну та фізичну. Однак у дійсності ці царини дуже сильно перекриваються. Опанування усіма хімічними знаннями, які складають підвалини професійної підготовки, буде ефективним, коли вже на першому етапі навчання добре засвоєні основні поняття.

Це стосується, по-перше, засвоєння одиниць вимірювання важливіших величин, які застосовуються у хімії, по-друге, характеристики структурних часток, із яких складаються прості та складні речовини, по-третє, аналізу основних законів та розрахунків щодо макрокількості речовини, а також фундаментальних положень, які описують перебіг хімічних взаємодій.

Значної уваги в цьому навчальному посібнику приділено знайомству із номенклатурою хімічних сполук та важливими правилами міжнародної установи (ІЮПАК) щодо назв органічних та неорганічних з'єднань, а також українською хімічною номенклатурою.

1. ВІДОМОСТІ ПРО ІЮПАК

Оскільки хімія як наука постійно розвивається і кількість відомих сполук продовжує зростати, необхідно прийняти набір правил, у відповідності до яких можна було б надавати назви цим речовинам, тобто домовитися про номенклатуру, та, що є більш важливим, про те, щоб ці правила використовувалися усіма хіміками.

ІЮПАК (від англ. **The International Union of Pure and Applied Chemistry** – Міжнародна спілка теоретичної та прикладної хімії), окрім вирішення різноманітних завдань, займається розробкою рекомендацій щодо номенклатури органічних та неорганічних сполук, а також з нумерації та назв груп у періодичній системі елементів.

У посібнику за можливістю ми будемо дотримуватися номенклатури, яка рекомендована ІЮПАК, та сучасної української хімічної номенклатури. Але слід враховувати, що існує велика кількість тривіальних назв, використання яких виявляється часто більш раціональним, ніж використання громіздкої систематичної номенклатури.

2. ОДИНИЦІ СІ

Система стандартизованих та загально визнаних одиниць вимірювання не менш важлива, ніж система назв хімічних сполук. Міжнародна система одиниць (СІ – українська транскрипція SI, **S**ystem **I**nternational) дає нам загальноприйнятту систему мір.

Основні величини СІ

Існує сім основних величин СІ (табл. 2.1) та дві додаткові одиниці вимірювання: радіан та стерадіан. Радіан (рад) – одиниця вимірювання плоских кутів; стерадіан (ср) – одиниця тілесного кута (наприклад, у стереометрії). Важливою характеристикою одиниць СІ є їх самодостатність. З семи основних одиниць ми можемо одержати всі інші одиниці вимірювання. Деякі з найбільш розповсюджених похідних одиниць мають свої власні назви. Величини такого типу, які застосовуються у хімії, наведені у табл. 2.2.

Таблиця 2.1

Основні одиниці СІ

Фізична величина	Позначення	Одиниця вимірювання	
		Найменування	Позначення
Маса	m	кілограм	Кг
Довжина	l	метр	М
Час	t	секунда	С
Електричний струм	I	ампер	А
Температура (термодинамічна)	T	кельвін	К
Кількість речовини	n	моль	Моль
Сила світла	I _v	кандела	Кд

Таблиця 2.2

Деякі похідні одиниці СІ

Фізична величина	Одиниця вимірювання	Позначення	Зв'язок з од. СІ
Тиск	паскаль	Па	кг·м ⁻¹ ·с ⁻²
Сила	ньютон	Н	кг·м·с ⁻²
Частота	герц	Гц	с ⁻¹
Електричний заряд	кулон	Кл	А·с
Електрорушійна сила	вольт	В	кг·м ² ·с ⁻³ ·А ⁻¹
Енергія	джоуль	Дж	кг·м ² ·с ⁻²

Похідні одиниць СІ

Якщо для розрахунку фізичної величини використовують її фізико-математичний вираз, то її одиниця вимірювання може бути визначена безпосередньо з цього виразу.

Об'єм паралелепіпеда = довжина · ширина · висота;

$$V = a \cdot b \cdot c = abc$$

СІ-одиниця об'єму = СІ-одиниця довжини · СІ-одиниця ширини · СІ-одиниця висоти.

$$V = m \cdot m \cdot m = m^3.$$

Деякі з старих одиниць вимірювання ще й досі знаходять застосування, наприклад, атмосфера (атм) використовується замість паскаля, а калорія (кал) замість джоуля, однак одиниці СІ є загальноприйнятими і використовуються у всьому світі.

Приклад 1. Яка одиниця СІ використовується для вимірювання густини?

Рішення

Густина дорівнює масі, поділеній на об'єм.

Звідси $SI\text{-одиниця густини} = SI\text{-одиниця маси} / SI\text{-одиниця об'єму} = \text{кг/м}^3$

Великі та малі числа

Дуже часто числа, якими оперує наука, або дуже малі, або надзвичайно великі. Наприклад, довжина типового зв'язку C — C, яка виражена у стандартних одиницях довжини (м), дорівнює 0,000 000 000 154 м. Записувати таку величину дуже незручно та, до того ж, збільшується імовірність помилок. Тому корисно записати цю величину як $1,54 \cdot 10^{-10}$ м. Це більш зручний та наочний спосіб запису інформації про довжину зв'язку. Було б ще зручніше зовсім не писати множник 10^{-10} . Оскільки зазвичай довжини зв'язків однакові за порядком величини, було б корисно для довжини зв'язку C — C просто писати 1,54. Це приводить до виникнення одиниці вимірювання 10^{-10} м, яка отримала назву «ангстрем» (Å). Довжина C — C зв'язку дорівнює, таким чином, 1,54 Å. Нажаль, ангстрем не належить до числа одиниць СІ, хоча широко використовується. Система СІ потребує застосування для кратних величин однієї із перелічених у таблиці 2.3 приставок.

Відстань $1,54 \cdot 10^{-10}$ м дорівнює $154 \cdot 10^{-12}$ м або $0,154 \cdot 10^{-9}$ м. З таблиці 2.3 видно, що ці величини дорівнюють відповідно 154 пікометрам (пм) або 0,154 нанометрам (нм). Обидва варіанти можуть використовуватися у системі СІ.

Таблиця 2.3

Масштабні приставки, які застосовуються у системі СІ для позначення кратних одиниць

Масштабний коефіцієнт	Назва	Символ	Масштабний коефіцієнт	Назва	Символ
10^{12}	тера	Т	10^{-2}	санті	с
10^9	гіга	Г	10^{-3}	мілі	м
10^6	мега	М	10^{-6}	мікро	мк
10^3	кіло	к	10^{-9}	нано	н
10^2	гекто	г	10^{-12}	піко	п
10	дека	да	10^{-15}	фемто	ф
10^{-1}	деці	д	10^{-18}	ато	а

Сумісність одиниць вимірювання

Треба зауважити, що при використанні зазначених приставок під час обчислення необхідно узгоджувати розмірності одиниць. Наприклад, якщо густина виражена у г/см^3 , а об'єм — у м^3 , то неможна використовувати ці розмірності в одній формулі. При обчисленні маси за рівнянням

$$\text{маса} = \text{об'єм} \cdot \text{густина}$$

перш за все величини, які входять до формули, треба перевести в однаковий масштаб розмірностей, як це показано у прикладі 2. Найбільш надійний спосіб уникнути помилок при розрахунках – перевести у шкалу, яка відповідає основним одиницям СІ, усі величини до підстановки їх до формули.

Приклад 2. Який об'єм займають 10 г ртуті, якщо густина його при 298 К дорівнює $1,36 \cdot 10^4 \text{ кг/см}^3$?

Рішення

Рівняння, яке пов'язує масу m , об'єм V та густину ρ , має вид $\rho = m / V$ або $V = m / \rho$. Перед підстановкою необхідно привести розмірності даних величин до єдиного масштабу. Густина дана у кг/м^3 , а маса – у грамах, тому її слід також виразити у кг:

$$10 \text{ г} = 10 \cdot 10^{-3} \text{ кг} = 1 \cdot 10^{-2} \text{ кг}.$$

Тепер можна розрахувати об'єм ртуті: $V = m / \rho = \frac{1 \cdot 10^{-2}}{1,36 \cdot 10^4} = 7,35 \cdot 10^{-7} \text{ м}^3$.

Далі треба перевірити відповідність одиниць: $V = m / \rho = \frac{\text{кг}}{\text{кг} \cdot \text{м}^{-3}} = \text{м}^3$.

3. ПРОТОНИ, ЕЛЕКТРОНИ ТА НЕЙТРОНИ

Найменшою часткою хімічного елемента, здатної існувати у вільному стані або у складі хімічної сполуки з іншими атомами того ж самого чи іншого елемента, є атом.

Атом складається в основному із часток трьох типів: протонів, електронів і нейтронів. Деякі важливі властивості цих часток наведені в таблиці 3.1. Нейтрон і протон мають приблизно однакову масу спокою, у порівнянні з якою маса електрона є дуже малою. Заряд протона дорівнює за абсолютною величиною, але протилежний за знаком заряду електрона. Таким чином, комбінація рівного числа протонів та електронів забезпечує атому електронейтральність. Нейтрон, як видно з назви, є нейтральною часткою, тобто не має заряду.

Властивості протона, електрона та нейтрона

	<i>Протон</i>	<i>Електрон</i>	<i>Нейтрон</i>
Заряд, Кл	$+ 1,602 \cdot 10^{-19}$	$- 1,602 \cdot 10^{-19}$	0
Відносний заряд	+ 1	-1	0
Маса спокою	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$9,109 \cdot 10^{-31}$	$1,675 \cdot 10^{-27}$
Відносна маса	1837	1	1

Відносна атомна маса

Маса атома сконцентрована в ядрі, де містяться протони і нейтрони. Якщо скласти реальні маси протонів та нейтронів, виявляються дуже малі, нецілі значення, тому для зручності використовують *відносні атомні маси*, які виражені в атомних одиницях маси. Атомна одиниця маси (а.о.м.) приблизно дорівнює $1,660 \cdot 10^{-27}$ кг (це майже відповідає масі протона чи нейтрона). У розрахунках масу протона чи нейтрона приймають такою, що становить 1 а.о.м. Шкала відносних атомних мас (A_r) будується відносно маси атома Карбону ^{12}C , яка прийнята такою, що дорівнює 12,000.

4. ХІМІЧНІ ЕЛЕМЕНТИ

За рекомендацією ІЮПАК *хімічний елемент* – це сукупність атомів з однаковим позитивним зарядом ядра.

Нині відомо понад 110 хімічних елементів. Із них у природі виявлено 88, інші добуто штучно. Найпоширенішими хімічними елементами Всесвіту є Гідроген і Гелій: 75% усіх атомів Всесвіту – це атоми Гідрогену, а 24% - атоми Гелію. На решту хімічних елементів припадає лише 1%. На Землі ж найпоширенішим хімічним елементом є Оксиген. За масою на нього припадає 47% земної кори. Досить поширеними є також Силіцій (27,6%), Алюміній (8,8%), Ферум (4,7%). З різноманітних комбінацій хімічних елементів складається понад 10 000 000 відомих речовин.

Хімічним елементам відповідають загальноприйняті символи, які за пропозицією Й.Берцеліуса складаються з однієї чи двох літер їх латинської назви. Наприклад, Оксиген позначається літерою O від Oxygenium (оксигеніум), Сульфур S від Sulfur, Fe від Ferrum. Символи та назви зазвичай

наведені у періодичній системі елементів. Треба пам'ятати, що в українській номенклатурі назви хімічних елементів пишуться з великої літери.

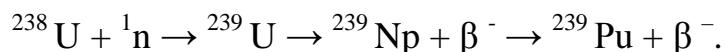
Для даного хімічного елемента може існувати більше одного типу атомів. Такі різновидності мають назву *ізотопів*. Вони є атомами з різною кількістю нейтронів у ядрі.

Елемент характеризується кількістю протонів, яка при збереженні електронейтральності повинна дорівнювати кількості електронів. Однак кількість нейтронів в атомах може відрізнятися. Наприклад, Гідроген має три різновидності. Найбільш поширеною з них є Протій - ^1H (99,984%), в ядрі якого є протон, але немає нейтронів. Другий ізотоп – Дейтерій, або «важкий Гідроген» (0,0156%), що позначається символами ^2H чи D. Його ядро має протон та нейтрон. Один на 10^{17} атомів у зразку природного Гідрогену – Тритій (^3H або T). Ядро цього ізотопу містить протон і два нейтрони; він є радіоактивним.

Атомна маса природного Гідрогену відбиває наявність всіх трьох типів ізотопів і дорівнює середньозваженому значенню маси присутніх ізотопів.

Елементи, які існують у вигляді одного природного ізотопу, мають назву моноіотопів, наприклад, Фосфор (^{31}P) чи Кобальт (^{59}Co).

Деякі ізотопи, особливо найважчих елементів, отримують бомбардуючи ядра атомів різними частками, зазвичай нейтронами. Прикладом штучного ізотопу може служити ^{239}Pu . Його отримують унаслідок низки ядерних реакцій за участю ізотопу ^{238}U . Під час бомбардування ^{238}U нейтронами відносна атомна маса продукту реакції стає на одиницю більшою, оскільки приєднується нейтрон.



Елементи можуть бути розділені на метали та неметали та інертні гази (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn). До неметалів належать елементи: H, B, C, Si, N, P, As, O, Se, Te, F, Cl, Br, I, At. До металів належать всі інші елементи. Їх назви закінчуються на *-ій*, наприклад, Літій, Натрій, Алюміній, Гафній та ін. Виключення складають Хром, Титан, Станум, Плюмбум, Ферум, Кобальт, Купрум, Цинк, Вольфрам, Платина, Аргентум та Аурум.

Назви і символи деяких хімічних елементів

<i>Назва елемента (укр. номенкл.)</i>	<i>Хімічний символ</i>	<i>Вимова хімічного символу</i>	<i>Назва елемента (укр. номенкл.)</i>	<i>Хімічний символ</i>	<i>Вимова хімічного символу</i>
Алюміній	Al	<i>Алюміній</i>	Манган	Mn	<i>Манган</i>
Аргентум	Ag	<i>Аргентум</i>	Меркурій	Hg	<i>Гідраргірум</i>
Аурум	Au	<i>Аурум</i>	Натрій	Na	<i>Натрій</i>
Барій	Ba	<i>Барій</i>	Нітроген	N	<i>Ен</i>
Бор	B	<i>Бор</i>	Оксиген	O	<i>О</i>
Бром	Br	<i>Бром</i>	Плюмбум	Pb	<i>Плюмбум</i>
Гідроген	H	<i>Аш</i>	Силіцій	Si	<i>Силіцій</i>
Іод	I	<i>Йод</i>	Сульфур	S	<i>Ес</i>
Калій	K	<i>Калій</i>	Ферум	Fe	<i>Ферум</i>
Кальцій	Ca	<i>Кальцій</i>	Флуор	F	<i>Фтор</i>
Карбон	C	<i>Це</i>	Фосфор	P	<i>Пе</i>
Купрум	Cu	<i>Купрум</i>	Хлор	Cl	<i>Хлор</i>
Магній	Mg	<i>Магній</i>	Цинк	Zn	<i>Цинк</i>

Молекулярна й немолекулярна будова речовини

Властивості речовин залежать від того, які частинки входять до їх складу і від того, як вони між собою з'єднуються. Багато речовин, але не всі, складаються із молекул. Структурними складовими речовини можуть бути атоми або інші частинки, об'єднані як у молекулярні, так і немолекулярні структури.

Наприклад, атоми Сульфуру об'єднуються в молекули з восьми атомів. Останні утворюють кристал, тобто з'єднуються у певній послідовності, утворюючи структуру, що нагадує решітку. У той же час атоми Феруму об'єднуються у немолекулярні кристали, утворюючи пластичний метал сріблясто-сірого кольору з хорошою електро- і теплопровідністю. Кухонна сіль, кремнезем, крейда – речовини немолекулярної будови.

Речовини молекулярної й немолекулярної будови значно відрізняються за властивостями (табл. 4.2).

Відмінність між речовинами різної будови

Ознака для порівняння	Речовина	
	молекулярної будови	немолекулярної будови
Структурні частинки	Молекули	Атоми або інші частинки
Зв'язок між структурними частинками	Слабкий	Міцний
Температури кипіння і плавлення	Низькі	Високі
Агрегатний стан за звичайних умов	Твердий, рідкий, газоподібний	Твердий, кристалічний
Поширення у природі	Поширені особливо в органічному світі	Поширені особливо в мінеральному світі та серед металів

Прості й складні речовини

Речовини, які містять у своєму складі атоми одного хімічного елемента, називаються *простими*. Прості речовини є *формою існування* хімічного елемента у вільному стані.

Здебільшого назви простих речовин і відповідних хімічних елементів збігаються. Наприклад, проста речовина, утворена хімічним елементом Хлором, називається хлором. Проте так трапляється не завжди (табл. 4.3). При цьому назва хімічного елемента пишеться з великої літери, а назва простої речовини, утвореної цим елементом, - з малої.

Не можна приписувати хімічному елементу властивості, характерні для простої речовини. Наприклад, якщо говорять про хлор, який входить до складу хлоридної кислоти або будь-якої складної речовини, то йдеться про Хлор як хімічний елемент.

Речовини, які містять у своєму складі атоми різних хімічних елементів, називають *складними*, або хімічними сполуками. Наприклад, H_2O – вода, $NaCl$ – натрій хлорид, H_2SO_4 – сульфатна кислота, $NaOH$ – натрій гідроксид.

Назви найпоширеніших простих речовин

Проста речовина	Формула речовини	Назва хімічного елемента	Проста речовина	Формула речовини	Назва хімічного елемента
Азот	N ₂	Нітроген	Нікель	Ni	Нікол
Водень	H ₂	Гідроген	Олово	Sn	Станум
Вуглець	C	Карбон	Ртуть	Hg	Меркурій
Залізо	Fe	Ферум	Свинець	Pb	Плюмбум
Золото	Au	Аурум	Сірка	S	Сульфур
Йод	I ₂	Іод	Срібло	Ag	Аргентум
Кисень	O ₂	Оксиген	Фтор	F ₂	Флуор
Мідь	Cu	Купрум			

Алотропні модифікації

Деякі елементи існують у декількох структурних формах, і ця їх властивість має назву *алотропії*. Для Карбону широко розповсюдженими алотропними модифікаціями є графіт та діамант, обидві мають безкінечно протяжну кристалічну решітку. Обидві алотропні модифікації складаються тільки з атомів Карбону, згоряють у надлишку кисню із утворенням карбон(II) оксиду, CO₂. Однак зовнішній вигляд цих двох алотропних модифікацій суттєво відрізняється. Діамант термодинамічно нестійкий при кімнатній температурі та тиску, однак його перехід у графіт – процес, надзвичайно повільний. У 1980-х роках була відкрита ще одна алотропна модифікація Карбону – фулерени (наприклад, C₆₀), які присутні, наприклад, у сажі.

Станум, Фосфор, Арсен, Оксиген, Сульфур та Селен також мають алотропні модифікації. Так, у Фосфору існує 11 різновидностей, які відрізняються як кольором (червоний, білий, чорний), так і будовою.

5. МОЛЬ ТА СТАЛА АВОГАДРО

Одиницею кількості речовини у СІ є *моль*. Її можна застосовувати до речовини, яка складається із будь-яких частинок (атом, молекула іон, електрон). Відомо, що в одному молі речовини міститься $\sim 6,022 \cdot 10^{23}$ часток; це число називають *сталю* (або *числом*) *Авогадро* N_A . Воно дорівнює кількості атомів Карбону в 12 грамах зразка чистого ізотопу ^{12}C ; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

За законом Авогадро в однакових об'ємах різних газів, які знаходяться за однакових умов (температура, тиск), міститься однакове число молекул. Це пояснюється тим, що молекули в газі розташовані так далеко одна від одної, що відстань між ними у багато разів перевищує розмір самих молекул. Тому об'єм газу визначається не їх розміром, а відстанями між ними. Якщо температура і тиск однакові, то й відстані між молекулами в газах також приблизно однакові. Тому й виходить, що в однакових об'ємах різних газів міститься однакова кількість молекул.

Мабуть справедливим повинно бути і зворотне твердження – однакова кількість молекул будь-яких газів за однакових умов займатиме однаковий об'єм. Оскільки моль кожної речовини містить рівну кількість молекул ($6,02 \cdot 10^{23}$), то за певних температури й тиску 1 моль речовини, яка перебуває в газуватому стані, займатиме постійний об'єм.

Цей об'єм називають *молярним об'ємом газу* і позначають V_m . За *нормальних умов* (температура 273К, тиск 101,3 кПа) він дорівнює 22,4 л/моль. Це фундаментальна фізико-хімічна константа, яка широко використовується у розрахунках.

Молярна маса та кількість молів

Молярною масою, $M(X)$ хімічної сполуки називається маса одного молю цієї речовини. Розмірність молярної маси - кг/моль чи г/моль. Важливо пам'ятати, що молярна маса $M(X)$, яка виражена у г/моль, чисельно дорівнює відносній молекулярній масі $M_r(X)$. Наприклад, карбон(II) оксид CO має молярну масу 28 г/моль (оскільки відносні атомні маси С та О дорівнюють 12 та 16 відповідно, а їх сума складає 28).

Зв'язок між масою (у грамах) та кількістю молів встановлюється рівнянням

$$\text{Кількість молів } (n) = \text{ маса } (m) / \text{Молярна маса } [M(X)]$$

Приклад 3. Скільки молів складають 3,48 г ацетону?

Рішення

Запишемо формулу ацетону:



$$M_r = (3 \cdot 12) + (1 \cdot 16) + (6 \cdot 1) = 58, \text{ відповідно } M(\text{CH}_3\text{C}(\text{O})\text{CH}_3) = 58 \text{ г/моль.}$$

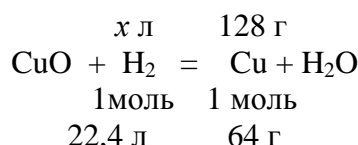
Знаходимо кількість молів ацетону за рівнянням

$$n = \frac{m}{M} = \frac{3,48}{58} = 0,06 \text{ (моль).}$$

Приклад 4. Обчислити об'єм водню (н.у.), який потрібно взяти для відновлення міді масою 128 г з купрум(II) оксиду.

Рішення

Запишемо рівняння реакції:



$$V_{\text{м газу}} = 22,4 \text{ л/моль}; V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 22,4 \text{ л.}$$

$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}; m(\text{Cu}) = 64 \cdot 1 = 64 \text{ г.}$$

З рівняння реакції видно, що водень об'ємом 22,4 л відновлює 64 г міді з купрум(II) оксиду, а x л водню може відновити 128 г міді. Складаємо пропорцію:

$$22,4 \text{ л} : x \text{ л} = 64 \text{ г} : 128 \text{ г}; \quad x = \frac{22,4 \text{ л} \cdot 128 \text{ г}}{64 \text{ г}} = 44,8 \text{ л}(\text{H}_2).$$

Отже на відновлення 128 г міді потрібно 44,8 л H_2 .

Тиск і закони Бойля-Маріотта та Гей-Люссака

Тиск визначається як сила, яка діє на одиницю поверхні:

$$\text{тиск} = \text{сила} : \text{площа.}$$

Одиницею для тиску в СІ є паскаль (Па). Коли фіксована маса газу стискується (тиск на газ збільшується) при постійній температурі, об'єм газу зменшується за законом Бойля-Маріотта:

$$P \propto 1/V \quad (\text{при постійній температурі}).$$

Цей закон може бути застосований тільки при постійній температурі, оскільки об'єм, який займає газ, залежить від температури й тиску одночасно. Об'єм і температура фіксованої маси газу пов'язані законом Гей-Люссака. З прямої пропорційності між об'ємом і температурою виходить, що

$$V \propto T \quad (\text{при постійному тиску}).$$

Комбінація законів Бойля-Маріотта та Гей-Люссака дає співвідношення між тиском, температурою та об'ємом фіксованої маси газу

$$P \propto T/V, \text{ або } PV/T = \text{const} \quad (\text{рівняння стану ідеального газу}).$$

Ідеальні гази

У дійсності ми маємо справу з «реальними» газами, але зручно вважати, що більшість газів поводить себе як *ідеальні*, тобто відсутня взаємодія частинок, що їх складають. Такі гази підкоряються *закону ідеального газу*.

$$\frac{PV}{T} = R = 8,314 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1}.$$

Для n молів газу цей закон має вигляд

$$PV = nRT.$$

Універсальна газова стала (R) є однаковою для всіх газів незалежно від того, чи є частинки газу атомами (Ne, He), молекулами, які складаються з однакових атомів (O_2 , N_2), або хімічними сполуками різних атомів (CO_2 , H_2S , NO).

Приклад 5. *Визначити об'єм, який займає 1 моль карбон(II) оксиду при 300 К та тиску 10^5 Па.*

Рішення

Якщо прийняти, що газ є ідеальним, то можна застосувати рівняння $PV = nRT$.

$$\text{Звідси } V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 \cdot 8,314 \cdot 300}{10^5} = 0,0249 \text{ м}^3 = 24,9 \text{ дм}^3.$$

Отже один моль карбон(II) оксиду при 300К та тиску 10^5 Па займатиме об'єм у $24,9 \text{ дм}^3$ (л).

Закон парціальних тисків Дальтона

Сумарний тиск суміші газів дорівнює сумі парціальних тисків окремих компонентів цієї суміші. Це є *закон парціальних тисків Дальтона*:

$$P = P_A + P_B + P_C + \dots ,$$

де P – сумарний тиск, P_A – парціальний тиск компонента A і т. д.

Парціальний тиск кожного газу є пропорційним кількості його молів.

Парціальний тиск компонента X = (кількість молів X / кількість молів суміші) · сумарний тиск суміші.

Приклад 6. *При 290 К та 10^5 Па 25 дм^3 зразка газу містить 0,35 моль аргону і 0,61 моль неону. Визначити, чи це єдині компоненти газової суміші та які парціальні тиски цих двох газів.*

Рішення

Закон ідеального газу дозволяє знайти сумарну кількість молів n газу в зразку. Об'єм повинен бути переведений у м^3 : $25 \text{ дм}^3 = 25 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$

Проводимо розрахунок за рівнянням.

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{10^5 \cdot 25 \cdot 10^{-3}}{8,314 \cdot 290} = 1,04 \text{ моль.}$$

Оскільки є всього 0,35 моль аргону та 0,61 моль неону, то повинно бути ще 0,08 моль ($0,35 + 0,61 = 0,96$; $1,04 - 0,96 = 0,08$) інших компонентів. Знаючи сумарну кількість молів газової суміші, можна визначити парціальний тиск аргону (P_{Ar}) та неону (P_{Ne}).

Парціальний тиск компонента X = (кількість молів X /кількість молів суміші) · сумарний тиск суміші.

Для аргону: $P_{Ar} = (0,35/1,04) \cdot 10^5 = 33654$ Па.

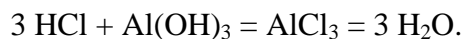
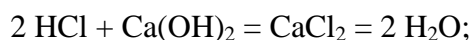
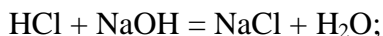
Для неону: $P_{Ne} = (0,61/1,04) \cdot 10^5 = 58654$ Па.

Парціальні тиски використовуються у розрахунках при визначенні, наприклад, константи рівноваги K_p для газуватих систем.

6. ПОНЯТТЯ ПРО ЕКВІВАЛЕНТ. ЗАКОН ЕКВІВАЛЕНТІВ

Ще наприкінці VIII ст. було введено поняття еквівалента та сформульовано (І.Рихтер, Д.Дальтон) закон еквівалентів. На сьогодні *еквівалентом* називають реальну або умовну частинку речовини, яка може заміщувати, приєднувати, звільнювати чи бути якимось іншим способом рівноцінною одному іону Гідрогену в іонно-обмінних реакціях або одному електрону в окислювально-відновних реакціях.

Розглянемо декілька прикладів:



У першій реакції одному іону Гідрогену еквівалентна молекула NaOH. У другій реакції одному іону Гідрогену еквівалентна вже умовна частинка-половина молекули Ca(OH)₂. У третій реакції еквівалентом є третина молекули Al(OH)₃.

Число, що показує, яка доля реальної частинки речовини X еквівалентна одному іону Гідрогену в даній кислотно-основній реакції або одному електрону в даній окислювально-відновній реакції, має назву *фактора еквівалентності* [$f_{екв.}(X)$]. У наведених реакціях:

$$f_{екв.}(NaOH)=1; f_{екв.}[Ca(OH)_2]=1/2; f_{екв.}[Al(OH)_3]=1/3.$$

У всіх випадках для різних класів сполук: $f_{екв.}(кислоти) = 1/основність$; $f_{екв.}(основи) = 1/кислотність$; $f_{екв.}(солі) = 1/(число катіонів \cdot валентність)$; $f_{екв.}(окислювача) = 1/число прийнятих електронів$; $f_{екв.}(відновника) = 1/число відданих електронів$.

Під молярною масою еквівалентів $M_{екв.}(X)$ розуміють масу одного моля еквівалентів даної речовини. Для речовини X вона дорівнює добутку фактора еквівалентності речовини X на його молярну масу.

$$M_{екв.}(X) = f_{екв} M(X).$$

Кількість речовини еквівалента дорівнює масі речовини X , поділеній на молярну масу еквівалента.

Наприклад, $v_{екв.}[Ca(OH)_2] = m[Ca(OH)_2] / M_{екв.}[Ca(OH)_2]$.

Молярна концентрація еквівалента у розчині визначається відношенням кількості речовини еквівалента до об'єму розчину.

$$c_{екв.}(X) = v_{екв.}(X)/V,$$

де V – об'єм розчину (дм³).

Приклад 7. Визначити молярну концентрацію еквівалента для розчину, якщо у 1 дм³ води розчинили 150 г сульфатної кислоти. Густина отриманого розчину 1,1 г/см³.

Рішення

Маса отриманого розчину: $1000 + 150 = 1150$ г. Об'єм розчину: $1150/1,1 = 1045$ см³ = 1,045 дм³.

$$v_{екв.}(H_2SO_4) = m(H_2SO_4) / M_{екв.}(H_2SO_4) = 150 / 49 = 3,06 \text{ моль.}$$

$$c_{екв.}(H_2SO_4) = v_{екв.}(H_2SO_4) / V_{розчину} = 3,06 / 1,045 = 2,93 \text{ (моль / дм}^3\text{)}.$$

Що стосується сутності закону еквівалентів, то відповідно до нього речовини реагують між собою у еквівалентних співвідношеннях.

$$m_1 / m_2 = M_{екв1} / M_{екв2},$$

де m_1, m_2 – маси речовин, що реагують, $M_{екв1}, M_{екв2}$ – їх молярні маси еквівалентів.

7. ПЕРІОДИЧНА СИСТЕМА ХІМІЧНИХ ЕЛЕМЕНТІВ

У періодичній системі елементи розташовані у порядку зростання заряду ядра, тобто кількості протонів у ядрі. Розподілення за групами (вертикальні колонки) відбувається у відповідності до кількості валентних електронів. За рекомендацією ІЮПАК групи нумеруються арабськими цифрами від 1 до 18 (рис. 7.1).

Період	Номер групи																										
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18									
	s- елементи																										
1	H																p-елементи		He								
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne									
3	Na	Mg	d-елементи										Al	Si	P	S	Cl	Ar									
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr									
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe									
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn									
7	Fr	Ra	Ac*																								

f-елементи

* Лантаноїди	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
* Актиноїди	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Мал. 1. Періодична система хімічних елементів

Валентними вважаються електрони, які розташовані на зовнішніх рівнях; саме вони перш за все визначають хімічні властивості елемента.

Валентність – це здатність атома хімічного елемента приєднувати чи заміщати певну кількість атомів іншого елемента.

Рекомендовані ІЮПАК назви деяких груп наведені у таблиці 7.1.

Таблиця 7.1.

Назви деяких груп періодичної системи

<i>Номер групи</i>	<i>Рекомендована назва</i>
1 (окрім H)	Лужні метали
2	Лужно-земельні метали
15	Пнікогени
16	Халькогени
17	Галогени
18	Благородні (інертні) гази
1 (окрім H), 2, 13, 14, 15, 16, 17,18	Головні групи елементів

Валентні електрони

Дуже важливо знати розташування елемента в періодичній системі, оскільки воно закономірно пов'язане з його властивостями. Фундаментальною властивістю елемента є електронна конфігурація основного стану, яка може бути визначена за розташуванням елемента в періодичній системі. Наприклад, елементи груп 1 і 2 мають один чи два електрони на зовнішній (валентній) оболонці відповідно. Після блоку *d*-елементів (в якому 10 груп) число валентних електронів може бути визначено відніманням десяти від номера групи.

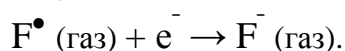
Нітроген (N) знаходиться у групі 15 і має 5 валентних електронів, Телур (Te) – у групі 16 і має 6 валентних електронів. Структура таблиці відбиває зміну властивостей елементів (*періодичність*).

Нема потреби завчати таблицю, але досить корисно зрозуміти загальні закономірності зміни властивостей елементів у групах і періодах. Знання того, що Селен знаходиться у одній групі з Оксигеном, вказує на наявність подібності у хімічній поведінці цих елементів. Однак треба мати на увазі, що у групі донизу властивості суттєво змінюються. Якщо порівняти елементи 14-ої групи, то видно, що Карбон – це неметал; він зазвичай утворює сполуки з

валентністю 4, тоді як Плюмбум (Pb) - метал, який має два ступеня окиснення, +2 і +4.

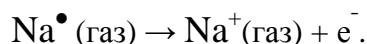
8. РАДИКАЛИ ТА ІОНИ

Наявність одного чи декількох неспарених електронів у атомі чи молекулі надає їм властивості радикала. Для позначення радикальної частки, яка має неспарений електрон, використовується хімічний символ з крапкою. Наприклад, нейтральний атом $^{19}_9\text{F}$ з одним неспареним електроном є радикалом. Атом Флуору легко приймає один електрон, щоб утворити іон із конфігурацією благородного газу.



В іоні F^- з'являється дисбаланс між позитивним зарядом ядра, яке містить дев'ять протонів, та негативним зарядом десяти електронів, що оточують ядро: при додаванні одного електрона нейтральний радикал Флуору стає негативно зарядженим іоном. Для позначення негативно зарядженого іона використовується закінчення – *ид*: флуорид-іон. Негативно заряджений іон має назву *аніона*.

Втрата одного електрона нейтральним атомом приводить до утворення позитивно зарядженого іона – *катіона*. Атом Натрію може віддати один електрон і утворити катіон. Позитивний заряд виникає через різницю між кількістю протонів у ядрі та кількістю електронів навколо ядра.



Хоча у наведених рівняннях нейтральні атоми позначені як радикали, звичайно в хімічних рівняннях для атомів хімічних елементів не вказується, чи є вони радикалами. Терміни *двозарядний*, *трьохзарядний аніон* (чи *катіон*) використовуються для позначення заряду іона. Двозарядний катіон має заряд $2+$ (наприклад, Mg^{2+} , Ca^{2+}), двохзарядний аніон – заряд $2-$ (O^{2-} , Se^{2-}), трьохзарядний катіон – заряд $3+$ (Al^{3+} , Fe^{3+}), трьохзарядний аніон – заряд $3-$ (N^{3-} , PO_4^{3-}).

Приклад 8. *На підставі періодичної системи наведіть найімовірніші іони елементів К, Са, Вr.*

Рішення

Спочатку визначаємо положення кожного елемента в періодичній системі. Треба пам'ятати, що елементи із числом валентних електронів до 4 схильні віддавати, а з більшим

числом – приймати електрони, щоб у кожному з цих випадків утворювалась стійка електронна конфігурація благородного газу.

К знаходиться у групі 1. У нього 1 валентний електрон. Калій легко віддає один електрон, із утворенням електронної конфігурації [Ar]. Тому з атома К утворюється іон K^+ .

Са знаходиться у групі 2. У нього 2 валентних електрони. Кальцій легко віддає ці два електрони з утворенням електронної конфігурації [Ar]. Тому з атома Са утворюється іон Ca^{2+} .

Br знаходиться у групі 17. У нього 7 валентних електронів. Атом Брому приймає один електрон із утворенням електронної конфігурації [Kr]. Утворюється іон Br^- .

9. МОЛЕКУЛИ ТА ХІМІЧНІ СПОЛУКИ

Молекула є окремою нейтральною частинкою, яка виникає при утворенні ковалентного зв'язку між двома чи декількома атомами. Коли два радикали об'єднують свої електрони, виникає молекула.



Гомоядерні та гетероядерні молекули

Молекула H_2 є гомоядерною двоатомною молекулою. Термін «двоатомний» означає, що H_2 складається із двох атомів, а «гомоядерний» - що ці атоми - однакові. H_2 – це молекулярний водень (проста речовина), на відміну від атомарного водню – H. Прикладами інших гомоядерних молекул можуть служити молекулярні кисень (O_2), азот (N_2), озон (O_3), фтор (F_2), молекулярна сірка (S_8).

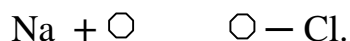
Гетероядерні молекули містять атоми більше, ніж одного хімічного елемента. Карбон(II) оксид, CO – гетероядерна двоатомна молекула. Коли молекула містить три чи більше атомів, вона називається багатоатомною; карбон(IV) оксид CO_2 , метан CH_4 , етанол C_2H_5OH – багатоатомні молекули.

Ковалентні та іонні зв'язки

Важливою відмінністю між ковалентним та іонним зв'язком є розподіл пов'язуючих електронів між ядрами. Електрони, які утворюють ковалентний зв'язок, порівну розподілені між ядрами, як, наприклад, у молекулі Cl_2 ,



яка має одинарний зв'язок $Cl - Cl$. Оскільки два атоми ідентичні, то два пов'язуючі електрони розташовані симетрично між двома ядрами атомів Хлору. Майже повний зсув пари пов'язуючих електронів до одного з ядер приводить до утворення іонного зв'язку.



Між іонами існує область, у якій електронна густина майже нульова. Пари іонів не є ізольованими. Позитивні та негативні іони притягаються, і цей ланцюг взаємодій приводить до утворення трьохмірної іонної решітки.

Молекули та хімічні сполуки

Слід уточнити поняття *молекули* та хімічної *сполуки*. Сполука є нейтральною; вона включає частинки з ковалентним чи іонним зв'язком, наприклад, NaF (складається із іонів Na^+ та F^-), CO (ковалентна двохатомна молекула), SF_6 (ковалентна багатоатомна молекула). Молекула – дискретна частинка, та з цих трьох хімічних сполук тільки CO та SF_6 складаються із молекул.

10. КОНЦЕТРАЦІЯ РОЗЧИНІВ

Хімічні реакції часто проходять у розчинах, і *концентрація* розчинів вказує, яка кількість хімічної сполуки чи іона міститься у одиниці об'єму розчину. Одиниці СІ для концентрації – *моль/м³*, однак на практиці використовують одиниці *моль/дм³*, чи *моль/л*. Розчин, який містить 1 моль розчинної речовини в об'ємі 1 дм³, має назву *одномолярного (1М) розчину*.

Кількість молів розчинної речовини може бути знайдена за рівнянням

$$\text{Кількість молів}(n) = \text{об'єм}(V) (\text{дм}^3) \text{ концентрація}(C) (\text{моль/дм}^3),$$

а для розчину об'ємом 1 см³ (що частіше використовується у лабораторній практиці) – за рівнянням

$$\text{Кількість молів}(n) = \text{об'єм}(V) (\text{см}^3) \text{ концентрація}(c) (\text{моль/дм}^3) / 1000.$$

Приклад 9. *Якою є концентрація розчину, якщо 1,17 г натрій хлориду розчинені в 100 см³ води?*

Рішення

Спочатку необхідно визначити кількість молів NaCl у 1,17 г:

$$M(\text{NaCl}) = 23 + 35,5 = 58,5 \text{ г/моль}; n_{\text{NaCl}} = 1,17 / 58,5 = 0,02 \text{ моль}.$$

Для подальших розрахунків необхідно переконатися у тому, що одиниці вимірювання є сумісними. Об'єм є вираженим у см³; отже для знаходження концентрації використовуємо рівняння

$$c = n \cdot 1000 / V;$$
$$c = 0,02 \cdot 1000 / 100 = 0,2 \text{ (моль / дм}^3\text{)}.$$

Приклад 10. Скільки калій іодиду (KI) треба розчинити у 50 см³ води, щоб отримати розчин із концентрацією 0,05 М?

Рішення

Визначимо кількість молів KI, яка міститься у 50 см³ розчину концентрацією 0,05 моль/дм³:

$$n = V \cdot c / 1000$$

$$n(KI) = 50 \cdot 0,05 / 1000 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ (моль).}$$

За кількістю молів знаходимо масу:

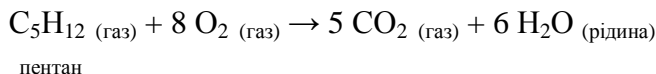
$$n = m / M(KI), \text{ або } m = n \cdot M(KI)$$

$$M(KI) = 39 + 127 = 166 \text{ г/моль. Отже, } m(KI) = 2,5 \cdot 10^{-3} \cdot 166 = 0,415 \text{ (г).}$$

11. СТЕХІОМЕТРІЯ РЕАКЦІЙ

Стехіометричне рівняння реакції показує, у яких молярних співвідношеннях знаходяться реагенти та продукти реакції. При цьому повинен виконуватися закон збереження маси, а також положення про незмінність кількості атомів кожного хімічного елемента до та після реакції.

Так, наприклад, у реакції

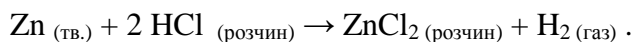


одна молекула пентану реагує із вісьмома молекулами кисню, внаслідок чого утворюється п'ять молекул карбон(IV) оксиду та шість молекул води.

Приклад 11. Скільки цинку потрібно для повного протікання реакції із 30 см³ 1 М хлоридної кислоти?

Рішення

Внаслідок реакції металу з кислотою утворюється сіль і водень. Запишемо стехіометричне рівняння реакції:



Визначимо кількість молів HCl у розчині:

$$n = V c / 1000.$$

$$n \text{ HCl} = 30 \cdot 1 / 1000 = 3 \cdot 10^{-2} \text{ (моль).}$$

За рівнянням реакції один моль Zn реагує із двома молями HCl і, значить, $3 \cdot 10^{-2}$ моль HCl може реагувати із $1,5 \cdot 10^{-2}$ моль Zn.

$$1 - 2$$

$$X - 3 \cdot 10^{-2}$$

Тепер можна визначити, скільки цинку потрібно для даної реакції:

$$m(\text{Zn}) = n \cdot M_{\text{Zn}}$$

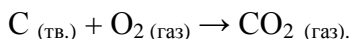
$$m(\text{Zn}) = 1,5 \cdot 10^{-2} \cdot 65 = 0,975 \text{ (г)}.$$

Для реакції із даною кількістю хлоридної кислоти потрібно 0,975 г цинку.

Приклад 12. Скільки CO_2 утворюється при згорянні 0,3 г вуглецю за нормальних умов?

Рішення

Запишемо рівняння реакції



За рівнянням реакції з одного моля вуглецю утворюється один моль CO_2 (за умови повного згоряння).

Визначимо кількість молів вуглецю:

$$n = m / M_{\text{C}}$$

$$n = 0,3 / 12 = 0,025 \text{ (моль)}.$$

При розрахунку використовується A_{C} , оскільки мова йде про просту речовину.

Знаходимо об'єм 0,025 моль CO_2 за нормальних умов

$$V = n \cdot M_V$$

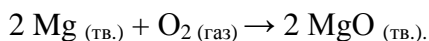
$$V = 0,025 \cdot 22,4 = 0,56 \text{ л (дм}^3\text{)}.$$

При згорянні 0,3 г вуглецю утворюється 0,56 л CO_2 .

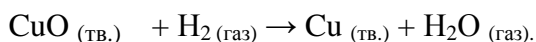
12. ОКИСЛЕННЯ, ВІДНОВЛЕННЯ І СТУПІНЬ ОКИСНЕННЯ

Окислення та відновлення

Коли метал згоряє в атмосфері кисню з утворенням оксиду, кажуть, що він *окислюється*.

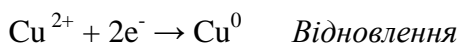


При зворотній реакції, коли оксид металу взаємодіє із воднем і перетворюється знову на метал, кажуть, що він *відновлюється*.

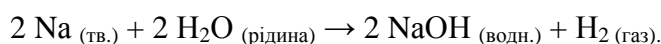


У першій із наведених реакцій O_2 – *окислювач*, у другій реакції H_2 – *відновник*.

Хоча зазвичай окислення сприймається як *приєднання Оксигену*, а відновлення – як його *втрата*, ці процеси можуть бути визначені у межах уявлення про *перенос електронів*. А саме – *електрони приєднуються при відновленні та втрачаються при окисленні*.



Однак, іноді буває важко застосувати ці прості визначення до конкретної реакції. Наприклад, що відбувається із водою у її реакції із натрієм?



Ступінь окиснення

Поняття про *ступінь окиснення* дозволяє розрізнити процеси окиснення та відновлення. Ступені окиснення приписуються кожному атому у складі сполуки, і вони є *формальними* поняттями, хоча для деяких іонів вони співпадають із їх зарядами (Na^+).

Ступінь окиснення хімічного елемента у простій речовині приймається таким, що дорівнює нулю. Це стосується як атомів (He), так і гомоядерних молекул (H_2 , P_4 , S_8).

Для того, щоб визначити ступінь окиснення елемента у сполуці, необхідно дотримуватися низки загальних правил:

- сума ступенів окиснення атомів у нейтральній сполуці дорівнює нулю;
- сума ступенів окиснення атомів у складі іона дорівнює заряду іона (наприклад, у сульфат-іоні SO_4^{2-} сума ступенів окиснення S та O повинна бути -2);
- у сполуках із неметалом ступінь окиснення Гідрогену дорівнює +1, а у сполуках з металом він дорівнює -1;
- ступінь окиснення Флуору завжди -1;
- ступінь окиснення Хлору, Броду та Іоду зазвичай -1 (за виключенням сполук з іншими галогенами та Оксигеном);
- ступінь окиснення Оксигену у сполуках зазвичай -2;
- ступінь окиснення металів групи 1 у сполуках дорівнює +1;
- ступінь окиснення металів групи 2 у сполуках дорівнює +2;
- *d*-метали зазвичай мають позитивний ступінь окиснення.

До цих правил слід додати зауваження про те, що елементи груп 13, 14, 15 і 16 можуть проявляти різні ступені окиснення. Як правило, треба мати повну картину структури сполуки перед тим, як визначати ступені окиснення.

Приклад 13. Які ступені окиснення має кожний атом у таких частинках: KI , FeCl_3 , Na_2SO_4 , NO_3^- ?

Рішення

KI: Метал К групи 1 має ступінь окиснення +1. Відповідно Іод має ступінь окиснення -1 та їх сума дорівнює 0.

FeCl₃: Хлор зазвичай має ступінь окиснення -1 та, оскільки є три атоми Хлору, для

збереження електронейтральності сполуки ступінь окиснення Феруму повинен бути +3.

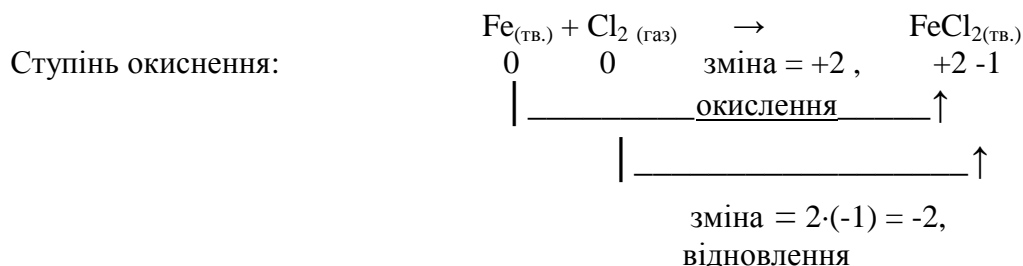
Na₂SO₄: З трьох елементів S має змінний ступінь окиснення, тому він буде розглянутий останнім. Na – елемент групи 1, він має ступінь окиснення +1. Оксиген зазвичай має ступінь окиснення -2. Ступінь окиснення Сульфуру визначається виходячи з того, що сумарний ступінь окиснення дорівнює 0: (2·ступінь окиснення Na) + (ступінь окиснення S) + (4·ступінь окиснення O) = 0. Звідси ступінь окиснення S = 0 + 8 - 2 = + 6.

NO₃⁻: Оксиген має зазвичай ступінь окиснення -2. Загальний заряд дорівнює -1, значить: (ступінь окиснення N) + (3·ступінь окиснення O) = -1. Тому ступінь окиснення N = -1 + 6 = + 5.

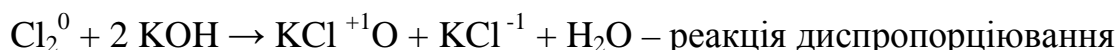
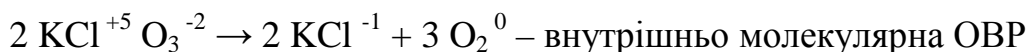
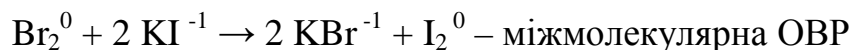
Зміна ступеня окиснення

Під час окислення ступінь окиснення *зростає* (стає більш позитивним), а при відновленні – *зменшується* (стає менш позитивним або негативним).

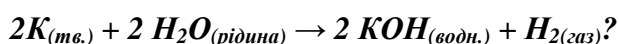
У стехіометричному рівнянні окислювально-відновної реакції (ОВР) збільшення ступеня окиснення атома (атомів) повинно бути компенсовано зменшенням ступеня окиснення іншого атома (атомів).



За місцем розташування атомів, у яких відбувається зміна ступеню окиснення в ході реакції, розрізняють міжмолекулярні ОВР, внутрішньо молекулярні ОВР та реакції самоокиснення-самовідновлення (диспропорціювання):

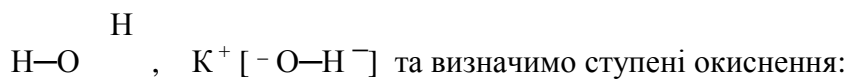


Приклад 14. Які елементи окислюються, а які відновлюються під час реакції



Рішення

Розглянемо структури H_2O та KOH



очікувані ступені окиснення $\text{K} = +1$ та $\text{O} = -2$; з урахуванням нейтральності сполуки, ступінь окиснення $\text{H} = +1$ (оскільки H пов'язаний із Оксигеном, неметалом).



Тепер розглянемо зміну ступенів окиснення елементів:

К : обидва атоми K змінюють свій ступінь окиснення з 0 до +1; процес окислення.

Н : два атоми H зберігають ступінь окиснення +1;
два атоми H відновлюються від +1 до 0.

О : нема зміни ступеня окиснення (було та залишилося -2).

Висновок: загальне зростання ступенів окиснення компенсовано загальним їх зменшенням, окислення збалансовано відновленням.

13. ТЕРМОХІМІЯ

Протікання хімічної реакції регулюється *термодинамічними* та *кінетичними* факторами. Перші пов'язані з енергією системи, тоді як інші – із швидкістю процесу. Кінетика реакції залежить від механізму процесу, який передбачується, тобто від шляху, за яким, за нашою думкою, взаємодіють атоми і молекули в процесі реакції.

Зміна ентальпії реакції

Термохімія має справу з вимірюванням *зміни ентальпії ΔH – теплового ефекту реакції*. Зміна ентальпії, яка супроводжує реакцію, відповідає кількості поглинутого або виділеного в результаті реакції тепла при температурі T . *Стандартна ентальпія реакції* є зміною ентальпії в результаті реакції, похідні речовини та продукти якої знаходяться у *стандартних станах*. Ця величина позначається як $\Delta_p H^0_T$, де Δ означає «зміну», індекс p – «реакції», H – символ ентальпії, коло у верхньому індексі позначає «стандартний стан», T – «при відповідній температурі T ». Такий запис використовується для багатьох термохімічних (та термодинамічних) функцій.

Стандартний стан речовини – це стан найбільш стабільний при тиску 1 бар (10^5 Па) та температурі T . Зазвичай T приймається такою, що дорівнює 298,15 К, а позначення стандартної зміни ентальпії реакції при 298,15 приймає вигляд $\Delta_p H^0_{298,15}$. Взагалі, достатньо писати $\Delta_p H^0_{298}$.

Зміна ентальпії може бути визначена експериментально *калориметричними методами* або обчислена за допомогою табличних величин стандартних ентальпій утворення.

За визначенням, негативна величина ΔH відповідає виділенню тепла в результаті реакції (*екзотермічна реакція, $\Delta H < 0$*), а позитивна – поглинанню тепла із оточуючого середовища (*ендотермічна реакція, $\Delta H > 0$*).

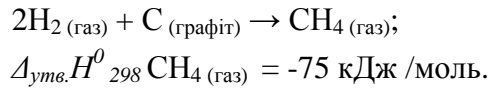
Стандартна ентальпія утворення

Стандартна ентальпія утворення сполуки $\Delta_{утв.} H^0_{298}$ являє собою зміну ентальпії під час утворення сполуки в її стандартному стані з простих речовин, кожна з яких також знаходиться у стандартному стані.

Стандартний стан простої речовини – термодинамічно найбільш стабільна форма простої речовини при тиску 1 бар (10^5 Па) і температурі 298 К. Виключенням є Фосфор, для якого стандартним станом є білий фосфор, тоді як термодинамічно більш стабільні його червона та чорна форми. *Стандартна*

ентальпія утворення простої речовини в стандартному стані приймається такою, що дорівнює нулю.

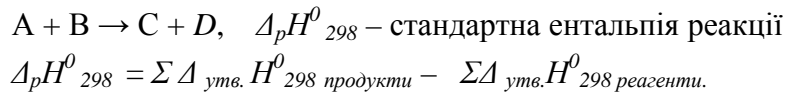
Утворення метану з вуглецю та водню відповідає рівнянню



Стандартним станом для Гідрогену є двохатомна молекулярна форма у газовій фазі, а для Карбону – графіт. Зміна ентальпії, яка супроводжує цю реакцію при 298К, - це стандартна ентальпія утворення метану. Негативне значення відповідає екзотермічній реакції.

Обчислення стандартної ентальпії реакції

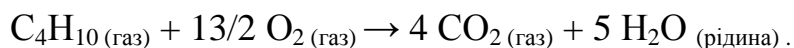
У загальному випадку для реакції речовин A і B з утворенням продуктів C і D стандартна ентальпія реакції $\Delta_p H^0_{298}$ є різницею між сумами стандартних ентальпій утворення продуктів та реагуючих речовин.



Якщо тепловміст (ентальпія) продуктів більша за реагенти, реакція є ендотермічною ($\Delta_p H^0 > 0$), у протилежному випадку – реакція екзотермічна ($\Delta_p H^0 < 0$) (рис. 13.1).

Рис.13.1. Профіль для екзотермічної (а) та ендотермічної (б) реакції

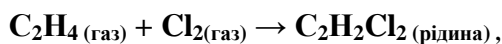
Типовим прикладом екзотермічної реакції є горіння палива, наприклад, бутану C_4H_{10} .



Значення $\Delta_r H^0_{298}$ для реакції можна визначити, виходячи з стандартних ентальпій утворення продуктів та реагентів. Величини $\Delta_{утв.} H^0_{298}$ для $C_4H_{10(газ)}$, $O_{2(газ)}$, $CO_{2(газ)}$, $H_2O_{(рідина)}$ складають -126; 0; -393,5 та -286 кДж /моль відповідно. У наступному рівнянні показано, як обчислити $\Delta_r H^0_{298}$ для реакції горіння бутану.

$$\Delta_r H^0_{298} = \sum \Delta_{утв.} H^0_{298} \text{ продукти} - \sum \Delta_{утв.} H^0_{298} \text{ реагенти} = [4 \cdot (-393,5)] + [5 \cdot (-286)] - (-126) = 2878 \text{ кДж/ моль.}$$

Приклад 15. Якою є ентальпія реакції газоподібного Cl_2 з етиленом з утворенням 1,2- дихлоретану



якщо величини $\Delta_{утв.} H^0_{298}$ для $C_2H_4(газ)$ та 1,2- $C_2H_2Cl_2(рідина)$ дорівнюють +52,5 та -167 кДж/ моль відповідно?

Рішення

При 298К $Cl_2(газ)$ є стандартним станом простої речовини і для неї $\Delta_{утв.} H^0_{298} = 0$.

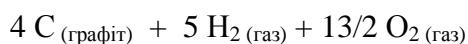
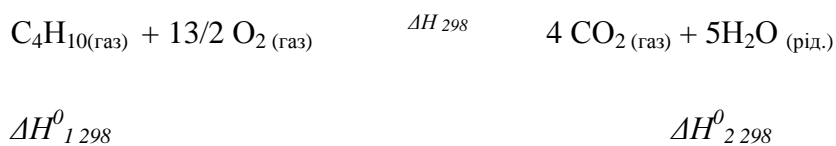
Стехіометричне рівняння реакції показує, що з одного моля етилену утворюється один моль 1,2-дихлоретану.

$$\text{Тому } \Delta_r H^0_{298} = [\Delta_{утв.} H^0_{298} C_2H_2Cl_2(рід.)] - [\Delta_{утв.} H^0_{298} C_2H_4(газ)] = -167 - 52,5 = -219 \text{ (кДж/ моль)}.$$

Закон Гесса постійності сум теплот реакції

Зроблені вище обчислення ґрунтуються на *законі Гесса постійності сум теплот реакції*, відповідно до якого тепловий ефект реакції не залежить від шляху реакції, тобто зміна ентальпії залежить тільки від початкового та кінцевого стану системи.

У прикладі з палінням бутану ми припускали, що бутан та кисень, а також вода та карбон(IV) оксид утворювались прямо з простих речовин тих елементів, які їх складають. Ці величини зміни ентальпії є частиною *термохімічного циклу*, який закінчується процесом паління бутану. Нижче наведена схема, що охоплює повний цикл.



На схемі показаний шлях від простих речовин у стандартному стані до карбон(IV) оксиду та води. Закон Гесса пов'язує три величини зміни ентальпії у термохімічний цикл.

$$\Delta_p H^0 + \Delta H^0_1 = \Delta H^0_2 \text{ (при 298 K).}$$

Перетворюючи це рівняння, можна виразити $\Delta_p H^0$ як різницю між сумою стандартних ентальпій утворення продуктів (ΔH^0_2) і реагентів (ΔH^0_1). Закон Гесса особливо є важливим у більш складних випадках, таких як визначення енергії решітки або зміна ентальпії при розчиненні солей.

Закон Гесса постійності сум теплот реакції стверджує, що зміна ентальпії при утворенні продуктів з реагентів не залежить від шляху реакції.

14. РОЗПОДІЛ ЕНЕРГІЙ МОЛЕКУЛ

Для утворення продуктів С і D із реагентів А і В (рис. 14.1) необхідно подолати певний ентальпійний бар'єр. Цей початковий бар'єр має назву *енергії активації*. Він є кінетичною межею реакції. Чим вищим він є, тим менш вірогідним стає протікання реакції. Таким чином виходить, що енергія активації, E_a являє собою той надлишок енергії (по відношенню до основного стану), який необхідний для протікання реакції.

Рис. 14.1 Профіль екзотермічної реакції

Що стосується розподілу енергії у речовині, то для з'ясування цього розглянемо зразок газоподібного водню, H_2 у закритому контейнері при фіксованій температурі.

Молекули знаходяться у постійному русі, але деякі з них рухаються скоріше, ніж інші. Кінетична енергія молекул пов'язана з їх швидкістю співвідношенням

$$E = \frac{mv^2}{2},$$

де m – маса, v – швидкість. Розподіл швидкостей та енергій молекул описується кривою розподілення Больцмана. Ця крива є асиметричною. Вона показує, що молекули з меншою енергією складають більшу частину системи. Для здійснення хімічної реакції молекули повинні володіти як мінімум енергією активації, яка відповідає деякій довільній величині, умовно показаній на рисунку 14.2.

Рис. 14.2. Больцманівський розподіл енергій молекул

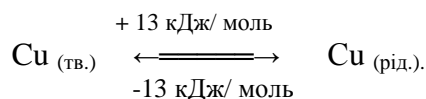
В реакцію здатні вступати молекули, які володіють енергією, що дорівнює або є більшою за E_a .

15. ЕНТАЛЬПІ ПЛАВЛЕННЯ ТА ВИПАРОВУВАННЯ

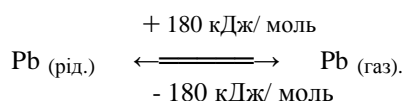
Під час плавлення твердої речовини відбувається фазовий перехід із твердого стану до рідкого, для якого потрібно підведення теплоти. Наприклад, при плавленні металу тверда решітка, яка є жорсткою структурою, руйнується, хоча атоми і не відділяються один від одного повністю. Ентальпія такого фазового переходу має назву *ентальпії плавлення*, $\Delta_{пл.Н}$. Коли рідина твердіє,

теплова енергія звільняється, оскільки утворюються зв'язки, і зміна ентальпії дорівнює $-\Delta_{пл}H$.

Якщо плавлення є процесом ендотермічним, то кристалізація – екзотермічним. Наприклад, для міді притаманний такий фазовий перехід:



Зміна ентальпії, яка супроводжує перехід рідини у пару, має назву *ентальпії випаровування*, $\Delta_{вип}H$. Коли рідкий метал випаровується, необхідна енергія для розділення атомів – випаровування є ендотермічним процесом. При зворотному процесі, коли пара металу конденсується, теплова енергія виділяється, оскільки утворюються зв'язки. Прикладом може бути фазовий перехід свинцю



16. ШВИДКІСТЬ ХІМІЧНИХ РЕАКЦІЙ

Вчення про швидкість хімічних реакцій та залежність її від різних факторів має назву *хімічної кінетики*. Вивчення кінетики реакції має великий практичний і теоретичний інтерес. При практичному використанні будь-якої хімічної реакції завжди важливо, щоб вона проходила з потрібною швидкістю.

Не тільки швидкості різних реакцій, але і швидкість будь-якої даної реакції може змінюватися у широких межах у залежності від умов протікання.

Під час вивчення різних хімічних систем важливу роль відіграє поняття фази. *Фазою* називається сукупність усіх однорідних складових системи, які мають однаковий хімічний склад та однакові властивості та є відділеними від інших частин системи поверхнею розділу.

Системи, які складаються із однієї фази, мають назву *гомогенних*, а системи, що містять дві чи більшу кількість фаз, – *гетерогенних*. Хімічні реакції, які відбуваються у гомогенних системах, називаються гомогенними реакціями, а ті, в яких взаємодіючі речовини містяться у різних фазах, – гетерогенними реакціями. За механізмом взаємодії та за багатьма закономірностями кінетики гомогенні та гетерогенні реакції суттєво відрізняються між собою.

Необхідною умовою вступу даних двох молекул до гомогенної газової реакції є їх зіткнення. У момент зіткнення відбувається настільки щільне наближення їх, що електрони, атоми чи іони, які складають одну молекулу, підпадають до сфери дії електричних полів іншої молекули. Лише в таких умовах можуть відбутися ті переходи електронів та перегрупування атомів, якими здійснюється утворення нових молекул.

Зіткнення є необхідною умовою хімічної взаємодії. Кількість таких зіткнень дуже велика. У звичайних умовах вона досягає десятків мільярдів на секунду. Але до хімічної взаємодії приводить тільки невелика частина від загальної кількості. Можливість та вірогідність взаємодії залежить від стану молекул на момент зіткнення. Молекули, які мають більший, ніж енергія активації запас енергії, саме і є реакційноздатними.

Швидкість хімічної реакції прийнято висловлювати зміною концентрації реагуючих речовин або продуктів реакції за одиницю часу.

$$v = \pm dC / dt.$$

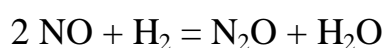
Швидкість гомогенної хімічної реакції змінюється під час реакції. По мірі витрачання похідних речовин вона зменшується (рис. 16.1).

Рис. 16.1 Зміна швидкості реакції з часом

Закон дії мас

Кількість зіткнень, які супроводжуються хімічною взаємодією, зростає з підвищенням концентрації молекул реагуючих речовин. Для найбільш простих у кінетичному відношенні реакцій є справедливим співвідношення, яке називається *законом дії мас*: при постійній температурі швидкість хімічної реакції прямо пропорційна концентрації реагуючих речовин у ступені, що дорівнює коефіцієнту перед формулою даної речовини в рівнянні реакції.

У математичній формі для реакції



закон дії мас подається рівнянням

$$v = K_u \cdot C_{NO}^2 \cdot C_{H_2}.$$

Концентрацію речовини прийнято позначати також її формулою, яка знаходиться у прямих дужках. Тоді швидкість даної реакції записують так:

$$v = K_u [NO]^2 \cdot [H_2],$$

коефіцієнт пропорційності K_u має назву *константи швидкості* реакції. Для будь-якої реакції при постійній температурі цей коефіцієнт є величиною постійною.

Приклад 16. У посудині об'ємом 2 л змішали 4,5 моль газу А та 3 моль газу В. Гази А і В реагують відповідно до рівняння $A + B = C$. Через 20 с у системі утворилося 2 моль газу С. Визначити середню швидкість реакції.

Рішення

Із рівняння реакції виходить, що $\Delta n(C) = \Delta n(A) = 2$ моль, де Δn – зміна кількості речовини під час реакції. Відповідно визначенню швидкість реакції за речовиною А дорівнює:

$$v = \Delta n(A) / V\tau,$$

де $\Delta n(A)$ – зміна кількості речовини А, V – об'єм системи; τ – час реакції.

Визначаємо швидкість реакції:

$$v = 2 \text{ моль} / 2\text{ л} \cdot 20 \text{ с} = 0,05 \text{ моль} / \text{л} \cdot \text{с}.$$

Підвищення температури, збільшуючи швидкість руху молекул, викликає зростання кількості зіткнень між ними і тому підвищується швидкість хімічної реакції. Кількісно вплив температури на швидкість гомогенної хімічної реакції може бути вираженим у приблизній формі *правилом Вант-Гоффа*, відповідно до якого підвищення температури на 10 градусів збільшує швидкість гомогенних хімічних реакцій приблизно у два - чотири рази.

Математично це може бути представлено таким чином. Якщо температура підвищується від t_1 до $t_2 = t_1 + 10n$ градусів, то відношення швидкостей даної реакції, які відповідають цим температурам,

$$\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = g^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

де g – температурний коефіцієнт швидкості реакції, який $\sim 2 - 4$.

Приклад 17. Температурний коефіцієнт деякої реакції дорівнює 3. На скільки градусів треба збільшити температуру, щоб швидкість реакції зросла в 27 разів?

Рішення

Відповідно до рівняння $\frac{v_{t_2}}{v_{t_1}} = g^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$ підвищення швидкості становить 27 разів. Що

відповідає співвідношенню $27 = 3^x$. Звідси $\lg 27 = x \lg 3$, або $x = 1,43/0,48 \approx 3$, тобто $\frac{t_2 - t_1}{10} = 3$, а $\Delta t = 30$. Отже температуру реакційного середовища треба підвищити на 30° .

Швидкість гетерогенних процесів

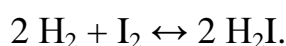
При гетерогенних хімічних реакціях, коли взаємодія відбувається на поверхні розподілу фаз, загальна швидкість процесу залежить від швидкості окремих стадій, із яких складається процес. Коли який-небудь процес складається із різних стадій і вони мають різні швидкості, то загальна швидкість процесу завжди визначається, в першу чергу, швидкістю найбільш повільної стадії.

У гетерогенних реакціях часто буває, що взаємодія на поверхні розподілу здійснюється із значно більшою швидкістю, ніж процеси вирівнювання складів, якщо вони проходять тільки шляхом дифузії відповідних речовин. Швидкість взаємодії на самій поверхні залежить від природи процесу, температури, від величини поверхні зіткнення фаз. Збільшення цієї поверхні повинно сприяти підвищенню загальної швидкості взаємодії на ній.

Для характеристики гетерогенного процесу може використовуватися закон дії мас, але при цьому концентрації речовин у твердій фазі не враховуються, оскільки ця миттєва концентрація вважається постійною.

17. ОБОРОТНІ РЕАКЦІЇ

Оборотними є ті реакції, які у даних умовах можуть протікати як у прямому, так і у зворотному напрямках. Для підкреслення оборотності реакції знак рівності у рівнянні замінюють на протилежно спрямовані стрілки, наприклад,



При цьому реакції, що відповідають при даному написанні рівняння проходження її зліва направо, називають *прямим*, а ті, які показують проходження справа наліво, – *зворотними*.

Швидкість v_1 прямої реакції виражається рівністю

$$v_1 = K_{\text{пр}} [\text{H}_2]^2 \cdot [\text{I}_2].$$

а швидкість v_2 зворотної реакції - рівністю

$$v_2 = K_{u2} [H_2I]^2,$$

де K_{u1} і K_{u2} – відповідні константи швидкостей при даній температурі. Швидкість взаємодії між похідними речовинами у початковий момент визначається концентраціями цих речовин. Ця швидкість не буде постійною у часі. По мірі використання водню та йоду вона буде зменшуватись, як показано на рис. 17.1.

При можливості проходження зворотної реакції у початковий момент через відсутність іодоводню її швидкість дорівнює нулю. По мірі проходження прямої реакції та збільшення концентрації іодоводню швидкість зворотної реакції зростає з часом і крива швидкості v_2 обов'язково повинна перетнути десь криву швидкості прямої реакції v_1 . У цей момент перетинання швидкості реакцій стають рівними, а кількість іодоводню, що утворюється, дорівнюватиме його кількості, яка розкладається на водень та йод. Так само кількості водню та йоду, які пов'язуються у іодоводень, будуть дорівнювати тим, що з'являються внаслідок розкладання іодоводню. Концентрації кожної з цих речовин не будуть змінюватися і, таким чином, не будуть змінюватися швидкості прямої та зворотної реакції, залишаючись рівними між собою.

Такий стан реакційної системи називається *хімічною рівновагою*.

Рис. 17.1. Шлях оборотної реакції

Критерієм хімічної рівноваги (і необхідною умовою) є рівність швидкостей прямої і зворотної реакції: $v_1 = v_2$ відповідно

$$K_{u1}[H_2]^2 \cdot [I_2] = K_{u2} [H_2I]^2,$$

провівши перетворення, отримуємо

$$K_p = \frac{K_{u1}}{K_{u2}} = \frac{[HI]^2}{[H_2] \cdot [I_2]}$$

Оскільки K_{u1} та K_{u2} при даній температурі є сталими величинами, то K_p також є величиною сталою. Вона має назву *константи рівноваги*.

Величина константи рівноваги характеризує ту межу, до якої може змінюватися склад реакційної системи під час довільного перебігу реакції у даних умовах.

Приклад 18. У системі $A_{(г)} + 2B_{(г)} \leftrightarrow C_{(г)}$ рівноважні концентрації дорівнюють: $[A] = 0,06$ моль/л; $[B] = 12$ моль/л; $[C] = 0,216$ моль/л. Знайти константу рівноваги та похідні концентрації речовин A і B .

Рішення

Константа рівноваги даної реакції виражається рівнянням

$$K_p = \frac{[C]}{[A] \cdot [B]^2}$$

Підставляючи в нього дані завдання, отримуємо

$$K_p = 0,216 / (0,06 \cdot (0,12)^2) = 2,5.$$

Для знаходження похідних концентрацій речовин A і B беремо до уваги, що відповідно реакції, з 1 моль A та 2 моль B утворюється 1 моль C . Оскільки за умовою завдання у кожному літрі системи утворюється 0,216 моль речовини C , то при цьому витрачається 0,216 моль речовини A та $0,216 \cdot 2 = 0,432$ моль речовини B .

Таким чином, похідні концентрації речовин дорівнюють: $[A] = 0,06 + 0,216 = 0,276$ (моль/л); $[B] = 0,12 + 0,432 = 0,532$ (моль/л).

18. ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЄ

Цей принцип інакше називається *принципом зсуву рівноваги*. Він виражає у загальному вигляді вплив зміни зовнішніх умов на положення рівноваги. Принцип Ле Шательє формулюється таким чином: *якщо на систему, що знаходиться у стані рівноваги, діяти зовні і тим самим змінити умови, що визначають стан рівноваги, то в системі посилюється той з напрямів процесу, перебіг якого послаблює вплив цієї дії, внаслідок чого положення рівноваги зсунеться у тому ж напрямку*.

Розглянемо вплив двох важливіших факторів, які визначають стан рівноваги, - температури та тиску.

Наприклад, у системі



встановилася рівновага. Як видно, утворення аміаку супроводжується виділенням теплоти, зворотна ж реакція є ендотермічною. Підвищення температури рівноважної системи можна здійснити, тільки підводячи до системи теплоту зовні. Такий вплив викличе посилення того з напрямів реакції, який супроводжується поглинанням теплоти, тобто дисоціацією аміаку, а це послабить вплив зовнішньої дії. Зниження температури, навпаки, зсуває процес до утворення аміаку.

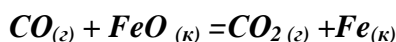
Вплив тиску визначається зміною об'єму, яка відбувається у ході реакції. Для реакцій за участю газів зміну об'єму приблизно можна визначити, якщо прийняти до уваги, що об'єми одного моля різних газів за однакових умов температури та тиску є однаковими.

Тоді у прямому напрямку реакції, яка розглядається, з 4 об'ємів газів утворюється 2 об'єми, тобто відбувається зменшення об'єму. При зворотній реакції об'єм відповідно збільшується.

Підвищення тиску при постійній температурі та постійних кількостях реагуючих речовин можна здійснити тільки стискаючи систему, тобто зменшуючи її об'єм. Такий вплив викличе посилення у системі того з напрямів процесу, який супроводжується зменшенням об'єму, тобто в даному випадку утворенням аміаку. Це послабить вплив зовнішньої дії.

Чутливість стану рівноваги до змін тиску виявляється тим більшою, чим більшими змінами об'єму супроводжується даний процес.

Приклад 19. При певній температурі рівновага реакції



настала у випадку, коли концентрація кожної газоподібної речовини була 0,4 моль/л. Через деякий час у систему ввели 2,5 моль CO і 1 моль CO₂. Визначте нові концентрації газоподібних речовин.

Рішення.

Константа рівноваги реакції при вказаних концентраціях CO і CO₂ дорівнює 1.

Якщо до системи було введено 2,5 моль CO та 1 моль CO₂, то це викличе можливість взаємодії такої кількості x кожної речовини, при якій величина константи рівноваги залишиться незмінною

$$K_p = \frac{0,4 + (1 + x)}{0,4 + (2,5 - x)} = 1.$$

Знаходимо звідси значення x та нові концентрації CO і CO₂, які встановилися. Значення x = 0,75; а тоді концентрації [CO] = [CO₂] = 2,15 моль/л.

19. ЕМПІРИЧНІ, МОЛЕКУЛЯРНІ ТА СТРУКТУРНІ ФОРМУЛИ

Емпірична формула показує співвідношення атомів елементів у даній сполуці. Однак вона не завжди співпадає з *молекулярною формулою*, яка показує кількість атомів даного елемента з урахуванням молекулярної маси сполуки.

Різницю між емпіричною та молекулярною формулою можна пояснити на прикладі етану, в якому співвідношення атомів Карбон : Гідроген складає 1 : 3. Це означає, що емпірична формула етану має бути CH_3 . Відносна ж молекулярна маса етану дорівнює 30, що відповідає двом одиницям CH_3 у молекулі, тобто молекулярна формула етану – C_2H_6 . У випадку метану емпірична формула CH_4 співпадає з молекулярною формулою.

Структурна формула

Ані емпірична, ані молекулярна формули не дають інформації про те, як пов'язані атоми між собою у молекулі. Молекулярна формула H_2O не відбиває розташування трьох атомів у молекулі води певним чином, а структурна формула таку інформацію дає.

Рис. 19.1. Структурна формула води

Її можна отримати, виходячи з кількості валентних електронів, здатних утворювати зв'язок.

Для деяких молекул можливі декілька різних шляхів поєднання атомів. Такі речовини називають *ізомерами*.

20. НОМЕНКЛАТУРА ІЮПАК ХІМІЧНИХ СПОЛУК

У цьому розділі розглянуті деякі аспекти міжнародної та української номенклатури та викладені найбільш важливі правила ІЮПАК для органічних та неорганічних сполук. Наведені деякі «тривіальні» назви, які широко використовуються на практиці.

Класифікація органічних ланцюгів: алкани з нерозгалуженим ланцюгом

Загальна формула алканів із нерозгалуженим ланцюгом C_nH_{2n+2} ; це насичені молекули, які містять тільки зв'язки С — С та С — Н. Простішим представником цієї родини є метан CH_4 . Назва *метан* містить у собі наступну інформацію: *мет-* означає, що карбоновий ланцюг складається із одного атома; *-ан* указує на те, що сполука є алканом.

Назви органічних сполук мають основу, яка містить інформацію про кількість атомів Карбону в основному ланцюгу. Вони перелічені у середній колонці таблиці 20.1. Для алканів із нерозгалуженим ланцюгом до основ, перелічених у таблиці, додається закінчення *-ан*.

Таблиця 20.1

Описання кількості атомів у карбоновому ланцюгу та кількості замісників у назвах сполук

Число	Основа, що позначає кількість атомів С у карбоновому ланцюгу	Приставка, яка використовується для описання кількості замісників
1	Мет-	Моно-
2	Ет-	Ди-
3	Проп-	Три-
4	Бут-	Тетра-
5	Пент-	Пента-
6	Гекс-	Гекса-
7	Гепт-	Гепта-
8	Окт-	Окта-
9	Нон-	Нона-
10	Дек-	Дека-
11	Ундек-	Ундека-
12	Додек-	Додека-
13	Тридек-	Тридека-
14	Тетрадек-	Тетрадека-
15	Пентадек-	Пентадека-
16	Гексадек-	Гексадека-
17	Гептадек-	Гептадека-
18	Октадек-	Октадека-
19	Нонадек-	Нонадека-
20	Ікос-	Ікоса-

Класифікація органічних сполук: функціональні групи

Функціональна група молекули обумовлює її характеристичну реакційну здатність. Наприклад, функціональна група алкена – подвійний зв'язок $C = C$, а спирту – група – OH. Функціональні групи наведені у таблиці 20.2.

Таблиця 20.2

Деякі функціональні групи органічних молекул

Назва функціональної групи	Функціональна група	Приклад
Спирт	- OH	Етанол CH_3CH_2OH
Альдегід		Етаналь CH_3CHO (ацетальдегід)
Кетон		Диметилкетон $CH_3C(O)CH_3$ (ацетон)
Карбонова кислота		Етанова кислота CH_3COOH (оцтова кислота)
Складний ефір		Етиловий ефір оцтової кислоти $CH_3CO_2C_2H_5$ (етилацетат)
Простий ефір	$R = R'$ або $R \neq R'$	Діетиловий ефір $C_2H_5OC_2H_5$ (ефір, етиловий ефір)
Амін	-NH ₂	Етиламін $CH_3CH_2NH_2$
Амід		Етанамід CH_3CONH_2 (ацетамід)
Галогеналкан (алкілгалогенід)	-X $X = F, Cl, Br, I$	CH_3CH_2Br
Хлорангідрид карбонової кислоти (ацетилхлорид)		Етанолхлорид CH_3COCl (карбонілхлорид)
Нітрил	- C \equiv N	Етанолнітрил CH_3CN (ацетонітрил)
Нітросполука	- NO ₂	Нітрометан CH_3NO_2

Наявність більшості цих груп можна визначити такими інструментальними методами, як інфрачервона або електронна спектроскопія, а також спектроскопія ядерного магнітного резонансу.

Номенклатура ІЮПАК неорганічних сполук

Мета номенклатури ІЮПАК – дати сполуці чи іону однозначну назву. Під час роботи з неорганічними елементами часто виникає проблема можливості існування різних ступенів окиснення.

Простішим прикладом є різниця між двома оксидами Карбону – CO і CO₂.

Бінарні сполуки

Бінарні сполуки складаються із атомів двох різних елементів. Спочатку розглянемо такі приклади, де нема неясності відносно ступеня окиснення елементів, що складають сполуку.

Прикладами таких бінарних сполук можуть служити NaCl, CaO, HCl, Na₂S і MgBr₂. У формулі електропозитивний елемент повинен бути записаний першим. Сполуки називаються наступним чином:

NaCl	хлорид натрію
CaO	оксид кальцію
HCl	хлороводень
Na ₂ S	сульфід натрію
MgBr ₂	бромід магнію

Аніони

Закінчення – *ід*, - *ит* та – *ат* зазвичай позначають аніонні частинки. Закінчення –*ит* та – *ат* вказують на наявність Оксигену в складі аніону (так званий оксоаніон) і використовуються для аніонів, утворених від оксикислот; наприклад, оксоаніон, утворений від сульфатної кислоти, - це сульфат-іон.

Існує декілька способів дати назву оксоаніонам таких елементів, як Сульфур, Нітроген чи Фосфор (табл. 20.3). Старі назви, такі як сульфат, сульфіт, нітрат чи нітріт, як і раніше використовуються ІЮПАК.

Однак більш інформативно визначити ступені окиснення елемента, пов'язаного з Оксигеном (у даному випадку Сульфуру) та використовувати назву «тетраоксосульфат (IV)» замість «сульфат». Це вказує не тільки на

ступінь окиснення атома Сульфуру, але і на кількість атомів Оксигену. Третя можлива назва – «тетраоксосульфат (2-)».

Ступінь окиснення

Зазвичай ступені окиснення вказуються на основі системи Штока з римською нумерацією. Числа завжди цілі та проставляються після елемента, до якого відносяться. Ступінь окиснення може бути нульовою, негативною чи позитивною.

Таблиця 20.3

Назви деяких поширених аніонів

<i>Формула аніона</i>	<i>Назва аніона</i>
H ⁻	Гідрид
OH ⁻	Гідроксид
F ⁻	Фторид
Cl ⁻	Хлорид
Br ⁻	Бромід
I ⁻	Іодид
O ²⁻	Оксид
S ²⁻	Сульфід
Se ²⁻	Селенід
N ³⁻	Азід
P ³⁻	Фосфід
CN ⁻	Ціанід
NH ₂ ⁻	Амід
OCN ⁻	Ціанат
SCN ⁻	Тіоціанат
SO ₄ ²⁻	Сульфат або тетраоксосульфат(VI)
SO ₃ ²⁻	Сульфит або триоксосульфат (IV)
NO ₃ ⁻	Нітрат чи триоксонітрат (V)
NO ₂ ⁻	Нітрит чи диоксонітрат (III)
PO ₄ ³⁻	Фосфат чи тетраоксофосфат (V)
PO ₃ ³⁻	Фосфіт чи триоксофосфат (III)
ClO ₄ ⁻	Перхлорат чи тетраоксохлорат (VII)
CO ₃ ²⁻	Карбонат чи триоксокарбонат (IV)

У формулі речовини ступінь окиснення записується у вигляді верхнього індексу (наприклад, $Mn^{VII}O_4^-$), але у назвах – у строчці [наприклад, бромід феруму(II)]. Це важливо у тому випадку, коли назва може бути неоднозначною.

Вона може бути обумовлена ступенем окиснення електропозитивного елемента. Прикладами таких сполук можуть бути $FeCl_3$, SO_2 , SO_3 , ClF , ClF_3 , $NiSO_4$ і $SnCl_2$. Проста назва «хлорид феруму» може відноситися і до хлориду феруму(II), і до хлориду феруму(III). Для $FeCl_3$, необхідно позначати ступінь окиснення: «хлорид феруму (III)». Інша можлива назва – «трихлорид феруму»

Ступінь окиснення Сульфуру в SO_2 може бути визначений вже з назви «оксид сульфуру (IV)», але прийнятною назвою може бути «диоксид сульфуру».

Катіони

Для позначення катіонів металів, які мають один ступінь окиснення, можуть використовуватися назви самих металів (наприклад, іон натрію), хоча можна також указувати заряд іона. Там, де можлива невизначеність, заряд треба вказувати обов'язково [наприклад, іон купруму (II) чи іон феруму (2+)].

21. КЛАСИ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Складні речовини поділяють на органічні (сполуки Карбону) та неорганічні (сполуки інших хімічних елементів). Відомі сотні тисяч неорганічних речовин. Більшість з них може бути віднесена до того чи іншого класу неорганічних сполук (оксид, основа, кислота, сіль). Речовини кожного класу подібні за складом, хімічними властивостями, будовою.

Оксиди

Оксид – сполука, утворена двома хімічними елементами, одним з яких є Оксиген. Більшість оксидів металічних елементів є іонними сполуками. Оксиди, які утворені неметалічними елементами, мають здебільшого молекулярну будову.

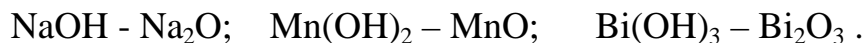
Для елемента з постійною валентністю існує один оксид. Якщо елемент має змінну валентність, то для нього існує декілька оксидів. Найбільше значення валентності збігається з номером групи періодичної системи, де він розміщений. Оксид, у якому елемент виявляє таку валентність, називають *вищим*.

Хімічна назва оксиду складається із двох слів. **На відміну** від номенклатури ІЮПАК, в **українській** номенклатурі перше слово – назва елемента, а друге слово – «оксид»: Li_2O – літій оксид, CaO – кальцій оксид, B_2O_3 – бор оксид. Якщо елемент утворює кілька оксидів, то в назві **кожної** сполуки після назви елемента вказують (без відступу) римською цифрою в дужках значення його валентності: FeO – ферум(II) оксид, Fe_2O_3 – ферум(III) оксид. У назві сполуки відмінюється лише друге слово: бор оксиду, сульфур(IV) оксидом.

Основи

Основа – сполука, що складається із катіонів металічного елемента M^{n+} та гідроксид-аніонів OH^- . Загальна формула основ $M(\text{OH})_n$. Основи є іонними сполуками. Хімічні назви основ складаються із двох слів. На відміну від номенклатури ІЮПАК, першим словом є назва елемента, а другим – «гідроксид». Наприклад, сполуку $\text{Ca}(\text{OH})_2$ називають «кальцій гідроксид». Відмінюється лише друге слово. Якщо елемент має змінну валентність, то в назві основи вказують її значення (римською цифрою в дужках) після назви елемента: $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – хром(III) гідроксид.

Для кожної основи існує відповідний оксид:



Оксиди, що відповідають основам, називають *основними*.

Здатність оксиду взаємодіяти з іншими речовинами залежить від його типу.

Кислоти

Кислота – сполука, молекула якої містить один чи декілька атомів Гідрогену, здатних під час хімічних реакцій заміщуватись на атоми металічного елемента. Усі кислоти мають молекулярну будову. Для них є дві загальні формули – H_nE і H_mEO_n . Перший тип кислот (безоксигенових) утворює неметалічні елементи VI і VII груп періодичної системи. Другий тип має назву оксигеновмісних.

Частину молекули кислоти, сполучену з атомом (атомами) Гідрогену, називають *кислотним залишком*. Кількість атомів Гідрогену в молекулі кислоти визначає валентність кислотного залишку. Елемент, що утворює кислоту, називають *кислототворним*.

Кількість атомів Гідрогену в молекулі сполуки визначає *основність* кислоти. Існують одно-, двох-, трьох- основні кислоти, а також декілька кислот із вищою основністю.

HCl, HNO₃ } одноосновні; H₂S, H₂SO₄ } двохосновні; H₃AsO₃, H₃PO₄ } трьохосновні.

За хімічною активністю кислоти поділяють на сильні (HCl, HNO₃, H₂SO₄) та слабкі (H₂S, H₂CO₃, H₂SiO₃). Сильні кислоти, на відміну від слабких, активно взаємодіють із багатьма речовинами. Відомо також декілька кислот середньої сили (HF, H₃PO₄).

Кислоти мають хімічні й тривіальні назви. Для найважливіших кислот формули та назви наведені в таблиці 21.1.

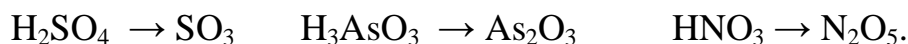
Таблиця 21.1

Найважливіші кислоти

Формула	Назва	
	Хімічна	Тривіальна
HF	Фторидна	Фтороводнева, плавикова
HCl	Хлоридна	Хлороводнева, соляна
H ₂ S	Сульфідна	Сірководнева
HNO ₃	Нітратна	Азотна
H ₂ CO ₃	Карбонатна	Вугільна
H ₂ SiO ₃	Метасилікатна	Кремнієва
H ₂ SO ₃	Сульфітна	Сірчиста
H ₂ SO ₄	Сульфатна	Сірчана
H ₃ PO ₄	Ортофосфатна	Фосфорна

Хімічні назви кислот складаються із двох слів. Друге слово в усіх назвах – «кислота». Корінь першого слова походить від назви елемента, що утворює кислоту. Для безоксигенової кислоти це слово має суфікс «ід» або «ид». Для оксигеновмісної кислоти це слово може мати різні суфікси. Якщо кислототворний елемент виявляє у сполуці найвищу валентність, то використовують суфікс «ат», а якщо нижчу – «іт» або «ит».

Для кожної оксигеновмісної кислоти існує відповідний оксид. Його називають кислотним оксидом.



Солі

Сіль – сполука, до складу якої входять катіони металічного елемента й аніони кислотного залишку.

Для того щоб скласти формулу солі, потрібно знати заряди катіона та аніона і мати на увазі, що будь-яка сполука є електронейтральною. Кожна сіль має хімічну назву, а деякі солі ще й тривіальні назви (табл. 21.2). Хімічна назва солі складається із двох слів. Перше слово є назвою металічного елемента, а друге походить від хімічної назви відповідної кислоти. Якщо елемент має змінну валентність, то її значення вказують після назви елемента. За відмінками змінюється лише друге слово хімічної назви солі.

Таблиця 21.2

Формули та назви деяких солей

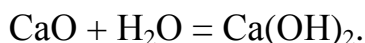
Формула		Хімічна назва кислоти	Назва солі	
Солі	Відповідної кислоти		Хімічна	Тривіальна
KNO_3	HNO_3	Нітратна	Калій нітрат	Калійна селітра
K_2CO_3	H_2CO_3	Карбонатна	Калій карбонат	Поташ
CaF_2	HF	Фторидна	Кальцій фторид	Флюорит
$FeCl_2$	HCl	Хлоридна	Ферум(II) хлорид	-
$Fe_2(SO_4)_3$	H_2SO_4	Сульфатна	Ферум(III) сульфат	-

22. ВЛАСТИВОСТІ НЕОРГАНІЧНИХ СПОЛУК

Властивості хімічних сполук залежать від їх внутрішньої будови, тобто від того, з яких частинок вони складаються – атомів, молекул чи іонів. У іонних сполуках протилежно заряджені частинки сильно притягуються одна до одної, тому ці сполуки за звичайних умов є твердими речовинами, плавляться при достатньо високих температурах. У речовинах молекулярної будови притягання між частинками (молекулами) слабке. Через це температури плавлення і кипіння сполук невисокі, а їх агрегатний стан за звичайних умов різний. Сполуки з атомною будовою – тверді речовини з високими температурами плавлення і кипіння.

Властивості оксидів

Здатність оксиду взаємодіяти з іншими речовинами залежить від його типу. Для основних оксидів перш за все необхідно зазначити здатність взаємодіяти з водою. До цієї реакції вступають сполуки лужних (Li, Na, K, Rb, Cs) і лужноземельних (Mg, Ca, Sr, Ba) елементів.

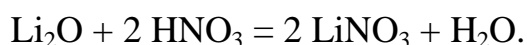
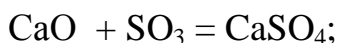


З водою здатні взаємодіяти також майже всі кислотні оксиди (виняток SiO_2). При цьому утворюються оксигеновмісні кислоти.



Реакції оксидів з водою належать до реакцій сполучення. Загальна назва продуктів взаємодії оксидів з водою - гідрати оксидів (гідроксиди).

Основні оксиди реагують зі сполуками протилежного хімічного характеру, тобто такими, які мають кислотні властивості – кислотними оксидами та кислотами. Продуктами реакції між основними і кислотними оксидами є відповідна сіль, а основними оксидами та кислотами - сіль та вода.



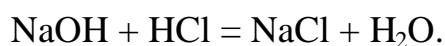
Реакції, під час яких сполуки обмінюються своїми складовими частинами, називаються *реакціями обміну*.

Кислотні оксиди також взаємодіють з основами з утворенням солей і води.

Властивості основ

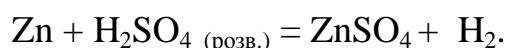
Більшість основ не розчиняється у воді. Малорозчинними є гідроксиди $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ і $\text{Sr}(\text{OH})_2$, а добрерозчинними – основи, які утворені лужними елементами. Водорозчинні основи мають загальну назву *лугів*. Луги в хімічних перетвореннях значно активніші за нерозчинні основи.

Основи взаємодіють зі сполуками протилежного характеру, тобто такими, які мають кислотні властивості (кислотні оксиди, кислоти). Реакцію між основою і кислотою називають *реакцією нейтралізації*.



Властивості кислот

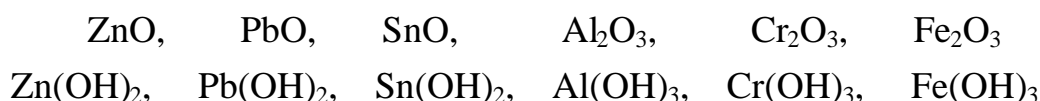
Здатність кислот реагувати з іншими речовинами значною мірою залежить від їх стійкості, леткості, розчинності у воді. Більшість відомих кислот реагує з металами з виділенням водню й утворенням солей.



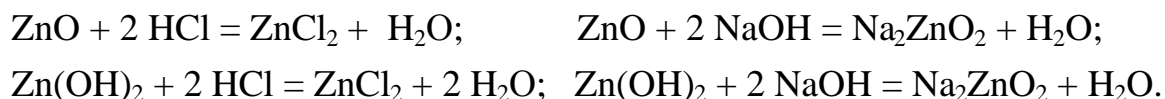
Характерною властивістю всіх кислот є здатність взаємодіяти зі сполуками протилежного типу – основними оксидами та основами. Продуктами кожної реакції є сіль і вода. Можливі також реакції обміну між кислотами і солями.

Властивості амфотерних сполук

Здатність сполуки виявляти основні та кислотні властивості називають *амфотерністю*, а саму сполуку – амфотерною. До таких належить ряд оксидів та гідроксидів:



Амфотерні сполуки взаємодіють із кислотами і лугами, з кислотними та основними оксидами.



Властивості солей

Солі беруть участь у різноманітних реакціях із простими і складними речовинами. Сіль у водному розчині може реагувати з металом з утворенням нової солі та іншого металу. Сіль може взаємодіяти з кислотою з утворенням нової солі й нової кислоти. Такі реакції часто супроводжуються виділенням осаду або газу. Взаємодія між двома солями також може відбуватися лише в розчині, з утворенням двох нових солей. Реакція можлива, якщо один із її продуктів випадає в осад.

Література

1. Корчинський Г.А. Хімія. – Вінниця: Поділля 2000, 2002.
2. Телегус В.С., Бодак О.І., Заречнюк О.С., Кінжибало В.В. Основи загальної хімії. – Львів: Світ, 1998.
3. Коровин Н.В. Общая химия. – М.: Высшая школа, 1998.
4. Воробьев А.Ф., Кузнецов Н.Т., Цицвадзе А.Ю. и др. Общая и неорганическая химия. Т.1. - М.: Академкнига, 2004.
5. Хаускрофт К., Констебл Э. Современный курс общей химии. – М.: Мир, 2009.
6. Попель П.П., Крикля Л.С. Хімія. – К.: Академія, 2008.

Навчальне видання

Клімашевський Леонід Михайлович

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЇ

Навчальний посібник

Тем. план. 2011, поз. 39

Підписано до друку 10.03.2011. Формат 60x84 1/16. Папір друк. Друк плоский.
Облік.-вид. арк. 3,05. Умов. друк. арк. 3,02. Тираж 100 пр. Замовлення №
Національна металургійна академія України
49600, м. Дніпропетровськ-5, пр. Гагаріна, 4

Редакційно-видавничий відділ НМетАУ