

Державний заклад
«Південноукраїнський національний педагогічний університет
імені К. Д. Ушинського»

Кафедра фізичної реабілітації, біології і охорони здоров'я

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ

МЕТОДИЧНІ РЕКОМЕНДАЦІЇ
ДО САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ ЗДОБУВАЧІВ ВИЩОЇ ОСВІТИ
з дисципліни
ЗАГАЛЬНА ХІМІЯ

Для здобувачів вищої освіти другого (магістерського) рівня,
спеціальності 014 Середня освіта (Природничі науки).

Одеса – 2024

Рекомендовано до друку рішенням ученої ради Державного закладу «Південноукраїнський національний педагогічний університет імені К. Д. Ушинського» (протокол № 15 від 30 травня 2024 року).

Основні поняття хімічної термодинаміки. Методичні рекомендації до самостійної роботи здобувачів вищої освіти з дисципліни «Загальна хімія» / Укладач: М.В. Шестакова. Одеса: Університет Ушинського, 2024. 51 с.

Рецензенти:

К.А. Філіпова, кандидат біологічних наук, доцент, доцент кафедри фізичної реабілітації, біології і охорони здоров'я Державного закладу «Південноукраїнський національний педагогічний університет імені К. Д. Ушинського».

Р.Ю. Іванова, кандидат хімічних наук, доцент, доцент кафедри «Безпека життєдіяльності, екологія та хімія» Одеського Національного Морського Університету.

Методичні рекомендації призначені для здобувачів другого (магістерського) рівня вищої освіти за спеціальністю 014 Середня освіта (Природничі науки). Містять пояснювальну записку, загальні положення, рекомендації щодо організації та форм самостійної роботи студентів, контролю самостійної роботи, тематичний план та зміст дисципліни «Загальна хімія», теоретичний матеріал за темою «Хімічна термодинаміка», приклади термохімічних розрахунків, питання для самоконтролю, приклади контрольних та тестових завдань за темою «Хімічна термодинаміка», а також список використаної літератури.

ЗМІСТ

Пояснювальна записка	4
Програма навчальної дисципліни	7
Загальні положення	9
Організація та форми самостійної роботи	10
Методичне забезпечення самостійної роботи	13
Основні поняття хімічної термодинаміки	14
Приклади термодинамічного аналізу хімічних реакцій.....	27
Питання для самоперевірки.....	28
Контрольні завдання.....	29
Варіант контролю знань і умінь у вигляді тестування	33
Використана література	50
Додаток 1	51
Додаток 2.....	51

ПОЯСНЮВАЛЬНА ЗАПИСКА

Метою навчальної дисципліни «Загальна хімія» є формування наукового світогляду і моральних якостей студента, розвиток сучасних форм теоретичного мислення, здатність аналізувати явища, засвоєння провідних ідей, понять і законів хімії, орієнтування знань студентів на викладання шкільного курсу хімії.

Сформувати мотивацію щодо використання набутих знань у професійній діяльності.

Передумови для вивчення дисципліни: для вивчення навчальної дисципліни «Загальна хімія» здобувачі мають опанувати знання з навчальних дисциплін: «Наукова комунікація іноземною мовою», «Інноваційні технології у навчанні природничих дисциплін», «Педагогіка вищої школи».

Очікувані програмні результати навчання

ПРН 3. Визначати предметний зміст і послідовність його опрацювання з урахуванням вимог державного стандарту освіти, типових освітніх програм, попередніх результатів навчання учнів, їх освітніх потреб. Формувати уявлення про освітню галузь / навчальний предмет інтегрованого курсу на основі сучасних наукових досягнень, застосовувати сучасні методика і технології моделювання змісту навчання інтегрованого курсу.

ПРН 4. Застосовувати міжпредметні зв'язки та інтеграцію змісту різних освітніх галузей, навчальних предметів (інтегрованого курсу) під час підготовки до проведення навчальних занять. Формувати розуміння природних зв'язків різних процесів, уміння вирішувати практичні завдання, що вимагають синтезу знань з різних освітніх галузей; розвивати системне мислення.

ПРН 6. Формувати в учнів уміння аналізувати, обґрунтовувати, доводити власну думку, ставити запитання, висувати власні припущення, розрізняти факти і здогади, узагальнювати інформацію; застосовувати технології розвитку в учнів критичного мислення для розуміння себе, своїх цінностей та потреб, здатності до осмислення

власних рішень та їх наслідків, навичок рефлексії; розвивати в учнів здатність протистояти інформаційному тиску, усвідомлювати маніпуляції.

ПРН 8. Використовувати бібліотеки, інформаційні бази даних, інтернет ресурси для пошуку необхідної інформації; застосовувати набуті теоретичні знання та практичні навички для дослідження природно- і суспільно-територіальних систем на різних рівнях просторової організації.

ПРН 11. Розуміти основні факти, концепції, принципи і теорії, що стосуються предметної області, використовувати їх для розв'язання складних задач і проблем, а також проведення дослідження з відповідного напрямку, вирішення якісних та кількісних задач.

ПРН 14. Уміти організовувати навчання в закладах освіти, використовувати лабораторне приладдя для проведення експерименту та спостережень, володіти основами безпеки життєдіяльності, безпечного використання обладнання кабінетів та лабораторій.

Очікувані результати вивчення дисципліни

знати:

- загальні теоретичні положення неорганічної хімії з урахуванням сучасних досягнень; загальні поняття; сучасну номенклатуру основних класів неорганічних сполук;
- закони хімії: атомно-молекулярне вчення, закон збереження матерії, вчення про хімічний процес;
- властивості хімічних елементів, їх сполук, на основі загальних закономірностей періодичної системи Д.І. Менделєєва з використанням сучасних уявлень про будову атомів, молекул, теорії хімічних зв'язків;
- зв'язок структури із властивостями та реакційною здібністю сполуки.;
 - окислювально-відновні реакції;
 - основні поняття хімічної термодинаміки;
 - основи хімічної кінетики;

уміти:

- застосовувати хімічні поняття і закони, адаптувати отримані знання для розв'язання практичних задач;
- класифікувати елементи, сполуки, хімічні процеси у відповідності до сучасної хімічної номенклатури;
- робити розрахунки по рівнянням хімічних реакцій, визначати вихід продукту, знаходити теплові ефекти реакції; визначати можливість проходження хімічного процесу та напрям його перебігу за стандартних умов з використанням таблиць термодинамічних характеристик та окисно-відновних потенціалів;
- виходячи з положення елемента в періодичній системі визначати будову його атому, прогнозувати ступінь окиснення його в сполуках та його хімічні властивості знаходити зв'язки між складом речовини, її будовою та хімічними властивостями;
- визначати можливі утворення різних типів хімічних зв'язків;
- аналізувати результати спостережень лабораторного експерименту.
- узагальнювати отримані результати у відповідності із основними законами хімії.

Унаслідок досягнення результатів навчання здобувачі вищої освіти в контексті змісту навчальної дисципліни мають опанувати такі компетентності:

Загальні компетентності:

ЗК1. Здатність вчитися та оволодівати сучасними знаннями.

ЗК2. Здатність до абстрактного та критичного мислення, аналізу й синтезу та генерування нових ідей.

ЗК5. Володіння методами наукового дослідження та уміння застосовувати їх на практиці з урахуванням морально-етичних аспектів та інтелектуальної чесності.

ЗК7. Здатність до пошуку, оброблення та аналізу інформації.

Спеціальні компетентності:

СК 2. Здатність моделювати зміст навчання відповідно до обов'язкових результатів навчання, а також здійснювати інтегроване навчання учнів.

СК 6. Здатність опанувати і використовувати нові знання і навички з фізики, хімії,

біології, природничих наук та методики їх навчання, інтегрувати їх з вже наявними для розв'язання складних задач і проблем у нових деталізованих предметних областях природничих наук й дотичних до них міждисциплінарних областях.

СК 7. Здатність використовувати закони та принципи фізики, хімії, біології, природничих наук у поєднанні із потрібними математичними інструментами для опису природних явищ.

СК 10. Здатність аналізувати та описувати природні об'єкти, явища та процеси з точки зору сучасних концепцій розвитку природознавства з метою формування інтегрованих знань про природу.

СК 14. Здатність керувати дослідницькою діяльністю учнів під час аудиторної та позааудиторної роботи, організувати роботу відповідно до вимог безпеки життєдіяльності і охорони праці в межах функціональних обов'язків.

Міждисциплінарні зв'язки: навчальний курс пов'язано з наступними дисциплінами: «Концепції сучасного природознавства», «Біорізноманіття і сучасна система живого світу», «Методика навчання природничих наук в інтегрованому курсі».

ПРОГРАМА НАВЧАЛЬНОЇ ДИСЦИПЛІНИ

Тема 1. Основні поняття хімії.

Основні закони хімії і їх застосування. Атомно-молекулярне навчання. Атоми, молекули, іони. Моль, кількість речовини, молярна маса. Будова атома. Атомно-молекулярна теорія. Особливості вивчення теми в шкільному курсі хімії. Історичні моделі будови атома. Будова періодичної системи Д.І. Менделєєва. Закономірності зміни властивостей елементів. Хімічний елемент. Будова ядер атомів. Ізотопи. Проста і складна речовина. Будова електронних оболонок атомів. Основні закономірності розміщення електронів в атомах малих і великих періодів, s-, p-, d- і f-елементи. Сучасне формулювання періодичного закону. Періоди, групи і підгрупи.

Зв'язок властивостей елементів і їх сполук з положенням в Періодичній системі. Агрегатні стани речовини. Методи визначення атомних та молекулярних мас. Класи неорганічних сполук. Оксиди, основи, кислоти і солі. Їх класифікація, способи отримання і хімічні властивості. Номенклатура неорганічних сполук. Методи одержання.

Тема 2. Хімічний зв'язок. Комплексні сполуки.

Типи хімічного зв'язку і будова молекул. Властивості взаємодіючих атомів. Валентність. Гібридизація атомних орбіталей. Ступінь окислення атома. Ковалентний (полярний і неполярний), іонний, металевий, водневий зв'язок. Механізми утворення ковалентного зв'язку: обмінний та донорно-акцепторний. Електронно-графічні формули сполук. Валентні можливості атома. Водневий зв'язок. Значення водневого зв'язку в природі. Будова комплексних сполук. Особливості донорно-акцепторного зв'язку. Координаційна теорія Вернера. Атом-комплексоутворювач, ліганди, координаційне число, дентатність. Комплекси з органічними лігандами, особливості будови. Хелати.

Тема 3. Хімічна термодинаміка.

Предмет та основні поняття хімічної термодинаміки. Термодинамічна система. Типи термодинамічної системи (відкрита, замкнута, ізольована). Термодинамічні параметри (внутрішня енергія, ентальпія, ентропія, вільна енергія Гіббса) як функції стану системи. Перший початок термодинаміки. Класифікація та механізми хімічних реакцій. Характер реакцій (екзотермічні, ендотермічні). Другий початок термодинаміки. Формула Больцмана. Третій початок термодинаміки. Зміна вільної енергії Гіббса як критерій напрямку хімічних процесів. Термохімія. Закони термохімії. Термохімічні рівняння та розрахунки.

Тема 4. Хімічна кінетика.

Гомогенні та гетерогенні системи. Швидкість хімічних процесів. Фактори, що впливають на швидкість хімічної реакції. Закон діючих мас. Вплив температури на швидкість хімічної реакції: енергія активації, рівняння Вант-Гоффа, Арреніуса.

Хімічна рівновага. Зв'язок сталої рівноваги з термодинамічними показниками системи. Принцип Ле-Шател'є та наслідки з нього. Каталіз та каталізатор. Гомогенний та гетерогенний каталіз. Кінетичні розрахунки.

Тема 5. Розчини. Електролітична дисоціація.

Характеристика стану молекул води в рідкій фазі. Асоціати молекул води. Характеристика стану молекул води в твердій фазі. Структура льоду. Типи дисперсних систем. Класифікація розчинів за різними ознаками. Розрахунок концентрації розчину. Ідеальні і реальні розчини. Закон Рауля і слідства з нього. Розчини сильних електролітів. Електролітична дисоціація. Кількісні характеристики електролітичної дисоціації: ступінь дисоціації, ізотонічний коефіцієнт, константа дисоціації. Способи вираження концентрації розчинів. Іонний добуток води. Водневий показник. Індикатори, забарвлення індикаторів залежно від рН розчину. Основні індикатори і принцип їх дії. Гідроліз солей. Основні випадки гідролізу. Ознаки гідролізу по катіону або аніону. Розчинність. Добуток розчинності.

Тема 6. Окисно-відновні реакції.

Ступінь окислення. Правила розрахунку ступеню окислення. Окисно-відновні реакції. Окислення і відновлення, окислювач і відновник. Основні чинники, які впливають на окислювально-відновні реакції. Типи окисно-відновних реакцій. Типові окисники, відновники. Окислювально-відновний потенціал. Загальні властивості металів. Особливості будови кристалічних ґрат металів. Відновні властивості металів.

ЗАГАЛЬНІ ПОЛОЖЕННЯ

Дисципліна «Загальна хімія» є базовим предметом, основним завданням якого є поглиблене вивчення основних законів хімії, будови атомів і молекул, хімічного зв'язку, хімічних властивостей основних класів неорганічних сполук, типів хімічних реакцій, фізичних і хімічних властивостей розчинів, термодинаміки та кінетики хімічних процесів, властивостей розчинів, основ електрохімії.

Цей курс дозволяє студентам ознайомитись із однією з найважливіших фундаментальних дисциплін, глибше зрозуміти процеси, що відбуваються у природі та техніці, закони розвитку та руху хімічного рівня матеріального світу. Він має важливе значення для формування майбутніх фахівців. Опанування та осмислення цього курсу допоможе студентам у подальшому успішно вивчати інші фундаментальні та спеціальні дисципліни.

Досягти цього неможливо лише шляхом передання знань у готовому вигляді від викладача до студента, особливо у сучасних умовах світової пандемії COVID-19 та війни.

Посилення ролі самостійної роботи здобувачів закладів вищої освіти визначено в сучасній особистісно-орієнтовній парадигмі, що вимагає переходу від позиції пасивного споживача навчальної інформації в позицію активного, самостійного суб'єкта освітнього процесу, у державних освітніх стандартах вищої професійної освіти та в інших нормативних документах. Головна мета вищої педагогічної освіти полягає у підготовці компетентного, ініціативного фахівця, здатного до прийняття ефективного самостійного рішення професійних задач в будь-яких умовах.

Досвід самостійної роботи здобувачів вищої освіти стане не тільки важливою формою навчального процесу та визначеним розширенням знань з дисципліни «Загальна хімія», а й стане основою творчого саморозвитку фахівця у процесі професійної діяльності.

ОРГАНІЗАЦІЯ ТА ФОРМИ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ ЗДОБУВАЧІВ ВИЩОЇ ОСВІТИ

Самостійна робота здобувачів вищої освіти з дисципліни «Загальна хімія» потребує наявності стійкої мотивації, яка визначається необхідністю ефективної професійної діяльності.

Активізація самостійної роботи студентами може бути забезпечена такими факторами:

- участю у колективному (командному) виконанні аудиторної роботи;
- використання в освітньому процесі активних методів навчання;
- мотивуючими чинниками контролю знань (рейтингова та накопичувальна системи оцінювання знань);
- розширенням об'єму знань з дисципліни за рахунок самостійної роботи з додатковою літературою;
- пошук (підбір) і огляд літератури і електронних джерел інформації з індивідуально заданої проблеми навчального курсу;
- підготовка до лабораторних і практичних (семінарських) занять;
- необхідністю обов'язкового виконання індивідуальних навчально-дослідних завдань;

Основне завдання організації самостійної роботи здобувачів вищої освіти з «Загальна хімія» – навчити їх працювати свідомо не лише з навчальним матеріалом, а й з науковою інформацією, закласти основи самоорганізації та самовиховання, сформувати вміння та навички використовувати набуті знання.

При вивченні дисципліни «Загальна хімія» для організації самостійної роботи необхідною є єдність таких її взаємопов'язаних форм:

- аудиторна робота;
- позааудиторна пошуково-аналітична робота;
- творча наукова робота.

Аудиторна самостійна робота реалізується у процесі лекційних і лабораторних занять. Під час лабораторного заняття студенти детально аналізують загальні теоретичні положення неорганічної хімії з урахуванням сучасних досягнень, сучасну номенклатуру основних класів неорганічних сполук, закони хімії, властивості хімічних елементів, їх сполук, періодичну систему з використанням сучасних уявлень про будову атомів, молекул, теорії хімічних

зв'язків, зв'язок структури із властивостями та реакційною здібністю сполуки, окислювально-відновні реакції, основні поняття хімічної термодинаміки та хімічної кінетики; набувають вмінь і навичок використання одержаних знань в професійній діяльності.

При проведенні лабораторних занять відбувається перевірка засвоєння отриманих знань шляхом застосування попередньо підготовленого методичного матеріалу – тестів для виявлення ступеня опанування здобувачами необхідних теоретичних і практичних положень. Також застосовуються такі форми аудиторної діяльності, як опитування, аналіз типових помилок, дискусії, рефлексійний аналіз розуміння матеріалу тощо. Підготовка до таких занять потребує ґрунтовної теоретичної і практичної самостійної роботи студентів. На заняттях обговорюються попередньо визначені питання, до яких студенти готують за аналізом літературних джерел тези відповідей. При оцінюванні роботи здобувачів враховуються: уміння аналізувати навчальний матеріал; здатність формулювати та відстоювати свою позицію; активність; можливість науково мислити; навички самостійної роботи з літературою, першоджерелами з дисципліни та методика їх опрацювання; якість написання аналізу тощо. Дискусії дають змогу виявити індивідуальні особливості розуміння обговорюваного питання, навчитись у творчій суперечці визначати істину, встановлювати особисту і спільну позиції щодо обговорюваної проблеми. У процесі дискусії здобувачі збагачують зміст уже відомого матеріалу, впорядковують і закріплюють його.

Форми проведення лабораторних робіт і дискусій можуть бути різними. Під час вивчення дисципліни «Загальна хімія» застосовують такі форми:

- у вигляді запитань і відповідей з коментарями;
- розгорнуті бесіди;
- дискусії за принципом «круглий стіл»;
- обговорення доповідей здобувачів та їх оцінювання;
- вирішення проблемних питань і розбір конкретних ситуацій;

- у режимі «мозкова атака» або у формі «потоків ідей»;
- «майстер-класи».

Позааудиторна робота з дисципліни «Загальна хімія» має характер пошуково-аналітичної і наукової роботи. Завдання, які постають перед здобувачами у процесі самостійної роботи, сприяють мисленню, формуванню умінь і навичок, основних фахових компетентностей. Завдання для самостійної роботи поглиблюють і закріплюють знання та уміння, які здобувачі отримують на лекціях і практичних заняттях. Доцільними при вивченні дисципліни «Загальна хімія» є такі форми проведення самостійної роботи:

- пошук та огляд наукових джерел за заданою проблематикою;
- підготовка доповідей;
- формулювання основних понять;
- відповідальне виконання домашніх завдань;
- ретельна підготовка до лабораторних занять і дискусій різних видів.

МЕТОДИЧНЕ ЗАБЕЗПЕЧЕННЯ САМОСТІЙНОЇ РОБОТИ ЗДОБУВАЧІВ ВИЩОЇ ОСВІТИ

Самостійна робота здобувачів забезпечується системою навчально-методичних засобів, передбачених для вивчення дисципліни «Загальна хімія» підручники, монографії, навчальні посібники, конспекти лекцій, відео-матеріали і презентації, робоча програма навчальної дисципліни «Загальна хімія». Самостійна робота здобувачів вищої освіти різноманітна – підготовка і написання рефератів, доповідей, презентацій та інших письмових робіт на задані теми. Студенту надається право вибору теми; виконання індивідуальних домашніх завдань різноманітного характеру:

- рішення задач з підбору літературних джерел;
- розробка та складання різних схем і таблиць.

Різні види самостійної роботи дозволяють зробити процес навчання більш цікавим і підняти активність значної частини здобувачів в групі.

ОСНОВНІ ПОНЯТТЯ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ

Теоретична частина

Розглядаючи взаємні перетворення тепла та різних видів енергії, термодинаміка являє собою дисципліну, яка широко використовується фізиками, хіміками та дослідниками інших галузей науки для з'ясування внутрішнього зв'язку між різними явищами природи і узагальнення нагромадженого у теперішній час матеріалу.

Оскільки всі матеріальні зміни супроводжуються енергетичними перетвореннями, а відтак енергія характеризує міру руху матерії, а рух є невід'ємною властивістю матерії та основною формою її існування, тому галузь термодинаміки охоплює величезну кількість фізичних та хімічних явищ. Термодинаміка розглядає різні проблеми за допомогою математичного апарату і покладається при цьому на три вихідні положення (або закони) термодинаміки, які в свою чергу базуються на численних спостереженнях різних дослідників.

Перший закон термодинаміки являє собою закон еквівалентності енергій. Він дає можливість виражати різні види енергії через деякі еквівалентні величини.

Другий закон термодинаміки є законом про спрямування процесу і дає можливість передбачити чи відбудеться взагалі за даних умов процес і в якому напрямку він буде здійснюватися.

Третій закон термодинаміки – закон про абсолютне значення функції названою Клаузіусом ентропією. Він дозволяє здійснювати необхідні розрахунки хімічних рівноваг, не відтворюючи ці рівновагу експериментально.

Термодинамічний метод застосовується для вирішення найрізноманітніших проблем різних галузей науки. Зазвичай при розгляді змісту термодинаміки та її додатків виділяють загальну, технічну та хімічну термодинаміку. Загальна

термодинаміка вивчає основні закони термодинаміки і безпосередньо впливаючі з них наслідки. При цьому найбільш широко використовуються диференціальні рівняння і часткові похідні. Технічна термодинаміка включає застосування тих же законів і їх наслідків до теплових двигунів. Хімічна термодинаміка полягає у застосуванні термодинамічного методу до вивчення хімічних процесів. Вона вивчає перетворення тепла, пов'язані з хімічними реакціями і агрегатними перетвореннями. При цьому формуються закономірності, що дозволяють визначати напрямки та межі перебігання цих процесів.

Хімічна термодинаміка дає можливість вирішувати питання, які стосуються стійкості хімічних продуктів, а також відшукування способів, що запобігають утворенню небажаних речовин; вона ж дозволяє визначати раціональні значення температури, тиску та інших параметрів для здійснення хімічних процесів, визначати межі фракційної дистиляції та кристалізації, а також корисна для вирішення багатьох інших завдань.

Термодинаміка – наука про перетворення енергії. Суть термодинамічного підходу – у розгляді лише початкового та кінцевого стану тіл, що взаємодіють, не беручи до уваги шлях, по якому протікає процес і час перетворення.

Термінологія, що використовується в термодинаміці.

Система – будь-яка сукупність тіл, відділена від зовнішнього середовища поверхнею розділу (реальною або уявною), всередині якої можливий масо- та теплообмін.

В основі класифікації термодинамічних систем лежать різні ознаки:

1) за характером взаємодії:

Ізольованою системою, називається система, що не обмінюється з навколишнім середовищем ні масою, ні енергією ($\Delta m = 0$, $\Delta U = 0$).

Закрита система — обмінюється з навколишнім середовищем тільки енергією ($\Delta m = 0$, $\Delta U \neq 0$).

Відкрита система - обмінюється з навколишнім середовищем і масою, і енергією ($\Delta m \neq 0$, $\Delta U \neq 0$). З погляду термодинаміки живий організм відноситься до відкритих систем.

2) за ступенем однорідності системи підрозділяють на гетерогенні та гомогенні. Гетерогенна система – різнорідна і складається з окремих частин (фаз), котрі мають реальні поверхні розділу і відрізняються властивостями. Під терміном фаза розуміють сукупність однакових за хімічним складом, хімічними та фізичними властивостями частин системи, які відділені від інших частин межею поділу. При переході з однієї фази в іншу властивості системи на межі розділу різко (стрибкоподібно) змінюються.

Стан системи – це сукупність її фізичних і хімічних властивостей; він характеризується *термодинамічними параметрами*. Основні з них: *температура* T , *тиск* P , *об'єм системи* V , *загальна маса системи* m , *маси хімічних речовин (компонент)* m_k , з яких складається система, або *концентрація цих речовин* C_k .

Параметри стану системи розділяють на дві групи:

1) інтенсивні – значення котрих не залежать від кількості речовини; наприклад, тиск, температура, концентрація, щільність ρ ;

2) екстенсивні – значення яких залежать від кількості речовини; наприклад, маса, об'єм.

При взаємодії двох систем інтенсивні параметри усереднюють, а екстенсивні – складають. Зміну параметра позначають грецькою буквою Δ (дельта), наприклад ΔT .

Будь-яку систему можна охарактеризувати сукупністю її фізичних і хімічних властивостей, так званим станом системи. Особливої уваги під час термодинамічного розгляду заслуговують два види стану системи – рівноважний та стаціонарний. Обидва стани характеризуються усталеністю у часі усіх властивостей в усіх частинах системи, що може забезпечуватись відсутністю потоків речовини і енергії між системою і середовищем (рівноважний стан), або безперервним обміном

речовиною, енергією, інформацією між системою та середовищем, тобто бути постійно динамічним (стаціонарний стан).

При переході системи з одного стану в інший відбувається зміна її властивостей в часі; такий стан називають перехідним.

Перехід системи з одного стану в інший зі зміною параметрів стану називають процесом. Будь-яка хімічна реакція є прикладом термодинамічного процесу.

Процеси класифікують за такими ознаками:

1. За характером зміни параметрів стану процеси бувають ізотермічні ($T = \text{const}$, $\Delta T = 0$); ізобарні ($p = \text{const}$, $\Delta p = 0$); ізохорні ($V = \text{const}$, $\Delta V = 0$); адіабатичні (теплота $Q = \text{const}$, $\Delta Q = 0$); циклічні ($\Delta U = 0$); екзотермічні ($\Delta Q > 0$); ендотермічні ($\Delta Q < 0$).

2. За витратами енергії процеси поділяють на самовільні (відбуваються без надходження енергії ззовні) і несамовільні, чи вимушені, відбуваються лише за рахунок зовнішніх енергетичних впливів. Питання про переважаючий напрямок самовільного процесу є одним з основних у фізичній хімії.

3. З біологічної точки зору процеси в живих організмах підрозділяють на катаболічні (розкладання та окиснення енергодативних речовин в організмі) і анаболічні (синтез в організмі біологічно важливих сполук).

Наприклад, нехай початковий стан системи характеризується параметром стану – температурою T_1 . У процесі нагрівання стан системи змінився – змінилася температура системи. Позначимо температуру системи в кінцевому стані – T_2 . Тоді зміна температури в ході процесу буде дорівнювати: $\Delta T = T_2 - T_1 > 0$.

Отже, стан системи характеризується значеннями параметрів стану, а процес – зміною (або усталеністю) параметрів стану. Одне з найважливіших понять хімічної термодинаміки – функція стану. Функція стану – це функція параметрів стану системи, зміна якої у ході процесу залежить лише від початкового і кінцевого стану системи і не залежить від шляху переходу системи з початкового в кінцевий стан системи. Для опису енергетичного стану системи використовують функцію

стану – внутрішню енергію. Внутрішня енергія (U) – повна енергія складових частин системи, у тім числі на молекулярному, атомному та субатомному рівнях, тобто загальний запас енергії системи. Визначити абсолютне значення внутрішньої енергії неможливо. У ході реального процесу відбувається зміна внутрішньої енергії ΔU внаслідок теплообміну з середовищем і відбувається здійснення системою роботи. У відповідності з цим розрізняють дві форми обміну енергією між системою і навколишнім середовищем: 1) теплота (Q) – енергетична міра хаотичних форм руху матерії; 2) робота (W) – енергетична міра спрямованих форм руху матерії. Для реакцій, котрі перебігають у газовій фазі в ізобарно-ізотермічних умовах, під роботою, яка виконується системою, будемо розуміти роботу розширення: $W = -p\Delta V$. Необхідно зауважити: 1) якщо термодинамічна система здійснює роботу (W), то вона втрачає енергію; 2) на відміну від внутрішньої енергії теплота і робота не є функціями стану.

Перший закон термодинаміки.

Ентальпія. Екзотермічні і ендотермічні процеси

Якщо відсутній теплообмін системи із зовнішнім середовищем, то величина внутрішньої енергії залишається постійною. По суті — це закон збереження енергії – *перший закон термодинаміки*. Іншими словами, *енергія не може ні створюватися, ні зникати, вона може тільки переходити з однієї форми в іншу*. Це фундаментальний закон природи.

Теплота, підведена до системи, витрачається на збільшення внутрішньої енергії ΔU і здійснення роботи проти зовнішніх сил A :

$$Q = \Delta U + A$$

– це математичний вираз першого закону термодинаміки. Під внутрішньою енергією мають на увазі загальний її запас. Сюди відносять енергію поступального руху атомів, молекул, іонів, енергію внутрішньо-молекулярних коливань атомів,

енергію руху електронів в атомах, внутрішньоядерну енергію й т.д. але без кінетичної й потенційної енергії системи в цілому. Визначити абсолютну величину внутрішньої енергії не представляється можливим. Однак, її зміну при переході з одного стану в інший визначити можна й це є цілком достатнім для вирішення багатьох питань.

В термодинаміці розрізняють *ізохорні* (що протікають при $V = \text{const}$) і *ізобарні* (що протікають при $P = \text{const}$) процеси.

У хімічній практиці частіше використовують ізобарні процеси, коли об'єм системи може збільшитися на ΔV , у результаті чого вона виконає роботу, рівну $p\Delta V$. У цьому випадку процес характеризується *ентальпією*, величиною, обумовленою рівнянням $H = U + p\Delta V$. Зміна ентальпії дорівнює: $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$, тобто зміна ентальпії продуктів реакції в порівнянні з ентальпією вихідних речовин в ізобарному процесі чисельно дорівнює підведеному або кількості, що виділилось, теплу:

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

Часто ентальпію називають *тепломісткістю системи*.

Ентальпія як і внутрішня енергія характеризує енергетичний стан речовини, але відрізняється від внутрішньої енергії на величину енергії, що затрачена на подолання сил зовнішнього тиску. Вона також визначається станом системи й не залежить від того, яким чином цей стан досягнутий. У газів розходження між ΔH і ΔU у ході того або іншого процесу може бути досить значним. Це обумовлено тим, що для хімічного процесу, що протікає при постійному тиску, зміна об'єму пов'язане зі зміною числа молей газоподібних речовин:

$$PV = nRT$$

Якщо в реакції витрачається n_1 моль газоподібних речовин і утвориться n_2 моль газоподібних продуктів, то:

$$\Delta(p) = (n_2 - n_1)RT = \Delta nRT$$

Отже,

$$Q_p = \Delta H = \Delta U + \Delta nRT, \quad Q_p = Q_v + \Delta nRT$$

або

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n_{(r)}RT$$

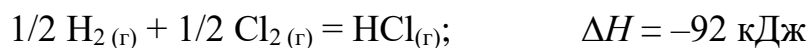
Зіставляючи значення Q_p і Q_v неважко помітити, що тепловий ефект реакції, що протікає при постійному тиску, відрізняється від такого при постійному об'ємі на величину роботи розширення. У тому випадку, коли реакція відбувається в конденсованих фазах (твердому або рідкому стані), розходження між Q_p і Q_v і, отже, між ΔH і ΔU незначне.

Зазвичай зміна ентальпії значно більше чиненої роботи. Тому з Першого початку можна отримати слідство (*принцип Берто-Томсона*): *в термодинамічній системі самовільно протікають екзотермічні реакції ($\Delta H < 0$)*.

Рівняння реакцій, для яких крім формул речовин вказуються їхні агрегатні стани й значення будь-якої термодинамічної функції стану, називаються *термохімічними*. Ентальпію реакції в цьому випадку називають *тепловим ефектом реакції*. Його характеризують не тільки абсолютною величиною, але й знаком. Прийнято вважати, що *тепло, поглинене системою (ендотермічні реакції) – позитивне ($\Delta H > 0$)*, а *тепло, віддане системою в навколишнє середовище (екзотермічні реакції) – негативне ($\Delta H < 0$)*, тому: $Q = -\Delta H$ (рис. 1).

Значення ΔH відносять до кількості речовин (моль), що беруть участь у реакції, яку позначають стехіометричними коефіцієнтами (вони можуть бути і дробовими). Крім того, у термохімічних рівняннях відзначають стан речовин: (к) – кристалічний, (р) – рідкий, (г) – газоподібний. Якщо спеціально не обумовлено, то ΔH наводиться для стандартної температури 25°C (298,15 К) і стандартного тиску 101 кПа (1 атм). У термохімічних рівняннях між системами реагентів і кінцевих продуктів використовують знак рівності (а не стрілку).

Так, запис



означає, що перетворення 0,5 моль газоподібного водню і 0,5 моль газоподібного хлору на 1 моль хлороводню при 25°C і 101 кПа супроводжується виділенням 92 кДж теплоти.

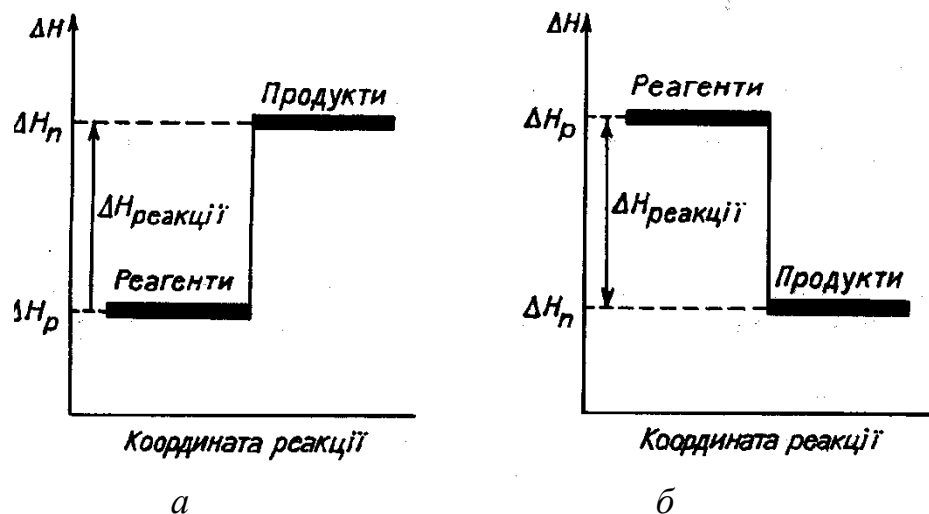


Рис. 1. Ентальпійна діаграма ендо- ($\Delta H > 0$) (а) та екзотермічного ($\Delta H < 0$) (б) процесів.

Термохімія дозволяє визначати теплові ефекти різних реакцій – *теплоти утворення* хімічних речовин, *теплоти згоряння* речовин, *розчинення*, *плавлення*, *нейтралізації*, *іонізації*, *атомізації* й т.п. Теплові ефекти, віднесені до 1 моля речовини в стандартних умовах (температура 298 К и тиск 101,3 кПа), називаються стандартними. Стандартним станом речовини буде: для твердих речовин – стійка при стандартній температурі поліморфна форма (графіт для вуглецю, ромбічна сірка, білий фосфор і т.п.), для газів – стан ідеального газу при тиску 1 атм, для речовин у розчинах – приймають концентрацію, рівну 1 моль, маючи на увазі при цьому, що розчин має властивості, при його безкінечному розведенні.

Закон Гесса – основний закон термохімії

Наслідком першого закону термодинаміки є *закон Гесса* (основний закон термохімії): *Тепловий ефект хімічних реакцій, що протікають при постійному*

об'ємі або тиску, не залежить від числа проміжних стадій і визначається тільки початковим і кінцевим станом системи. Закон Гесса дозволяє обчислити теплові ефекти таких реакцій, які або взагалі не протікають в умовах досліду, або для них неможливе визначення теплового ефекту (у випадку нестабільних сполук).

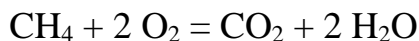
Із закону Гесса витікає: *тепловий ефект реакції (ентальпія) дорівнює алгебраїчній сумі ентальпій утворення продуктів реакції за винятком алгебраїчної суми ентальпій утворення вихідних речовин враховуючи стехіометричні коефіцієнти (перший наслідок):*

$$\Delta q_{\text{реакції}} = \sum n \cdot q_{\text{продуктів}} - \sum n \cdot q_{\text{вихідних матеріалів}}$$

Або для випадку ентальпії:

$$\Delta H_{\text{реакції}} = \sum n \cdot \Delta H_{\text{продуктів}} - \sum n \cdot \Delta H_{\text{вихідних речовин}}$$

Наприклад, для реакції горіння метану:



Тепловий ефект реакції дорівнює:

$$\Delta q = [2q(\text{H}_2\text{O}) + q(\text{CO}_2)] - [q(\text{CH}_4) + 2q(\text{O}_2)]$$

Або ентальпія:

$$\Delta H = [2\Delta H(\text{H}_2\text{O}) + \Delta H(\text{CO}_2)] - [\Delta H(\text{CH}_4) + 2\Delta H(\text{O}_2)]$$

З теплотами згоряння (мова йде про реакції окислювання киснем) зв'язаний *другий наслідок* із закону Гесса: *Тепловий ефект реакції дорівнює різниці сум стандартної ентальпії згоряння вихідних речовин і стандартних ентальпій згоряння продуктів реакції, взятих у відповідності зі стехіометричними коефіцієнтами.*

Другий закон термодинаміки. ентропія.

термодинамічні потенціали: енергія Гіббса,

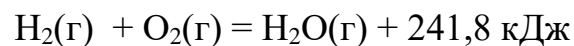
енергія Гельмгольца. Критерії направленості процесів

Перший закон термодинаміки показує, що при будь-яких процесах енергія не виникає й не зникає, енергетичний баланс хімічного процесу можна розрахувати.

Однак, він не дає відповіді на дуже важливе питання: можливий або не можливий самовільний (без дії зовнішніх сил) процес за даних умов, і в якому напрямку він буде протікати.

Тривалий час вважалось, що самовільно протікають тільки процеси, які супроводжуються зменшенням енергії системи (екзотермічні). Однак, відомо багато ендотермічних процесів (наприклад, розчинення деяких солей, розкладання вугільної кислоти й ін.), при яких теплота поглинається.

При невисоких температурах самовільно протікають, в основному, екзотермічні реакції:



Але при високих температурах ця реакція починає йти у зворотній бік: вода розкладається на водень і кисень. Більше того, принцип направленості всіх процесів в бік мінімуму внутрішньої енергії виключає можливість зворотних реакцій, однак такі реакції протікають.

У чому причина певної направленості хімічних процесів? Які фактори визначають той або інший стан хімічної рівноваги?

Відомо, що в механічних системах стійкий стан відповідає мінімуму потенційної енергії. Звідси зрозуміло, чому вода тече зверху вниз, а не навпаки. У той же час, молекули речовин, що входять до складу повітря, розподіляються навколо Землі у вигляді атмосфери багатокілометрової товщини, але не падають на Землю, хоча мінімуму потенційної енергії відповідає найбільш низьке їхнє положення. Розгляньте явище - приклад прояву принципу направленості процесу у бік найбільш ймовірного стану, стану, якому відповідає максимальний безпорядок розподілу часток. Так, тенденція до мінімуму потенційної енергії змушує молекули повітря падати на Землю, а тенденція до максимальної ймовірності змушує їх безладно розподілятися в просторі. У результаті створюється деякий рівноважний розподіл молекул, що характеризується більш високою їхньою концентрацією біля поверхні Землі й більшим розрідженням по мірі віддалення від неї.

У системі сіль-вода мінімум енергії відповідає кристалічному стану солі. Однак більш ймовірний стан досягається при безладному розподілі солі в рідкій воді. При хімічних реакціях під дією того ж принципу атоми прагнуть з'єднатися в такі молекули, утворення яких приводить до виділення енергії (реакція сполучення). Але більш ймовірними є ті реакції, внаслідок яких зростає число часток (реакції розкладання).

Таким чином, самовільні процеси, що відбуваються без зміни енергетичного стану, відбуваються тільки в напрямку, при якому безпорядок в системі зростає й вона переходить у більш ймовірний стан.

Мірою неупорядкованості системи або ймовірності є ентропія (S), що представляє собою функцію стану й, отже, її зміна залежить тільки від початкового й кінцевого стану системи, вимірюється в кДж/мол· К. Ентропія S пов'язана з числом рівно вірогідних мікростанів W, якими можна реалізувати даний макростан системи, рівнянням:

$$S = R/N \ln W,$$

де R – універсальна газова постійна, N – число Авогадро.

Найменшу ентропію має ідеально побудована кристалічна речовина при абсолютному нулі. При нагріванні речовини ентропія завжди зростає, зростає вона при переході речовини із кристалічного стану у рідкий й далі в газоподібний. При хімічних процесах ентропія особливо різко змінюється у випадку реакцій, що йдуть зі зміною числа молекул газів: при збільшенні числа газових молекул вона зростає, при зменшенні - падає.

Суть другого закону термодинаміки: різні види енергії прагнуть перетворитися в теплоту, а теплота, у свою чергу, прагне розсіятися, тобто теплоту не можна повністю перетворити в роботу. Або: усякий самовільний процес в ізольованій системі йде зі зростанням ентропії ($\Delta S > 0$).

Виникає питання, чи можна повернути самовільний процес? Другий закон термодинаміки відповідає, що це можливо шляхом створення еквівалентної або ще

більшої неупорядкованості десь в іншому місці. Наочним прикладом є фотосинтез. Двоокис вуглецю, вода й інші поживні речовини поглинаються рослинами, і за їх рахунок синтезуються складні молекули вуглеводів. Цей процес супроводжується зниженням ентропії. Фотосинтез без сонячного світла неможливий. Тому зменшення ентропії при синтезі вуглеводів у рослинах компенсується зростанням ентропії на Сонці.

Багато інших важливих біохімічних процесів також здійснюються зі зменшенням ентропії - утворення біополімерів (білків, нуклеїнових кислот і ін.), активний транспорт іонів через клітинні мембрани й т.п. Але живий організм - відкрита система, а в ній ентропія може зростати, залишатися незмінною або зменшуватися залежно від кількості ентропії, утвореної всередині системи, її притоку ззовні або відтоку в зовнішнє середовище.

Наш Всесвіт теж не є ізольованою системою і тому йому «теплова смерть» – стан максимальної ентропії – не загрожує.

Стійкість будь-якої ізольованої системи визначається співвідношенням ентальпійного й ентропійного факторів. Перший характеризує прагнення системи до впорядкування, тому що цей процес супроводжується зменшенням внутрішньої енергії, другий — показує тенденцію до раз упорядкованості, оскільки такий стан найбільш ймовірний. Так, якщо в процесі $\Delta S = 0$ – ступінь безпорядку не змінюється, то процес іде у бік зменшення ентальпії, тобто $\Delta H < 0$. Якщо ж у процесі не відбувається енергетичних змін ($\Delta H = 0$), то процес іде у бік збільшення ентропії, тобто $\Delta S > 0$.

Як критерій самовільності в неізольованих системах була введена нова функція стану, що враховує обидва ці фактори, *вільна енергія*.

Вільна енергія – це частка енергії системи, яка може самовільно перетворюватися в корисну роботу. При розрахунках використовують два варіанти вільної енергії. Ця функція стану для ізобарних процесів називається *енергією*

Гіббса (на честь американського фізика Д. У. Гіббса), або *ізобарно-ізотермічний потенціал, G*:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Для ізохорних процесів вводиться аналогічна *енергія Гельмгольца* або *ізохорно-ізотермічний потенціал, A*:

$$\Delta A = \Delta U - T\Delta S$$

Основний принцип стану хімічної системи:

У будь-якої термодинамічної системи самовільно можуть протікати тільки ті процеси, для яких зміна енергії Гіббса (або Гельмгольца) негативна ($\Delta G < 0$, $\Delta A < 0$). Це одне з формулювань другого закону термодинаміки.

Самочинно відбуваються процеси, які перебігають зі зменшенням потенційної енергії. Тому, якщо немає рівноваги, напрямком перебігу процесу визначатиме величина потенційної енергії (за сталих тиску та температури), яка й становить різницю зміни ентальпії та добутку абсолютної температури й зміни ентропії, яку називають зміною ізобарно-ізотермічного потенціалу або зміною вільної енергії Гіббса:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

А саме рівняння також було названа на честь цього вченого рівнянням Гіббса. Енергія Гіббса визначає здатність системи виконувати зовнішню роботу, а саме: – $\Delta G = A_{\max}$.

Загалом термодинамічною умовою можливості самочинного перебігу процесу є від'ємне значення зміни вільної енергії Гіббса ($\Delta G_p, T < 0$), тобто реакції самочинно відбуваються лише зі зменшенням потенціалу Гіббса.

За низьких температур $\Delta H \gg T\Delta S$, тому у визначенні можливості та напрямку процесу вирішальне значення має ентальпійний чинник, що можна виразити як $\Delta G \approx \Delta H$.

За дуже високих температур $T\Delta S \gg \Delta H$. Тоді, навпаки, вирішальним стає ентропійний чинник і $\Delta G \approx -T\Delta S$. Проте у будь-якому разі зміна енергії Гіббса у

певному процесі так само як і зміна ентальпії чи зміна ентропії не залежить від шляху перебігу процесу, а отже є підпорядкованою наслідкові з закону Гесса:

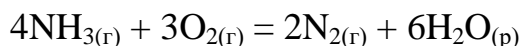
$$\Delta G(\text{хім. р-ції}) = \Sigma \Delta G_{\text{прод. р-ції}} - \Sigma \Delta G_{\text{вих. речовин}}$$

Так само як і для змін ентальпій утворення і для ентропій індивідуальних речовин існують стандартні зміни енергій Гіббса занесені у таблиці термодинамічних констант. За допомогою цих величин можна визначити можливість і напрямок того чи іншого процесу за стандартних умов.

За допомогою довідкових стандартних значень розглянутих вище термодинамічних функцій (ентальпії, ентропії, енергії Гіббса - див. таблицю) на основі закону Гесса можна проводити енергетичні розрахунки для великої кількості хімічних реакцій і прогнозувати їх протікання.

Приклади термодинамічного аналізу хімічних реакцій

1. Для наведеного рівняння проведіть розрахунки термодинамічних функцій (ΔH , ΔU , ΔS , ΔG) та дайте аргументовані відповіді:



З Додатків 1, 2 виписуємо значення стандартних ентальпій та ентропій сполук:

$$\Delta H^0(\text{NH}_3) = -46,3 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0(\text{N}_2) = 0 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0(\text{O}_2) = 0 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})}) = -285,8 \text{ кДж/моль}$$

$$S^0(\text{NH}_3) = 192,5 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$$

$$S^0(\text{N}_2) = 191,5 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$$

$$S^0(\text{O}_2) = 205 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$$

$$S^0(\text{H}_2\text{O}_{(\text{p})}) = 69,9 \text{ Дж/К}\cdot\text{моль}$$

Зміну ентальпії розраховуємо за формулою:

$$\Delta H = \Sigma n \cdot \Delta H_{\text{продуктів}} - \Sigma n \cdot \Delta H_{\text{вихідних речовин}}$$

де n - коефіцієнти в рівнянні реакції

Для цієї реакції:

$$\Delta H^0 = [2\Delta H^0(\text{N}_2) + 6\Delta H^0(\text{H}_2\text{O}_{(l)})] - [4\Delta H^0(\text{NH}_3) + 3\Delta H^0(\text{O}_2)] = -1527 \text{ кДж}$$

Тепловий ефект реакції q визначаємо за формулою:

$$\Delta H = -q$$

$$q = 1527 \text{ кДж}$$

Так як $q > 0$, $\Delta H < 0$, тоді реакція екзотермічна.

У відповідності з принципом Бертоло-Томсона ця реакція може перебігати самовільно.

Зміну внутрішньої енергії визначаємо за формулою:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n_{(r)}RT$$

$$\Delta U = -1527 - (-5) \cdot 8,3 \cdot 10^{-3} \cdot 298 = -1514,6 \text{ кДж}$$

Зміну ентропії розраховуємо за формулою:

$$\Delta S = \sum n \cdot S_{\text{продуктів}} - \sum n \cdot S_{\text{вихідних речовин}}$$

$$\Delta S^0 = [2S^0(\text{N}_2) + 6S^0(\text{H}_2\text{O}_{(l)})] - [4S^0(\text{NH}_3) + 3S^0(\text{O}_2)] = -582,6 \text{ Дж/К} = -0,5826 \text{ кДж/К}$$

У відповідності з Другим початком термодинаміки ця реакція не може перебігати самовільно, так як $\Delta S < 0$.

Зміну вільної енергії Гіббса визначаємо за формулою:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

$$\Delta G = -1527 - 300 \cdot (-0,5826) = -1353 \text{ кДж}$$

У відповідності з Основним принципом стану хімічної системи ця реакція може перебігати самовільно, так як $\Delta G < 0$.

Зміну вільної енергії Гіббса визначаємо за формулою:

$$T_p = \Delta H / \Delta S \quad T_p = 2600 \text{ К}$$

Так як $\Delta G < 0$ та $T_p > 0$, реакція відноситься до типу зворотніх хімічних процесів.

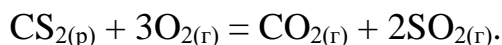
Питання для самоперевірки

1. Що таке тепловий ефект реакції? У яких одиницях його вимірюють?

2. Які реакції називаються екзотермічними, а які ендотермічними? Яке значення має ΔH для цих процесів?
3. Як формулюється закон Гесса та які наслідки з нього випливають?
4. Що таке стандартна теплота утворення хімічної сполуки?
5. Що називається внутрішньою енергією системи?
6. Що таке ентропія? Як вона залежить від агрегатного стану речовини та температури?
7. Що таке енергія Гіббса? Як пов'язана зміна енергії Гіббса з термодинамічною можливістю перебігу процесу?
8. Якими рівняннями пов'язані між собою величини ΔG , ΔH і ΔS ?
9. Виведіть усі можливі співвідношення між термодинамічними функціями H , U , G , F , S .
10. У чому полягає зміст другого закону термодинаміки?
11. Що характеризують термодинамічні потенціали? Для вирішення яких питань вони використовуються?
12. Чому дорівнює універсальна газова стала і в яких одиницях її вимірюють?
13. Що називається термодинамічною системою?
14. Які параметри характеризують термодинамічну систему?
15. Чим відрізняються поняття „теплота” і „робота”?
16. Які термодинамічні системи називаються рівноважними?

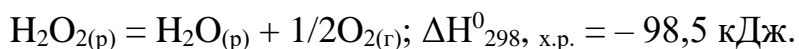
Контрольні завдання

1. Обчисліть ΔH^0_{298} хімічної реакції при спалюванні 38 г сірковуглецю:



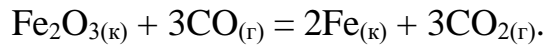
Відповідь: $-537,56$ кДж.

2. Обчисліть ΔH^0_{298} утв пероксиду водню за термохімічним рівнянням:



Відповідь: $-187,34$ кДж/моль.

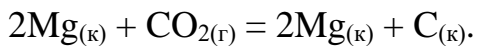
3. Обчисліть ΔH^0_{298} хімічної реакції :



Зробіть висновок про тип даної термохімічної реакції.

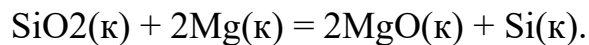
Відповідь: +10,96 кДж.

4. Обчисліть ΔH^0_{298} хімічної реакції та зробіть висновок про тип даної термохімічної реакції:



Відповідь: – 808,98 кДж.

5. Обчисліть ΔH^0_{298} хімічної реакції і зробіть висновок про тип даної термохімічної реакції:



Відповідь: –343,18 кДж.

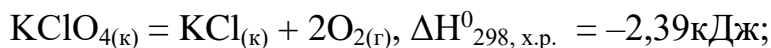
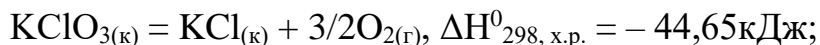
6. Обчисліть $\Delta H^0_{298, \text{утв.}}$ пропану, якщо відомо, що при згорянні 11 г пропану в кисні з одержанням рідкої води виділяється 559,8 кДж теплоти.

Відповідь: – 84,68 кДж/моль.

7. Обчисліть ΔH^0_{298} згоряння 10 л етилену за нормальних умов з утворенням рідкої води.

Відповідь: – 629,9 кДж.

8. За термохімічними рівняннями реакцій:



обчисліть ΔH^0_{298} хімічної реакції :



Відповідь: – 171,38 кДж.

9. Обчисліть ΔH^0_{298} розкламіаку за термохімічним рівнянням:

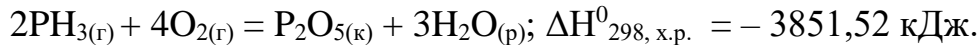


Відповідь: +45,76 кДж/моль.

10. При взаємодії 2,1 г заліза з надлишком сірки виділилося 3,77 кДж теплоти. Складіть термохімічне рівняння цього процесу. Обчисліть ΔH^0_{298} (утв.) FeS.

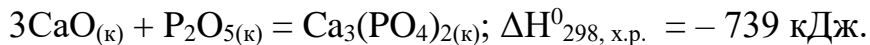
Відповідь: $-100,53$ кДж/моль.

11. Обчисліть $\Delta H^0_{298, \text{х.р.}}$ утв. РНЗ за термохімічним рівнянням реакції :



Відповідь: $+5,0$ кДж/моль.

12. Обчисліть ΔH^0_{298} розкл. 31 г $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ за термохімічним рівнянням реакції:



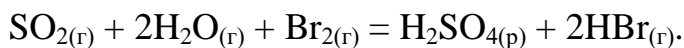
Відповідь: $+73,9$ кДж.

13. Визначте ΔH^0_{298} утворення CuO (к), якщо при відновленні 12,7 г CuO (к) вугіллям з одержанням чадного газу (CO) поглинається 7,25 кДж теплоти.

Відповідь: $-156,2$ кДж/моль.

14. Складіть термохімічне рівняння реакції утворення NO з азоту та кисню, якщо при цьому поглинається 90,37 кДж теплоти.

15. Обчисліть ΔH^0_{298} хімічної реакції. Зазначте тип даної термохімічної реакції:

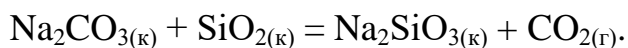


Відповідь: $-45,36$ кДж.

16. Обчисліть ΔH^0_{298} розкладу 1 кг натрій хлориду.

Відповідь: 7023,9 кДж.

17. Обчисліть ΔH^0_{298} хімічної реакції :

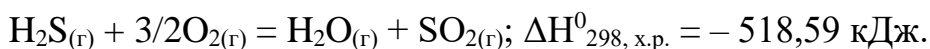


Зазначте тип даної термохімічної реакції.

Відповідь: 76,8 кДж.

18. Складіть термохімічне рівняння реакції взаємодії Na (к) з H_2O (р), якщо при цьому виділяється 283,7 кДж теплоти.

19. Визначте ΔH^0_{298} утворення H_2S за термохімічним рівнянням реакції:

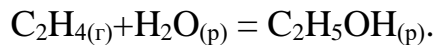


Відповідь: 20,15 кДж/моль.

20. Обчисліть ΔH^0_{298} розкладу 16 г сірчаної кислоти.

Відповідь: 132,46 кДж.

21. Обчисліть значення величин ΔH^0_{298} , ΔG^0_{298} , ΔS^0_{298} для реакції:



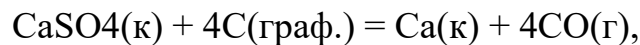
Зробіть висновок про можливість мимовільного перебігу даної реакції при 298 К.

Відповідь: 133,09 кДж; 171,34 кДж; $-128,36$ Дж/К.

22. Без обчислень визначте знак ΔS^0 наступних реакцій:



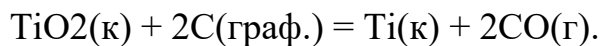
23. Обчисліть ΔG^0_{298} хімічної реакції:



використовуючи значення ΔH^0_{298} , ΔS^0_{298} для даної реакції.

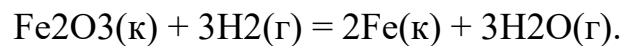
Відповідь: 287,13 кДж.

24. Визначте можливість мимовільного перебігу реакції при 373 К:



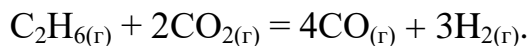
Відповідь: не можлива.

25. Визначте за ΔG^0_{298} можливість самочинного перебігу р-ції при 500 К:



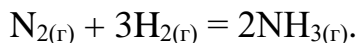
Відповідь: не можлива.

26. Визначте температуру (Т, К), за якої настане рівновага у системі:



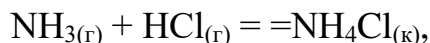
Відповідь: 819,5 К.

27. Визначте, за якої температури (Т, К), настане рівновага в системі:



Відповідь: 465,86 К.

28. Виходячи зі значень ΔH^0_{298} і ΔS^0_{298} хімічної реакції



обчисліть $\Delta G^0_{298, \text{х.р.}}$. Чи може ця реакція перебігати за стандартних умов?

Відповідь: – 92,1 кДж.

29. Визначте, при якій температурі (Т, К) можливий мимовільний перебіг реакції :

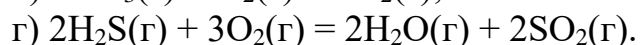
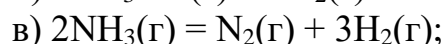
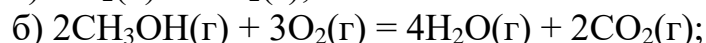
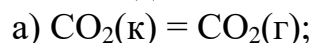


Залежністю ΔH^0_{298} і ΔS^0_{298} від температури знехтувати.

Відповідь: 1106,6 К.

30. Які з перерахованих оксидів можуть бути відновлені дією металевого алюмінію при 298 К: CaO, FeO, CuO, PbO, Fe₂O₃, Cr₂O₃ ?

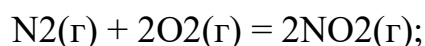
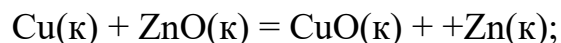
31. Не здійснюючи обчислень, визначте знак ΔS^0 наступних реакцій:



32. Зазначте, які з перелічених оксидів – CaO, ZnO, SnO₂, NiO, Al₂O₃ – можна відновити воднем до вільного металу при 298 К.

33. Поясніть, чому за високих температур (Т 1200 К) критерієм, що визначає мимовільний перебіг реакцій є ΔS^0 хімічної реакції.

34. Обчисліть ΔG^0_{298} хімічних реакцій:



та поясніть, чому їхній перебіг термодинамічно неможливий за стандартних умов.

Відповідь: 191,0 кДж; 103,68 кДж.

Варіант контролю знань і умінь у вигляді тестування

1. Визначення енергетичних ефектів фізико-хімічних процесів, можливостей, умов самодовільного перебігу хімічних реакцій, фазових рівноваг є предметом вивчення

A. *Хімічної термодинаміки

B. Квантової хімії

C. Колоїдної хімії

D. Молекулярної кінетики

E. Калориметрії

2. Перший закон термодинаміки математично записується як:

A. $\Delta U = Q - W$

B. $PV = nRT$

C. $K = R/N_A$

D. $K = A \exp(-E_a/RT)$

E. $EW = p\Delta V$

3. Ізольована система з навколишнім середовищем

A. *Не обмінюються ні речовиною, ні енергією

B. Обмінюються енергією, але не обмінюються речовиною

C. Обмінюються речовиною, але не обмінюється енергією

D. Обмінюються і енергією, і речовиною

E. Обмінюються тільки складовими частинами системи

4. Біологічна систем (живий організм) обмінюється з навколишнім середовищем речовиною і енергією. До яких систем вона може бути віднесена:

A. *Відкрита, гетерогенна

B. Ізольована, гетерогенна

C. Закрита, гомогенна

D. Закрита, гетерогенна

E. Відкрита, гомогенна

5. Розрахунок теплових ефектів хімічних реакцій на фармацевтичному виробництві ґрунтується на законі Гесса, який стверджує, що тепловий ефект реакції визначається

A. *Початковим і кінцевим станами системи

B. Способом перебігу реакції

C. Шляхом перебігу реакції

D. Кількістю проміжних стадій

Е. Тривалістю процесу

6. Внутрішня енергія системи – це:

А. *Сума кінетичної енергії всіх частинок системи та потенціальної енергії їх взаємодії, за винятком кінетичної і потенціальної енергії системи в цілому

В. Зміна енергії системи внаслідок протікання хімічної реакції

С. Сумарна величина розсіяної енергії системи

Д. Повна енергія системи, за винятком кінетичної енергії частинок системи

Е. Енергія, яку може отримати система за певних умов

7. В екзотермічній реакції

А. *Ентальпія реакційної системи зменшується $\Delta H < 0$

В. Ентальпія реакційної системи збільшується $\Delta H < 0$

С. Тепловий ефект реакції негативний $Q_p < 0$

Д. Тиск реакційної системи збільшується

Е. Об'єм реагуючих речовин збільшується

8. Стандартною теплотою (ентальпією) утворення називається

А. *Тепловий ефект реакції утворення 1 моль складної речовини з простих за стандартних умов

В. Тепловий ефект реакції утворення 1 моль складної речовини з простих за нормальних умов

С. Тепловий ефект реакції утворення 1 г складної речовини з простих за стандартних умов

Д. Тепловий ефект реакції утворення 1 кг складної речовини з простих за стандартних умов

Е. Тепловий ефект реакції утворення 1 кг складної речовини з простих за нормальних умов

9. Стандартні умови визначаються наступними значеннями тиску та температури (параметрами стану):

А. *101,3 кПа, 298 К

B. 101,3 кПа, 273 К

C. 101,3 кПа, 0 К

D. 50 кПа, 273 К

E. 50 кПа, 298 К

10. Кінетику термічного розкладення лікарської речовини досліджують у бомбовому калориметрі. Як називається цей процес?

A. *Ізохорний

B. Ізобарний

C. Ізотермічний

D. Рівноважний

E. Циклічний

11. Фізико-хімічні процеси супроводжуються виділенням або поглинанням теплоти. До

ендотермічних відносяться процеси

A. *Кристалізації води

B. Сублімація йоду

C. Плавлення фенолу

D. Випарування води

E. Гідратація іонів

12. За яких умов справедливий закон Гесса:

A. *При ізохорних і ізобарних умовах

B. За будь-яких умов

C. При постійній температурі

D. Тільки при постійному об'ємі

E. Тільки при постійному тиску

13. Для яких речовин стандартні теплоти згорання ($\Delta H^{\circ}_{\text{згор}}$) рівні нулю?

A. *CO₂, H₂O

B. CO, H₂

C. NO, NH₃

D. P₂O₃, PH₃

E. NO₂, N₂H₄

14. В живих організмах всі процеси проходять при постійному тиску, тобто є:

A. *Ізобарними

B. Ізотермічними

C. Ізохорними

D. Адіабатичними

E. Рівноважними

15. Хімічні процеси супроводжуються тепловими ефектами, що підпорядковуються такому закону: "Тепловий ефект реакції не залежить від шляху, по якому протікає процес, а визначається початковим та кінцевим станом системи". Це

A. *Закон Гесса

B. Закон Генрі

C. Закон діючих мас

D. Закон Нернста

E. Закон Авогадро

16. Для якої речовини ентальпія утворення дорівнює нулю?

A. *O₂

B. H₂O₂

C. H₂SO₄

D. CaCO₃

E. CO₂

17. Більшість хімічних реакцій проходять у відкритих системах. Чи залежить величина ентальпії хімічної реакції від наявності в системі каталізатора?

A. *Не залежить

B. Залежить

- С. Залежить у гомогенних системах
- Д. Залежить у гетерогенних системах
- Е. Залежить у біохімічних системах
18. Тепловий ефект реакції нейтралізації кислот HCl , HNO_3 , H_2SO_4 :
- А. *Постійний
- В. Залежить від їх основності
- С. Визначається окислювальними властивостями
- Д. Залежить від природи кислотного залишку
- Е. Залежить від послідовності зливання компонентів кислота-луг
19. Основний закон термохімії (закон Гесса) встановлює, що тепловий ефект хімічної реакції
- А. *Не залежить від шляху перебігу реакції
- В. Залежить від природи вихідних речовин
- С. Залежить від природи продуктів реакції
- Д. Залежить від природи продуктів реакції
- Е. Не залежить від природи реагуючих речовин
20. При досягненні хімічної рівноваги концентрація речовин
- А. *Не змінюється
- В. Збільшується для продуктів реакції і зменшується для вихідних речовин
- С. Не можуть бути визначені
- Д. Досягають максимальних значень для вихідних речовин
- Е. Досягають мінімальних значень для вихідних речовин
21. У технології фармацевтичних препаратів важливу роль мають: тиск, температура, концентрація. Зниження температури якого процесу збільшує вихід продуктів реакції?
- А. *Екзотермічний
- В. Ендотермічний
- С. Ізохорний

D. Ізобарний

E. Адіабатичний

22. Для ізохорного процесу тепловий ефект рівний:

A. *Зміні внутрішньої енергії

B. Зміні ентальпії процесу

C. Нулю

D. Зміні ентропії системи

E. Зміні вільної енергії Гібса

23. У деяких системах, що застосовуються в фармацевтичній технології не спостерігаються зміни об'ємів. В якому співвідношенні знаходиться внутрішня енергія та ентальпія в таких системах?

A. * $\Delta U = \Delta H$

B. $\Delta U < \Delta H$

C. $\Delta U > \Delta H$

D. $\Delta U = 3\Delta H$

E. $\Delta U = 2\Delta H$

24. Стан системи, який не змінюється в часі при незмінних зовнішніх факторів називається:

A. *Рівноважним

B. Нерівноважним

C. Ізотермічним

D. Ізобарним

E. Ізохорним

25. Термохімічні розрахунки дозволяють пргнозувати теплові ефекти тих чи інших реакцій, які лежать в основі синтезу лікарських препаратів. Для розрахунку теплового ефекту при підвищеній температурі слід використовувти:

A. *Рівняння Кірхгофа

B. Рівняння Больцмана

С. Рівняння ізобари

Д. Рівняння ізохори

Е. Рівняння ізотерми

26. За рахунок якої властивості води відбувається охолодження організму людини і тварин?

А. *Великої ентальпії і випаровування

В. Особливого типу хімічного зв'язку в молекулі

С. Тому, що всі молекули води перебувають в асоційованому стані

Д. Полярності ковалентного зв'язку в молекулі

Е. Високої теплоємності

27. Другий закон термодинаміка, який лежить в основі багатьох технологічних процесів фармацевтичного виробництва, визначає:

А. *Можливість, напрямок і границі пртікання самочинних процесів

В. Можливість, напрямок і границі проходження рівноважного процесу

С. Зміну ентропії системи в різних умовах

Д. Тепловий ефект реакції в стандартних умовах

Е. Тепловий ефект реакції при високих температурах

28. В технології синтезу фармацевтичних препаратів багато процесів відбувається при сталих температурі і тиску. Яку термодинамічну функцію треба обрати як критерій перебігу самодовільного процесу в цих умовах?

А. *Енергія Гіббса

В. Енергія Гельмгольца

С. Внутрішня енергія

Д. Ентропія

Е. Ентальпія

29. Який термодинамічний потенціал треба вибрати як критерій самодовільного перебігу реакцій, якщо вона відбувається в закритому автоклаві при сталій температурі?

A. *Енергію Гельмгольца

B. Енергію Гіббса

C. Внутрішню енергію

D. Ентропію

E. Ентальпію

30. Ентропія S – критерій межі перебігу хімічних процесів в ізольованій системі. У рівноважному стані

A. $*S = S_{\max}$

B. $S = S_{\min}$

C. $S = 0$

D. $S > 0$

E. $S < 0$

31. В ізольованих системах самодовільно можуть здійснюватися лише такі процеси, при яких ентропія:

A. *Зростає

B. Зменшується

C. $S=0$

D. Постійна величина

E. $S=S_{\min}$

32. Яке з наведених значень відповідає найбільш стійкому стану системи?

A. $*\Delta G = 0$

B. $\Delta G > 0$

C. $\Delta S > 0$

D. $\Delta G < 0$

E. $\Delta S < 0$

33. Порівнянням значень стандартної енергії Гіббса визначте, яка газоподібна сполука термодинамічно найбільше стійка при стандартних умовах

A. *HBr (–53,22 кДж/моль)

B. Br_2 (+3,14 кДж/моль)

C. C_2H_6 (-32,89 кДж/моль)

D. HI (+1,30 кДж/моль)

E. H_2Se (+71,0 кДж/моль)

34. Ентропія, як одна з основних термодинамічних функцій, є мірою:

A. *Розсіяної енергії

B. Внутрішньої енергії системи

C. Повної енергії системи

D. Енергії, яку можна використати для виконання роботи

E. Ентальпії

35. Кількість зв'язаної енергії, віднесена до температури, це

A. *Ентропія

B. Ентальпія

C. Енергія Гіббса

D. Енергія Гельмгольца

E. Внутрішня енергія

36. Йодоформ при зберіганні самодовільно розкладається з утворенням йоду. Яка з термохімічних функцій може бути критерієм напрямку цього процесу при постійних V і T ?

A. *Енергія Гельмгольца F

B. Ентропія S

C. Ентальпія H

D. Енергія Гіббса G

E. Внутрішня енергія U

37. Не проводячи розрахунків, визначте, в результаті якої реакції ентропія системи збільшується:

A. * $\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$

B. $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$

- C. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$
- D. $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$
- E. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$

38. Ентропія системи зменшується в процесі

- A. *Полімеризації
- B. Плавлення
- C. Випаровування
- D. Сублімації
- E. Диссоціації

39. Який з записів найбільш точно відображає фізичний зміст формули $G = H - TS$?

- A. *Зміна вільної енергії Гіббса в термодинамічній системі дорівнює різниці ентальпійного і ентропійного факторів
- B. Тепловий ефект ізобарного процесу залежить від корисної роботи (роботи розширення)
- C. Тепловий ефект ізобарного процесу менше теплового ефекту ізохорного на величину роботи розширення
- D. Вільна енергія системи дорівнює різниці ентропійного і ентальпійного факторів
- E. Зменшення вільної енергії залежить від зміни ентальпії в системі

40. Який з записів найбільш точно відображає фізичний зміст формули $Q_p = Q_v + p\Delta V$:

- A. *Тепловий ефект ізобарного процесу більше теплового ефекту ізохорного на величину роботи розширення
- B. Тепловий ефект ізобарного процесу залежить від корисної роботи (роботи розширення)
- C. Вільна енергія системи дорівнює різниці ентропійного і ентальпійного факторів
- D. Зміна вільної енергії Гіббса в термодинамічній системі дорівнює різниці ентальпійного і ентропійного факторів

Е. Зменшення вільної енергії залежить від зміни ентальпії в системі

41. Критерієм напрямку реакції синтезу препаратів є зменшення енергії Гіббса.

При яких постійних параметрах системи зменшення енергії Гіббса визначає напрямок процесу?

А. *Температури и тиску

В. Тиску

С. Об'єму и температури

Д. Тиску і об'єму

Е. Маса і теплоємності

42. В технології фармацевтичних препаратів важливу роль відіграють: тиск, температура, концентрація. Підвищення температури якого з процесів прискорює його?

А. *Ендотермічний

В. Екзотермічний

С. Адіабатичний

Д. Ізохорний

Е. Ізобарний

43. Найчастіше в технології фармацевтичних препаратів підтримують сталими температуру та тиск. Як називається цей процес?

А. *Ізобарно-ізотермічний

В. Ізохорно-ізотермічний

С. Ізобарний

Д. Ізохорний

Е. Ізотермічний

44. При виробництві лікарських препаратів їх вихід можна підвищити при правильному виборі температурного режиму. Яке рівняння встановлює залежність константи рівноваги від температури при постійному тиску системи?

А. *Ізобари хімічної реакції

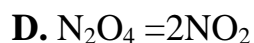
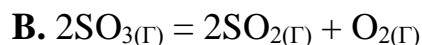
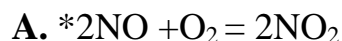
В. Ізотерми хімічної реакції

С. Кіргофа

Д. Ізохори хімічної реакції

Е. Гіббса-Гельмгольца

45. Теорія хімічної рівноваги дозволяє прогнозувати шляхи максимального виходу синтезованих речовин. Визначте, для якої реакції збільшиться вихід продукту при збільшенні тиску



46. Як називається процес одержання лікарських препаратів при постійних температурі і об'ємі системи?

А. *Ізохорно-ізотермічний

В. Ізобарно-ізотермічний

С. Ізобарний

Д. Ізохорний

Е. Ізотермічний

47. В технології фармацевтичних препаратів важливу роль відіграє: тиск, температура, концентрація. Пониження температури якого із процесів підвищує його?

А. *Екзотермічний

В. Ендотермічний

С. Адіабатичний

Д. Ізохорний

Е. Ізобарний

48. При виробництві лікарських препаратів їх вихід можна підвищити при правильному виборі температурного режиму. Яке рівняння встановлює залежність константи рівноваги від температури при постійному об'ємі системи?

A. *Ізохори хімічної реакції

B. Ізобари хімічної реакції

C. Ізотерми хімічної реакції

D. Кіргофа

E. Гіббса-Гельмгольца

49. Термодинамічні розрахунки дозволяють прогнозувати можливість і напрямок самодовільних процесів. В ізобарно-ізотермічних умовах для цієї мети слід використовувати зміну термодинамічної функції:

A. *Енергії Гіббса

B. Енергії Гельмгольца

C. Ентальпії

D. Ентропії

E. Внутрішньої енергії

50. Термодинамічні розрахунки дозволяють прогнозувати можливість і напрямок самодовільних процесів. В ізольованій системі для цієї мети використовують зміну термодинамічної функції:

A. *Ентропії

B. Енергії Гіббса

C. Енергії Гельмгольца

D. Внутрішньої енергії

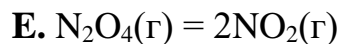
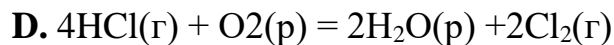
E. Ентальпії

51. Зміна тиску не буде впливати на зміщення рівноваги для реакції:

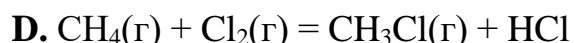
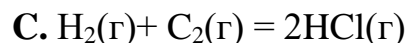
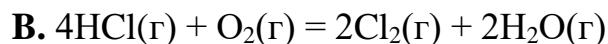
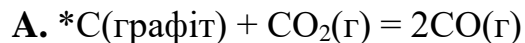
A. * $\text{H}_2 + \text{I}_2(\text{r}) = 2\text{HI}(\text{r})$

B. $\text{PCl}_5(\text{r}) = \text{PCl}_3(\text{p}) + \text{Cl}_2(\text{r})$

C. $\text{MgCO}_3(\text{r}) = \text{MgO}(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r})$



52. Ентропія є мірою неупорядкованості системи. Під час перебігу хімічних і біохімічних реакцій величина ентропії може змінюватися. Вкажіть, не проводячи розрахунків, у якому з наведених процесів ентропія зростає.



53. Енергія Гельмгольца – це термодинамічний потенціал, який визначається в умовах

A. *Ізохорно-ізотермічних

B. Ізотермічних

C. Ізохорних

D. Ізобаричних

E. Ізобарно-ізотермічних

54. Який із виразів відповідає стану хімічної рівноваги при постійних тиску і температурі?

A. $*\Delta G=0$

B. $\Delta F=0$

C. $\Delta H=0$

D. $\Delta U=0$

E. $\Delta S=0$

55. Константу рівноваги хімічної реакції ізобарно-ізотермічного процесу можна розрахувати, виходячи із стандартної зміни

A. *Енергії Гіббса

B. Енергії Гельмгольца

C. Ентальпії

D. Теплового ефекту

E. Числа компонентів

56. Яке співвідношення між K_p і K_c для хімічної реакції: $2\text{SO}_3 \leftrightarrow 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$

A. $*K_p = K_cRT$

B. $K_p = K_c$

C. $K_p = K_c(RT)^3$

D. $K_p = K_c(RT)^2$

E. $K_p = K_c(RT)^{-2}$

57. Синтез лікарської речовини відбувається в ізольованій системі, що є критерієм напрямку перебігу самодовільного процесу.

A. *Ентропія

B. Енергія Гіббса

C. Енергія Гельмгольца

D. Внутрішня енергія

E. Ентальпія

58. Який з факторів сприяє збільшенню вихода продукту в реакції гідрування етену: $\text{C}_2\text{H}_4(\text{г}) + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{г})$?

A. *Підвищення тиску

B. Зниження тиску

C. Збільшення об'єму системи

D. Зменшення концентрації C_2H_4

E. Зменшення концентрації H_2

59. На фармацевтичному виробництві процеси синтезу лікарських препаратів відбуваються в різних умовах. У якому процесі ентропія не змінюється?

A. *Адіабатичному

B. Ізотермічному

C. Ізохорному

D. Ізобарному

E. Політропному

60. Вказати, якими змінами концентрації реагуючих речовин можна змістити рівновагу реакції $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{гр}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г})$ вправо:

A. *Збільшити концентрацію $\text{CO}_2(\text{г})$

B. Збільшити концентрацію $\text{C}(\text{гр})$

C. Збільшити концентрацію $\text{CO}(\text{г})$

D. Зменшити концентрацію $\text{CO}_2(\text{г})$

E. Зменшити концентрацію $\text{C}(\text{гр})$

61. Система знаходиться в ізобарно-ізотермічній рівновазі. Яку функцію потрібно вибрати для описання процесу?

A. *Енергію Гіббса

B. Енергію Гельмгольца

C. Внутрішню енергію

D. Ентальпію

E. Ентропію

62. Ефективність реакцій органічного синтезу при взаємодії різноманітних речовин оцінюється за їх хімічною спорідненістю, мірою якої прийнято вважати:

A. *Зміну енергії Гіббса

B. Максимальну швидкість реакції

C. Тепловий ефект реакції

D. Чутливість до дії каталізаторів

E. Внутрішню енергію системи

63. Яка термодинамічна величина є критерієм напрямку самодовільного процесу при постійних об'ємі і температурі?

A. *Енергія Гельмгольца **B.** Ентропія **C.** Енергія Гіббса

D. Хімічний потенціал **E.** Ентальпія

64. Термодинамічний метод дослідження є одним із ефективних засобів вивчення обміну речовин та енергії, що відбуваються у живому організмі. Функція, що характеризує енергетичний стан речовин в багатокомпонентній системі є

A. *Хімічний потенціал **B.** Об'єм **C.** Тиск **D.** Молярна теплоємність
E. Температура

ВИКОРИСТАНА ЛІТЕРАТУРА

1. Ткаченко С.В., Грузнова С.В., Замай Ж.В. Загальна та неорганічна хімія (Частина 1. Загальна хімія). Чернігів : Редакційно-видавничий відділ НУЧК імені Т.Г. Шевченка, 2020. 144 с.
2. Шульженко О.О., Шпак А.Є. Неорганічна та органічна хімія: Основні поняття. Будова атома. Хімічний зв'язок. Київ : КПІ ім. Ігоря Сікорського, 2018. 175 с.
3. Загальна хімія: навч. посіб. для студентів хім.-технол. та нехім. спец. ден. та заоч. форм навчання / [В. І. Булавін та ін.] ; під заг. ред. проф. В. І. Булавіна ; Нац. техн. ун-т "Харків. політехн. ін-т". 2-ге вид., перероб. та допов. Харків : Бровін О. В., 2019. 373 с.
4. Загальна та неорганічна хімія : теоретичні та лабораторно-практичні аспекти : навчальний посібник: для студентів вищих навчальних закладів / [В.М. Гуляєв ... [та ін.]; Міністерство освіти і науки України, Дніпровський державний технічний університет (ДДТУ). Кам'янське : ДДТУ, 2019. 324 с.
5. Ковальчук І.Н., Гиріна Н.Б., Гончарук С.В. Неорганічна хімія. – Київ, 2017. – 80с.
6. Хімічна термодинаміка: Навчальний посібник / Камкіна Л.В., Баркалов В.С., Масленко С.М., Щеглова І.С. – Дніпропетровськ: НМетАУ, 2003. – 75 с.
7. Константинов М.С. Технічна термодинаміка. – Київ: Політехніка: 2001. – 368 с.

Стандартні теплоти (ентальпії) утворення $\Delta H^0_{\text{утв}}$. Речовин

Речовина	Стан	$\Delta H^0_{\text{утв}}$, кДж/моль	Речовина	Стан	$\Delta H^0_{\text{утв}}$, кДж/моль
C ₂ H ₂	г	+226,75	CO	г	-110,52
CS ₂	г	+115,28	CH ₃ OH	г	-201,17
NO	г	+90,37	C ₂ H ₅ OH	г	-235,31
C ₆ H ₆	г	+82,93	H ₂ O	г	-241,83
C ₂ H ₄	г	+52,28	H ₂ O	р	-285,84
H ₂ S	г	-20,15	NH ₄ Cl	к	-315,39
NH ₃	г	-46,19	CO ₂	г	-393,51
CH ₄	г	-74,85	Fe ₂ O ₃	к	-822,10
C ₂ H ₆	г	-84,67	Ca(OH) ₂	к	-986,50
HCl	г	-92,31	Al ₂ O ₃	к	-1669,80

Стандартні абсолютні ентропії S^0 деяких речовин

Речовина	Стан	S^0 , Дж/(моль·К)	Речовина	Стан	S^0 , Дж/(моль·К)
C	алмаз	2,44	H ₂ O	г	188,72
C	графіт	5,69	N ₂	г	191,49
Fe	к	27,2	NH ₃	г	192,50
Ti	к	30,7	CO	г	197,91
S	ромб.	31,9	C ₂ H ₂	г	200,82
TiO ₂	к	50,3	O ₂	г	205,03
FeO	к	54,0	H ₂ S	г	205,64
H ₂ O	р	69,94	NO	г	210,20
Fe ₂ O ₃	к	89,96	CO ₂	г	213,65
NH ₄ Cl	к	84,5	C ₂ H ₄	г	219,45
CH ₃ OH	р	126,8	Cl ₂	г	22,95
H ₂	г	130,59	NO ₂	г	240,46
Fe ₃ O ₄	к	146,4	PCl ₃	г	311,66
CH ₄	г	186,19	PCl ₅	г	352,71
HCl	г	186,68	SO ₂	г	248,1