

## Лекція. 7.

### Тема. ОСНОВИ ХІМІЧНОЇ ТЕРМОДИНАМІКИ.

**Мета.** Оволодіти поняттями і властивостями основних термодинамічних функцій; розраховувати теплові ефекти реакцій, застосовувати термохімічні розрахунки і термохімічні цикли; визначати можливість чи неможливість самодовільного протікання реакцій у заданому напрямку.

#### Вступ.

З одного боку, хімічні реакції становлять основу процесів добування та синтезу речовин, які використовуються для створення нових сучасних матеріалів. З іншого боку, в процесі експлуатації матеріалів речовини, що входять до їх складу, можуть підлягати певним хімічним перетворенням. Ці перетворення призводять до поступового погіршення властивостей матеріалу або навіть його псування. Прикладами таких процесів є руйнування металевих виробів унаслідок корозії або старіння пластмас. Для визначення галузей та умов експлуатації матеріалів необхідно розуміти основні закономірності перебігу хімічних реакцій.

#### План.

1. Предмет і завдання термодинаміки й хімічної термодинаміки.
2. Термодинамічна термінологія.
3. Внутрішня енергія.
4. Перший закон термодинаміки.
5. Термохімічні закони.
6. Другий закон термодинаміки.

#### Зміст лекції.

##### 1. Предмет і завдання термодинаміки й хімічної термодинаміки

Термодинаміка вивчає різні процеси через дослідження змін енергетичного стану тіл. Ці зміни можна охарактеризувати кількістю теплоти  $Q$  та роботи  $A$ , які отримуються або витрачаються в процесі. Відповідно до цього вона й дістала назву від грецьких слів “*terme*” - теплота та “*dinamic*” - сила, робота.

Уперше термін у вигляді прикметника “термодинамічний” був використаний Дж. Томсоном у 1849 р. для характеристики запропонованої Саді Карно теплової машини, яка виконувала роботу.

Зміни енергетичного стану пов'язані зі зміною ряду властивостей тіл, наприклад, агрегатного стану, здатності розчиняти інші речовини, вступати з ними в хімічні реакції тощо.

Таким чином, термодинаміка використовує існування певного взаємозв'язку між змінами властивостей тіл у певному процесі та енергетичними характеристиками цього процесу - теплотою та роботою.

Конкретними завданнями термодинаміки є вивчення:

- 1) переходу енергії від одного тіла до іншого або від однієї форми до іншої;
- 2) енергетичних ефектів різних фізичних та хімічних процесів, які відбуваються за різних умов;
- 3) можливості, напряму та меж перебігу цих процесів.

Розрізняють загальну, технічну та хімічну термодинаміки. Загальна розглядає теоретичні основи усіх напрямів термодинаміки та їх застосування до деяких фізичних явищ (магнетизм; електрика, випромінювання тощо). У технічній -розглядаються взаємні перетворення теплоти та робота, головним чином, при експлуатації теплових двигунів. Об'єктами вивчення хімічної термодинаміки є різні хімічні та фізико-хімічні процеси, тобто такі, де має місце зміна хімічного складу або структури.

Термодинаміка має ряд властивостей:

1. Вивчає явища, які зумовлені сукупною дією значного, але обмеженого числа частинок. Її не можна застосувати до мікросистем (атом, молекула, електрон) та нескінченно великих систем (Всесвіт).
2. Не використовує уявлень про молекулярну будову речовини, не висвітлює механізм процесу, його природу та швидкість.
3. Вивчає тільки рівноважні процеси.

## 2. Термодинамічна термінологія

**Термодинамічною системою** називається тіло або група тіл, що перебувають у тепловій та механічній взаємодії і відокремлені від зовнішнього середовища реальною або уявною межею розподілу. Усі тіла, що оточують термодинамічну систему, утворюють зовнішнє середовище. **Закрита система** — це така, де потік речовини за її межі відсутній. У **відкритій** – він має місце, наприклад: кристал, який росте із розчину; хмари в процесі їх утворення чи зруйнування. У подальшому розглядатимемо переважно закриті системи. Закриті системи можуть бути або не бути в енергетичному контакті із зовнішнім середовищем. Якщо потік енергії за межі відсутній, така система має назву ізольованої.

Системи можуть бути *гомогенними (однорідними) та гетерогенними (різнорідними)*. Якщо всередині системи нема меж розподілу і всі властивості незмінні в усіх її частинках або змінюються безперервно від точки до точки, то така система називається гомогенною.

Сукупність гомогенних частин системи, однакових за складом, хімічними і фізичними властивостями та відокремлених від інших частин системи поверхнею розподілу, називається **фазою**.

Система, що складається з кількох фаз, є гетерогенною. Гетерогенність системи звичайно класифікують за числом фаз (одно-, двофазна...). Фаза може відповідати будь-якому із трьох агрегатних станів: газоподібному, рідкому, твердому. Фази, які утворюють систему, можуть перебувати як в однаковому, так і в різних агрегатних станах.

Кожна система характеризується рядом властивостей. Деякі з них: об'єм, температуру, тиск, масу, хімічний склад можна вимірювати приборами. Такі властивості називають параметрами стану. Інші характеристики (внутрішню енергію, ентальпію, ентропію, термодинамічний потенціал), які виміряти неможливо, але зміни яких у процесі важливо знати ( $\Delta H$ ,  $\Delta S$ ,  $\Delta G$  та ін.), називають функціями стану.

У термодинаміці виділяють 4 типи процесів залежно від умов їх перебігу.

1. Ізобарний, або ізоп'езичний – зміна стану системи відбувається при постійному тиску ( $P = \text{const}$ );
2. Ізотермічний – протікає при постійній температурі ( $T = \text{const}$ );
3. Ізохоричний, або ізопікнічний – йде при постійному об'ємі ( $V = \text{const}$ );
4. Адіабатичний – процес, при якому відсутній теплообмін з оточуючим середовищем ( $U = \text{const}$ ).

Адіабатичними процесами називають зміни стану системи, які відбуваються у такий короткий проміжок часу, що тепловий обмін з оточуючим середовищем не встигає відбутися, наприклад, вибухи. Графічно в координатах  $P - V$  ці процеси відображені на рис.1.

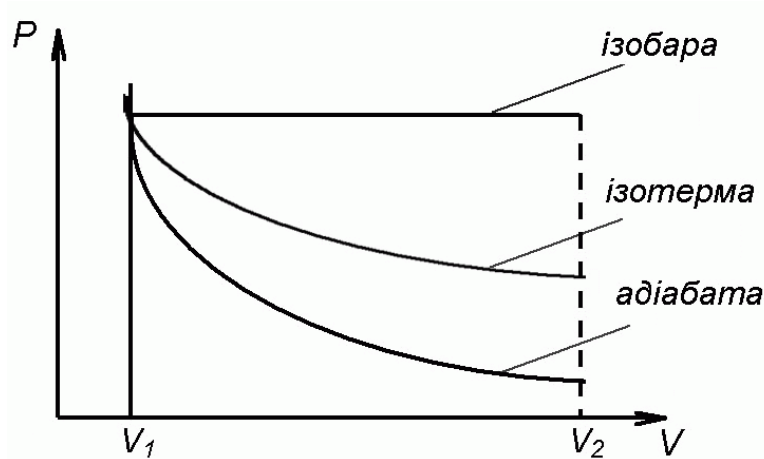


Рис.1. Графічне зображення залежності P від V.

### 3. Внутрішня енергія

Кожна система має первинний запас енергії, яка має назву внутрішньої енергії. Якщо в системі відбуваються певні процеси, її внутрішня енергія змінюється.

Взагалі під внутрішньою енергією системи розуміють енергію всіх безперервно взаємодіючих частинок, що рухаються. До її складу входять:

- а) енергія поступового та криволінійного руху молекул;
- б) енергія атомів, що коливаються;
- в) енергія міжмолекулярної взаємодії;
- г) внутрішньоядерна енергія тощо.

Внутрішня енергія не залежить від потенційної та кінетичної енергій системи. Тому дослідника не цікавить питання про те, як високо піднята система над землею, рухається вона чи перебуває в стані спокою.

Джоуль (1845) експериментально довів, що внутрішня енергія ідеальних газів при постійній температурі не залежить а ні від тиску, а ні від об'єму (закон Джоуля).

Основні форми енергії - теплота і робота. Ці поняття стосуються не системи, а процесів.

Робота  $A$  є кількісна міра передавання впорядкованого руху (в основному робота розширення проти зовнішнього тиску  $P$ ). При цьому

$$A = P \cdot \Delta V$$

де  $\Delta V$  - зміна об'єму системи.

В ізохорному процесі

$$\Delta V = 0 \text{ і } A = 0$$

Теплота  $Q$  - це кількісна міра передавання хаотичного руху. Передавання теплоти здійснюється хаотичним рухом молекул і відбувається при контакті двох тіл з різною температурою.

Значення теплоти і роботи залежать від ходу процесу (тобто  $Q$  і  $A$  не є функціями стану).

### 4. Перший закон термодинаміки

Перший закон, який є постулатом, заснований на безпосередніх дослідних спостереженнях, і не є слідством від будь-яких теорій. Він є математичною формою виразу закону збереження та перетворення енергії формулюється так:

Енергія ізолюваної системи тіл є постійною величиною, яка не залежить від характеру перебігаючих у системі процесів, хоча ці процеси й можуть супроводжуватись переходом енергії від однієї частини системи до іншої.

Якщо звернутись до математичного запису, то теплота, яка отримується системою, витрачається на зміну внутрішньої енергії та на виконання роботи

$$Q = \Delta U + A$$

де  $U$  - функція стану і її зміна не залежить від шляху перебігу процесу, а залежить від різниці між початковим і кінцевим значенням параметрів стану

$$\Delta U = U_{\text{(кінц.)}} - U_{\text{(поч.)}};$$

Усі системи намагаються перейти в стан з найменшою енергією й тому  $U_{1(\text{поч.})} > U_{2(\text{кінц.})}$ , а  $U_2 - U_1$  - відємна величина. Тоді в ізохорному процесі, коли  $A=0$ ,  $Q = -\Delta U$ .

В ізобарному процесі

$$Q_p = \Delta U + P \Delta V$$

тоді маємо

$$A = P (V_2 - V_1)$$

тоді

$$Q_p = U_2 - U_1 + P (V_2 - V_1) = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1)$$

Введемо позначення

$$H = U + P \cdot V$$

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

Також можна запропонувати цю функцію стану, як енерговміст системи. **Ентальпія**, як і внутрішня енергія, вимірюється в одиницях енергії, тобто в джоулях. Абсолютне значення визначити неможливо та й непотрібно, оскільки досить знати зміну  $\Delta H$

$$\Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V$$

Вище показано, що  $Q_p = -\Delta H$ , тобто, якщо система виділила теплоту ( $+Q_p$ ), то ентальпія її змінилась ( $-\Delta H$ ). Такі реакції мають назву екзотермічних. Якщо система увібрала теплоту ( $-Q_p$ ), ентальпія її збільшилась ( $+\Delta H$ ). Такі реакції мають назву ендотермічних.

Усі хімічні реакції супроводжуються тепловими ефектами. **Тепловий ефект хімічної реакції** - це кількість теплоти, виділена або увібрана в термодинамічною системою, коли єдиною роботою є робота розширення, а температура продуктів дорівнює температурі вихідних речовин. Тепловий ефект виражається в кілоджоулях.

Розділ фізичної хімії, що вивчає теплові ефекти хімічних реакцій, називається термохімією. Рівняння хімічних реакцій, у яких наводяться величини теплових ефектів, називаються термохімічними рівняннями.

Наприклад:

$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CaO} + \text{CO}_2 - 180 \text{ кДж}$   $H > 0$ ,  $Q < 0$  ( $H > 0$ ,  $Q < 0$ ) означає, що на розклад моль  $\text{CaCO}_2$ - треба затратити 180 кДж теплоти.

## 5. Термохімічні закони

У 1836р. професор Гірничого Інституту Петербурга Г.І.Гесс сформулював закон, який є часним випадком першого закону термодинаміки в застосуванні до хімічних процесів.

Теплові ефекти можна обчислити на підставі таких висновків із закону Гесса:

1. Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумою теплот утворення продуктів реакції, та сумою теплот утворення початкових речовин, з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів відповідних речовин.

У математичній формі висновок записується так:

$$\Delta H_{\text{хр}} = \sum n_{\text{кін}}(\Delta H_{\text{утв}})_{\text{кін}} - \sum n_{\text{поч.}}(\Delta H_{\text{утв}})_{\text{поч}}$$

де  $\Delta H_{xp}$  – тепловий ефект реакції;

$(\Delta H_{утв})_{поч}$ ,  $(\Delta H_{утв})_{кін}$ ,  $\nu_{прод}$ ,  $\nu_{кін}$  – теплоти утворення та стехіометричні коефіцієнти продуктів реакції і початкових речовин відповідно.

Теплотою утворення сполуки ( $\Delta H_{утв}$ ) називається тепловий ефект реакції утворення 1 моля даної сполуки з простих речовин, що перебувають в модифікації і агрегатному стані, які є стійкими при заданій температурі і тиску 101325 Па чи 101.325 кПа.

Теплоти утворення простих речовин ( $O_2$ , S, Al, Fe) прийняті рівними нулю.

Для зручності використання цих величин при розрахунках їх відносять до стандартної температури 298 К. Такі теплові ефекти отримали назву стандартних теплот утворення ( $\Delta H_{298}^0$ ). Вони табульовані в різних довідниках.

2. Тепловий ефект хімічної реакції дорівнює різниці між сумою теплот згорання початкових речовин та сумою теплот згорання продуктів реакції з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів відповідних речовин.

Теплота згорання ( $\Delta H_{зг}$ ) - це тепловий ефект реакції окислення даної сполуки киснем з утворенням вищих оксидів відповідних елементів або сполук цих оксидів.

Наприклад, теплота згорання водню дорівнює теплоті утворення води.

3. Тепловий ефект розкладу хімічної сполуки дорівнює за абсолютною величиною, і протилежний за знаком тепловому ефекту утворення цієї сполуки (закон Лавуазьє - Лапласа).

$$H_{розкл} = - H_{утв}$$

4. Якщо здійснюються дві реакції, що приводять із різних початкових до однакових кінцевих станів, то різниця між їх тепловими ефектами являє собою тепловий ефект переходу з одного початкового стану в інший.

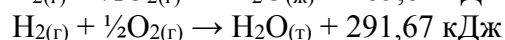
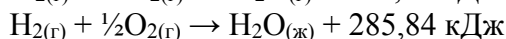
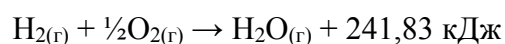
Це дозволяє обчислювати процеси, які ми не маємо можливості практично здійснити.

Наприклад, перетворення графіту в алмаз

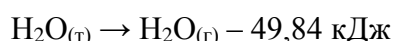
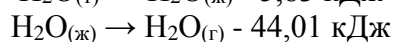
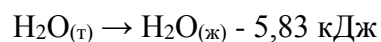


5. Якщо відбуваються дві реакції, які приводять із однакових початкових до різних кінцевих станів, різниця між їх тепловими ефектами являє собою тепловий ефект переходу з одного кінцевого стану в інший.

Так, утворення 1 моля води при згоранні водню



Таким чином,



## 6. Другий закон термодинаміки

Другий закон термодинаміки є постулатом. Історично його пов'язують з ім'ям Клаузіуса, який одним з перших проаналізував кількісний бік і сформулював його (1850 р.).

До цього відкриття Клаузіус прийшов унаслідок вивчення робіт Саді Карно. За Карно, який аналізував роботу теплових машин, коефіцієнт корисної дії не залежить від робочої речовини машини, а визначається тільки різницею температур тіл, між якими здійснюється перенос “теплороду”. Клаузіус показав, що теорема Карно може бути доведена й без теорії “теплороду”, якщо ввести постулат:

Теплота не може спонтанно переходити від менш нагрітого тіла до більш нагрітого.

$$\frac{A}{Q} = \frac{T_1 - T_2}{T_1} = \frac{Q_1 - Q_2}{Q_1},$$

де  $Q_1$ - кількість теплоти, яка взята у нагрівача з температурою  $T_1$ ;

$Q_2$  - кількість теплоти, що віддається холодильнику (теплоприймачу) з температурою  $T_2$ ;

$Q_1 - Q_2 = A$  - дорівнює роботі, що здійснюється робочим тілом.

Відношення  $A/Q$  показує, яка частина поглинутої енергії нагрівача виконала корисну роботу. Корисна робота тим більша, чим більша різниця  $T_1 - T_2$ .

Звідси ще одне формулювання другого закону:

**Не можна побудувати періодично діючу машину, єдиним результатом якої було лише виконання роботи, або “perpetuum mobile” другого роду неможливий.**

З аналітичного виразу другого закону одержимо

$$\frac{Q_1}{T_1} = \frac{Q_2}{T_2} = 0$$

Відношення кількості переданої теплоти до температури нагрівання має назву приведеної теплоти.

В 1865р. Клаузіус ввів функцію “S”, яка дістала назву **ентропія** (від грецького “τροπή” – перетворення), має розмірність Дж/моль·К, не залежить від шляху, тобто має властивості функції стану

$$\Delta S = \frac{Q}{T}$$

**Ентропія** - кількісна міра неупорядкованості. Кожна система намагається перейти до стану з найбільшою неупорядкованістю у зв'язку з тим, що частинкам у природі властива хаотичність. При цьому

$$S(\text{тв}) < S(\text{р}) \leq S(\text{г})$$

Зміна ентропії хімічного процесу дорівнює різниці між сумою ентропій продуктів реакції та сумою ентропій початкових речовин (природно, з урахуванням стехіометричних коефіцієнтів).

$$\Delta S_{\text{х.р.}} = \sum n S_{\text{прод.}} - \sum n S_{\text{поч.реч.}}$$

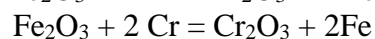
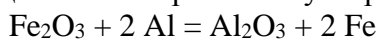
## Література.

1. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. Учеб. для вузов. – 4-е изд., испр. – Москва: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 2001. – 743 с., ил.
2. Пономарьова В.В. Основні класи неорганічних сполук: Навч. пос. Для студентів нехім. спец. – К.: ВПЦ «Київський університет», 2003. – 39 с.
3. Кириченко В.І. Загальна хімія: Навчальний посібник. [для студ. інженер.–техн. спец. вищ. навч. закл.] / Віктор Іванович Кириченко; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №14/18.2–1285 від 03.06.2005]. – Київ: Вища шк., 2005. – 639с.: іл., 83 рис., 80 табл. – Інформаційне середовище: на поч. розд. – Контрол. запитання: після розд. – Структурно-логічні схеми: після розд. – Бібліогр.: с. 635 (22 назви). – ISBN 966-642-182-8.
4. Михалічко Б.М. Курс загальної хімії. Теоретичні основи: Навчальний посібник / Михалічко Борис Миронович; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 1.4/18-

- Г-1180 від 22.11.2006]. – Київ: Знання, 2009. – 548 с. - Бібліогр.: с. 511 (21 назва). – Предм. покажч.: с. 543–548. – ISBN 978-966-346-712-2.
5. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.1: Физико-химические основы неорганической химии: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /М.Е.Тамм, Ю.Д.Третьяков; - М.: Издательский центр «Академия», 2004.-240 с. ISBN 5-7695-1446-9.
  6. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.2: Химия непереходных элементов: Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2004.-368 с. ISBN 5-7695-1436-9.
  7. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.1 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-352 с. ISBN 5-7695-2532-0.
  8. Неорганическая химия: В 3 т. /Под редакцией Ю.Д.Третьякова. Т.3: Химия переходных элементов. Кн.2 : Учебник для студ. высш. учеб. заведений /А.А.Дроздов, В.П.Зломанов, Г.Н.Мазо, Ф.М.Спиридонов. – М.: Издательский центр «Академия», 2007.-400 с. ISBN 5-7695-2533-9.
  9. Загальна та неорганічна хімія у двох частинах: Підручник. Частина II [для студ. вищ. навч. закл.] / О.М. Степаненко, Л.Г. Рейтер, В.М. Ледовських, С.В. Іванов; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист № 212 від 03.06.1999]. – Київ: Пед. преса, 2000. – 784с.: іл., 125 рис., 63 табл. – Бібліогр.: с. 771 (28 назв). – Імен. покажч.: с.772–773. – Предметн. покажч.: с.774–783. – ISBN 955-7320-13-8.
  10. Романова Н.В. Загальна та неорганічна хімія: Підручник [для студ. вищ. навч. закл.] / Неоніла Володимирівна Романова; [Мін-во освіти і науки України; гриф: лист №13710594 від 30.06.1995]. – Київ: Ірпінь: ВТФ «Перун», 2004. – 480с.: 54 рис., 30 табл. – Бібліогр.: с. 465 (25 назв). – Імен. покажч.: с. 466–467. – Предм. покажч.: с. 468–477. – ISBN 966-569-106-6.
  11. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия. – Москва: Высш. шк., 1997. – 527 с.
  12. Самостійна робота студентів при вивченні хімії: навч. посіб. / Ю.В. Ліцман, Л.І. Марченко, С.Ю. Лебедєв.– Суми: Сумський державний університет, 2011. – 349 с. ISBN 978-966-657-338-7.
  13. Методичні вказівки до практичних робіт з загальної хімії (для студентів усіх спеціальностей) (Уклад.: Т.М.Волох, Н.М.Максименко, В.В.Приседський, Л.І.Рубльова, С.Г.Шейко; Під ред. В.В.Приседського. – Донецьк: ДонНТУ, 2005. – 183 с.
  14. Буря О.І., Повхан М.Ф., Чигвінцева О.П., Антрапцева Н.М. Загальна хімія: Навчальний посібник. – Дніпропетровськ: Наука і освіта, 2002. – 306 с.

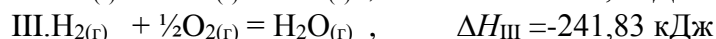
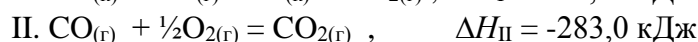
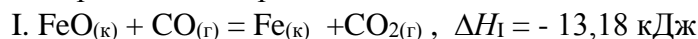
### Запитання для самоперевірки.

1. Визначте теплоту згоряння одного кубометра (н.у.) метану  $\text{CH}_4$  і пропану  $\text{C}_3\text{H}_8$ . Який з цих двох газів вигідніше застосовувати в якості балонного газоподібного палива?  
Відповідь: -35813; -91241 кДж.
2. Розрахуйте теплові ефекти реакцій згоряння одного моля етану  $\text{C}_2\text{H}_6$ , етилену  $\text{C}_2\text{H}_4$  і ацетилену  $\text{C}_2\text{H}_2$ . Який з цих трьох газів вигідніше застосовувати для зварювання металів?  
Відповідь: -1423; -1218; -802 кДж.
3. Обчисліть теплові ефекти реакцій металотермічного утворення 1 кг заліза в реакціях:



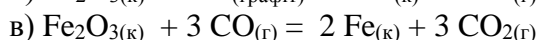
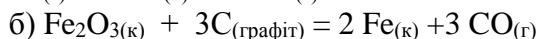
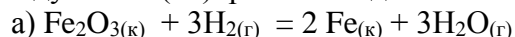
Чи можна ці реакції використовувати для зварювання сплавів на основі заліза?  
Відповідь: - 7623; -5521 кДж.

4. Обчисліть тепловий ефект реакції відновлення оксиду заліза (II) воднем, виходячи з наступних термохімічних рівнянь:



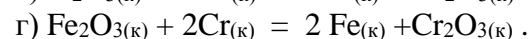
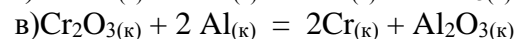
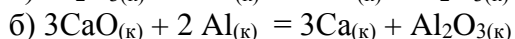
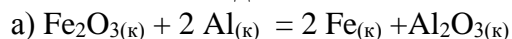
Відповідь: + 28,0 кДж.

5. Порівняйте теплові ефекти за стандартних умов реакцій відновлення оксиду заліза (III) різними відновниками:



Відповідь: 97,4; 490,7; -26,8 кДж.

6. Обчисліть стандартні зміни енергії Гіббса і визначте, які з наступних реакцій можна використовувати для одержання металів з їх оксидів:



Відповідь: -842; 231; -532; -310 кДж.

7. Чи можна знайти каталізатор, здатний викликати розкладання води на водень і кисень при кімнатній температурі? Відповідь мотивуйте розрахунком зміни енергії Гіббса для зазначеної реакції за стандартних умов.

Відповідь: +237,3 кДж/моль H<sub>2</sub>O.

8. Пряма чи зворотна реакція може протікати за стандартних умов у системі:  $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$ . Відповідь мотивуйте обчисленням  $\Delta G_{298}^0$  прямої реакції.

Відповідь: - 70,2 кДж

9. Обчисліть  $\Delta H_{298}^0$ ,  $\Delta S_{298}^0$ ,  $\Delta G_{298}^0$  реакції відновлення оксиду заліза (III) воднем:  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(к)} + 3\text{H}_{2(г)} = 2 \text{Fe}_{(к)} + 3\text{H}_2\text{O}_{(г)}$ . За яких температур можлива ця реакція?

Відповідь:  $\Delta H_{298}^0 = +96,8 \text{ кДж}$ ,  $\Delta S_{298}^0 = 141,8 \text{ Дж/К}$ ,

$\Delta G_{298}^0 = 54,5 \text{ кДж}$ ,  $T = 683 \text{ К}$

10. Відновлення магнетиту Fe<sub>3</sub>O<sub>4</sub> оксидом вуглецю(II) йде за рівнянням:  $\text{Fe}_3\text{O}_{4(к)} + \text{CO}_{(г)} = 3\text{FeO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)}$ . Обчисліть  $\Delta H_{298}^0$ ,

$\Delta S_{298}^0$  і визначте, за яких температур можливе самодовільне протікання цієї реакції.

Відповідь:  $\Delta H_{298}^0 = +39,7 \text{ кДж}$ ,  $\Delta S_{298}^0 = +52,4 \text{ Дж/К}$ ,  $T = 758 \text{ К}$ .