

Хімічна термодинаміка

Волобуєв Максим Миколайович
vmn2007@ukr.net

Кафедра загальної та неорганічної хімії,
НТУ «ХПІ»

Харків 2017



Визначення

- 2 підходи до опису властивостей об'єкта
 - мікроскопічний – оснований на властивостях окремих складових (атомів, молекул)
 - макроскопічний – оперує поняттями, що властиві великій кількості частинок
- Термодинаміка вивчає загальні властивості макросистем
 - можливість перебігу процесу
 - наслідки перебігу процесу
- Система – сукупність взаємодіючих між собою речовин, яка віділена для розгляду:
 - розчин = розчинник + розчинена речовина
 - людина: сукупність поєднаних органів (спрощено)
- Складність системи визначається поставленою проблемою!



Визначення

- 2 підходи до опису властивостей об'єкта
 - мікроскопічний – оснований на властивостях окремих складових (атомів, молекул)
 - макроскопічний – оперує поняттями, що властиві великій кількості частинок
- Термодинаміка вивчає загальні властивості макросистем
 - можливість перебігу процесу
 - наслідки перебігу процесу
- Система – сукупність взаємодіючих між собою речовин, яка віділена для розгляду:
 - розчин = розчинник + розчинена речовина
 - людина: сукупність поєднаних органів (спрощено)
- Складність системи визначається поставленою проблемою!

Визначення

- 2 підходи до опису властивостей об'єкта
 - мікроскопічний – оснований на властивостях окремих складових (атомів, молекул)
 - макроскопічний – оперує поняттями, що властиві великій кількості частинок
- Термодинаміка вивчає загальні властивості макросистем
 - можливість перебігу процесу
 - наслідки перебігу процесу
- Система – сукупність взаємодіючих між собою речовин, яка віділена для розгляду:
 - розчин = розчинник + розчинена речовина
 - людина: сукупність поєднаних органів (спрощено)
- Складність системи визначається поставленою проблемою!



Визначення

- 2 підходи до опису властивостей об'єкта
 - мікроскопічний – оснований на властивостях окремих складових (атомів, молекул)
 - макроскопічний – оперує поняттями, що властиві великій кількості частинок
- Термодинаміка вивчає загальні властивості **макросистем**
 - можливість перебігу процесу
 - наслідки перебігу процесу
- Система – сукупність взаємодіючих між собою речовин, яка віділена для розгляду:
 - розчин = розчинник + розчинена речовина
 - людина: сукупність поєднаних органів (спрощено)
- Складність системи визначається поставленою проблемою!



Визначення

- 2 підходи до опису властивостей об'єкта
 - мікроскопічний – оснований на властивостях окремих складових (атомів, молекул)
 - макроскопічний – оперує поняттями, що властиві великій кількості частинок
- Термодинаміка вивчає загальні властивості макросистем
 - можливість перебігу процесу
 - наслідки перебігу процесу
- Система – сукупність взаємодіючих між собою речовин, яка віділена для розгляду:
 - розчин = розчинник + розчинена речовина
 - людина: сукупність поєднаних органів (спрощено)
- Складність системи визначається поставленою проблемою!



Визначення

- 2 підходи до опису властивостей об'єкта
 - мікроскопічний – оснований на властивостях окремих складових (атомів, молекул)
 - макроскопічний – оперує поняттями, що властиві великій кількості частинок
- Термодинаміка вивчає загальні властивості макросистем
 - можливість перебігу процесу
 - наслідки перебігу процесу
- Система – сукупність взаємодіючих між собою речовин, яка віділена для розгляду:
 - розчин = розчинник + розчинена речовина
 - людина: сукупність поєднаних органів (спрощено)
- Складність системи визначається поставленою проблемою!



Визначення

- 2 підходи до опису властивостей об'єкта
 - мікроскопічний – оснований на властивостях окремих складових (атомів, молекул)
 - макроскопічний – оперує поняттями, що властиві великій кількості частинок
- Термодинаміка вивчає загальні властивості макросистем
 - можливість перебігу процесу
 - наслідки перебігу процесу
- Система – сукупність взаємодіючих між собою речовин, яка віділена для розгляду:
 - розчин = розчинник + розчинена речовина
 - людина: сукупність поєднаних органів (спрощено)
- Складність системи визначається поставленою проблемою!



Визначення

- 2 підходи до опису властивостей об'єкта
 - **мікроскопічний** – оснований на властивостях окремих складових (атомів, молекул)
 - **макроскопічний** – оперує поняттями, що властиві великій кількості частинок
- Термодинаміка вивчає загальні властивості макросистем
 - можливість перебігу процесу
 - наслідки перебігу процесу
- **Система** – сукупність взаємодіючих між собою речовин, яка віділена для розгляду:
 - розчин = розчинник + розчинена речовина
 - людина: сукупність поєднаних органів (спрощено)
- Складність системи визначається поставленою проблемою!



Визначення

- 2 підходи до опису властивостей об'єкта
 - **мікроскопічний** – оснований на властивостях окремих складових (атомів, молекул)
 - **макроскопічний** – оперує поняттями, що властиві великій кількості частинок
- Термодинаміка вивчає загальні властивості макросистем
 - можливість перебігу процесу
 - наслідки перебігу процесу
- **Система** – сукупність взаємодіючих між собою речовин, яка віділена для розгляду:
 - розчин = розчинник + розчинена речовина
 - людина: сукупність поєднаних органів (спрощено)
- Складність системи визначається поставленою проблемою!

Визначення

- 2 підходи до опису властивостей об'єкта
 - **мікроскопічний** – оснований на властивостях окремих складових (атомів, молекул)
 - **макроскопічний** – оперує поняттями, що властиві великій кількості частинок
- Термодинаміка вивчає загальні властивості макросистем
 - можливість перебігу процесу
 - наслідки перебігу процесу
- **Система** – сукупність взаємодіючих між собою речовин, яка віділена для розгляду:
 - розчин = розчинник + розчинена речовина
 - людина: сукупність поєднаних органів (спрощено)
- Складність системи визначається поставленою проблемою!

Поняття фази

- **Фаза** – частина системи з однаковим складом та властивостями, яка відділена від інших частин поверхнями розділу
- Класифікація систем за кількістю фаз:
 - гомогенна система – одна фаза
 - гетерогенна – дві та більше фаз
- Перетворення гетерогенної системи у гомогенну:



2 фази

1 фаза



Поняття фази

- **Фаза** – частина системи з однаковим складом та властивостями, яка відділена від інших частин поверхнями розділу
- Класифікація систем за кількістю фаз:
 - гомогенна система – одна фаза
 - гетерогенна – дві та більше фаз
- Перетворення гетерогенної системи у гомогенну:



2 фази

1 фаза



Поняття фази

- **Фаза** – частина системи з однаковим складом та властивостями, яка відділена від інших частин поверхнями розділу
- Класифікація систем за кількістю фаз:
 - гомогенна система – одна фаза
 - гетерогенна – дві та більше фаз
- Перетворення гетерогенної системи у гомогенну:



2 фази

1 фаза



Поняття фази

- **Фаза** – частина системи з однаковим складом та властивостями, яка відділена від інших частин поверхнями розділу
- Класифікація систем за кількістю фаз:
 - гомогенна система – одна фаза
 - гетерогенна – дві та більше фаз
- Перетворення гетерогенної системи у гомогенну:



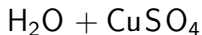
2 фази

1 фаза



Поняття фази

- **Фаза** – частина системи з однаковим складом та властивостями, яка відділена від інших частин поверхнями розділу
- Класифікація систем за кількістю фаз:
 - гомогенна система – одна фаза
 - гетерогенна – дві та більше фаз
- Перетворення гетерогенної системи у гомогенну:



2 фази



1 фаза

Характеристика стану системи

- Стан характеризується термодинамічними параметрами: T, P, V, U
- Рівноважний стан: стійкість до зовнішнього впливу

рівноважний псевдорівноважний

- Параметри стану не залежать від шляху переходу системи в даний стан
- Типи систем
 - ізольована – немає обміну масою та енергією
 - замкнута – немає обміну масою
 - відкрита – можливий обмін і масою, і енергією



Характеристика стану системи

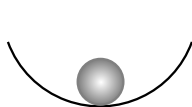
- Стан характеризується термодинамічними параметрами: T, P, V, U
- Рівноважний стан: стійкість до зовнішнього впливу



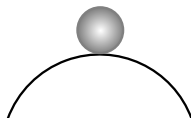
- Параметри стану не залежать від шляху переходу системи в даний стан
- Типи систем
 - ізолювана — немає обміну масою та енергією
 - замкнута — немає обміну масою
 - відкрита — можливий обмін і масою, і енергією

Характеристика стану системи

- Стан характеризується термодинамічними параметрами: T, P, V, U
- Рівноважний стан: стійкість до зовнішнього впливу



рівноважний

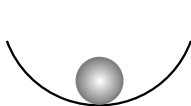


псевдорівноважний

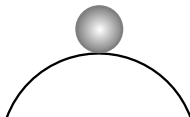
- **Параметри стану** не залежать від шляху переходу системи в даний стан
- Типи систем
 - **ізолювана** — немає обміну масою та енергією
 - **закрита** — немає обміну масою
 - **відкрита** — можливий обмін і масою, і енергією

Характеристика стану системи

- Стан характеризується термодинамічними параметрами: T, P, V, U
- Рівноважний стан: стійкість до зовнішнього впливу



рівноважний

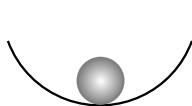


псевдорівноважний

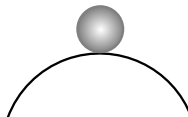
- **Параметри стану** не залежать від шляху переходу системи в даний стан
- Типи систем
 - **ізолювана** – немає обміну масою та енергією
 - **закрита** – немає обміну масою
 - **відкрита** – можливий обмін і масою, і енергією

Характеристика стану системи

- Стан характеризується термодинамічними параметрами: T, P, V, U
- Рівноважний стан: стійкість до зовнішнього впливу



рівноважний

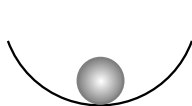


псевдорівноважний

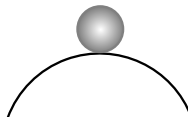
- **Параметри стану** не залежать від шляху переходу системи в даний стан
- Типи систем
 - **ізолювана** – немає обміну масою та енергією
 - **закрита** – немає обміну масою
 - **відкрита** – можливий обмін і масою, і енергією

Характеристика стану системи

- Стан характеризується термодинамічними параметрами: T, P, V, U
- Рівноважний стан: стійкість до зовнішнього впливу



рівноважний

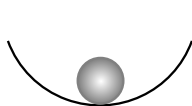


псевдорівноважний

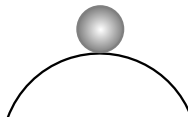
- **Параметри стану** не залежать від шляху переходу системи в даний стан
- Типи систем
 - **ізолювана** – немає обміну масою та енергією
 - **закрита** – немає обміну масою
 - **відкрита** – можливий обмін і масою, і енергією

Характеристика стану системи

- Стан характеризується термодинамічними параметрами: T, P, V, U
- Рівноважний стан: стійкість до зовнішнього впливу



рівноважний



псевдорівноважний

- **Параметри стану** не залежать від шляху переходу системи в даний стан
- Типи систем
 - **ізолювана** – немає обміну масою та енергією
 - **закрита** – немає обміну масою
 - **відкрита** – можливий обмін і масою, і енергією

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – впорядкований рух частинок
 - **теплота** (Q) – хаотичний рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - кінетичної енергії поступального руху молекул
 - кінетичної енергії обертального руху молекул
 - енергії взаємодії молекул між собою
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$



Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_P – теплота процесу при $P = \text{const}$

Загальна характеристика процесів

- Характеристики процесу: A , Q , ΔU
- Форми енергії
 - **робота** (A) – **впорядкований** рух частинок
 - **теплота** (Q) – **хаотичний** рух частинок
 - внутрішня енергія U складається з:
 - енергії міжмолекулярної взаємодії;
 - енергії хімічних зв'язків;
 - енергії взаємодії електронів і ядер;
- Типи процесів
 - **ізохорний**: $V = \text{const}$
 - **ізотермічний**: $T = \text{const}$
 - **ізобарний**: $P = \text{const}$
 - **адіабатичний**: $Q = 0$
- Позначення типу - нижнім індексом:
 - ΔU_V – зміна U при $V = \text{const}$
 - Q_p – теплота процесу при $P = \text{const}$

Перший закон термодинаміки

- $\Delta U = Q - A$, Q – передана системі теплота;
 A – робота системи
- Якщо система виконує лише роботу розширення ($p = \text{const}$):

$$A = F \cdot x = \frac{F \cdot x \cdot S}{S} \xrightarrow{\Delta V = xS, p = \frac{F}{S}} p \Delta V, \quad A = p \Delta V$$

- Тоді 1-й закон термодинаміки запишеться так:
 $Q_p = \Delta U + p \Delta V$, ($p = \text{const}$)
- Введемо нову функцію – **ентальпію** $H = U + pV$
 $Q_p = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$
- Важливі співвідношення:

$$Q_p = \Delta H, \quad (p = \text{const})$$

$$Q_v = \Delta U, \quad (V = \text{const}, \Delta V = 0)$$

- Результати вимірювань (Q) не залежать від способу проведення реакції, адже U і H – функції стану!

Перший закон термодинаміки

- $\Delta U = Q - A$, Q – передана системі теплота;
 A – робота системи
- Якщо система виконує лише роботу розширення ($p = \text{const}$):

$$A = F \cdot x = \frac{F \cdot x \cdot S}{S} \xrightarrow{\Delta V = xS, p = \frac{F}{S}} p \Delta V, \quad A = p \Delta V$$

- Тоді 1-й закон термодинаміки запишеться так:
 $Q_p = \Delta U + p \Delta V$, ($p = \text{const}$)
- Введемо нову функцію – **ентальпію** $H = U + pV$
 $Q_p = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$
- Важливі співвідношення:

$$Q_p = \Delta H, \quad (p = \text{const})$$

$$Q_v = \Delta U, \quad (V = \text{const}, \Delta V = 0)$$

- Результати вимірювань (Q) не залежать від способу проведення реакції, адже U і H – функції стану!

Перший закон термодинаміки

- $\Delta U = Q - A$, Q – передана системі теплота;
 A – робота системи
- Якщо система виконує лише роботу розширення ($p = \text{const}$):

$$A = F \cdot x = \frac{F \cdot x \cdot S}{S} \xrightarrow{\Delta V = xS, p = \frac{F}{S}} p \Delta V, \quad A = p \Delta V$$

- Тоді 1-й закон термодинаміки запишеться так:
 $Q_p = \Delta U + p \Delta V$, ($p = \text{const}$)

- Введемо нову функцію – **ентальпію** $H = U + pV$
 $Q_p = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$

- Важливі співвідношення:

$$Q_p = \Delta H, \quad (p = \text{const})$$

$$Q_v = \Delta U, \quad (V = \text{const}, \Delta V = 0)$$

- Результати вимірювань (Q) не залежать від способу проведення реакції, адже U і H – функції стану!

Перший закон термодинаміки

- $\Delta U = Q - A$, Q – передана системі теплота;
 A – робота системи
- Якщо система виконує лише роботу розширення ($p = \text{const}$):

$$A = F \cdot x = \frac{F \cdot x \cdot S}{S} \xrightarrow{\Delta V = xS, p = \frac{F}{S}} p \Delta V, \quad A = p \Delta V$$

- Тоді 1-й закон термодинаміки запишеться так:
 $Q_p = \Delta U + p \Delta V$, ($p = \text{const}$)
- Введемо нову функцію – **ентальпію** $H = U + pV$
 $Q_p = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$

- Важливі співвідношення:

$$Q_p = \Delta H, \quad (p = \text{const})$$

$$Q_v = \Delta U, \quad (V = \text{const}, \Delta V = 0)$$

- Результати вимірювань (Q) не залежать від способу проведення реакції, адже U і H – функції стану!

Перший закон термодинаміки

- $\Delta U = Q - A$, Q – передана системі теплота;
 A – робота системи
- Якщо система виконує лише роботу розширення ($p = \text{const}$):

$$A = F \cdot x = \frac{F \cdot x \cdot S}{S} \xrightarrow{\Delta V = xS, p = \frac{F}{S}} p \Delta V, \quad A = p \Delta V$$

- Тоді 1-й закон термодинаміки запишеться так:
 $Q_p = \Delta U + p \Delta V$, ($p = \text{const}$)
- Введемо нову функцію – **ентальпію** $H = U + pV$
 $Q_p = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$
- Важливі співвідношення:

$$\begin{aligned} Q_p &= \Delta H, \quad (p = \text{const}) \\ Q_v &= \Delta U, \quad (V = \text{const}, \Delta V = 0) \end{aligned}$$

- Результати вимірювань (Q) не залежать від способу проведення реакції, адже U і H – функції стану!

Перший закон термодинаміки

- $\Delta U = Q - A$, Q – передана системі теплота;
 A – робота системи
- Якщо система виконує лише роботу розширення ($p = \text{const}$):

$$A = F \cdot x = \frac{F \cdot x \cdot S}{S} \xrightarrow{\Delta V = xS, p = \frac{F}{S}} p \Delta V, \quad A = p \Delta V$$

- Тоді 1-й закон термодинаміки запишеться так:
 $Q_p = \Delta U + p \Delta V$, ($p = \text{const}$)
- Введемо нову функцію – **ентальпію** $H = U + pV$
 $Q_p = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1) = H_2 - H_1 = \Delta H$
- Важливі співвідношення:

$$Q_p = \Delta H, \quad (p = \text{const})$$

$$Q_v = \Delta U, \quad (V = \text{const}, \Delta V = 0)$$

- Результати вимірювань (Q) не залежать від способу проведення реакції, адже U і H – функції стану!

Використання ентальпії

- Запис рівнянь у термохімії та термодинаміці
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 476 \text{ кДж}$
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H = -476 \text{ кДж}$
- ΔH – тепловий ефект реакції визначає її тип:
 - $\Delta H > 0$ – ендотермічна (теплота поглинається)
 - $\Delta H < 0$ – екзотермічна (теплота виділяється)
- Стандартна ентальпія утворення $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$
 - ΔH реакції одержання 1 моль речовини
 $1/2\text{H}_{2(\text{r})} + 1/2\text{I}_{2(\text{r})} = \text{HI}_{(\text{r})}, \Delta H_{\text{f}}^\circ(\text{HI}) = -5,19 \text{ кДж}$
 - стійких за стандартних умов (ст.у.)
 $T = 298 \text{ К}, P = 101,3 \text{ кПа}$
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$ простих речовин при ст.у. дорівнюють 0
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$, кДж/моль – міра стійкості сполуки



Використання ентальпії

- Запис рівнянь у термохімії та термодинаміці
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 476 \text{ кДж}$
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H = -476 \text{ кДж}$
- ΔH – тепловий ефект реакції визначає її тип:
 - $\Delta H > 0$ – ендотермічна (теплота поглинається)
 - $\Delta H < 0$ – екзотермічна (теплота виділяється)
- Стандартна ентальпія утворення $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$
 - ΔH реакції одержання 1 моль речовини
 $1/2\text{H}_{2(\text{r})} + 1/2\text{I}_{2(\text{r})} = \text{HI}_{(\text{r})}, \Delta H_{\text{f}}^\circ(\text{HI}) = -5,19 \text{ кДж}$
 - стійких за стандартних умов (ст.у.)
 $T = 298 \text{ К}, P = 101,3 \text{ кПа}$
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$ простих речовин при ст.у. дорівнюють 0
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$, кДж/моль – міра стійкості сполуки



Використання ентальпії

- Запис рівнянь у термохімії та термодинаміці
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 476 \text{ кДж}$
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H = -476 \text{ кДж}$
- ΔH – тепловий ефект реакції визначає її тип:
 - $\Delta H > 0$ – ендотермічна (теплота поглинається)
 - $\Delta H < 0$ – екзотермічна (теплота виділяється)
- Стандартна ентальпія утворення $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$
 - ΔH реакції одержання 1 моль речовини
 $1/2\text{H}_{2(\text{r})} + 1/2\text{I}_{2(\text{r})} = \text{HI}_{(\text{r})}, \Delta H_{\text{f}}^\circ(\text{HI}) = -5,19 \text{ кДж}$
 - стійких за стандартних умов (ст.у.)
 $T = 298 \text{ К}, P = 101,3 \text{ кПа}$
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$ простих речовин при ст.у. дорівнюють 0
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$, кДж/моль – міра стійкості сполуки



Використання ентальпії

- Запис рівнянь у термохімії та термодинаміці
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 476 \text{ кДж}$
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H = -476 \text{ кДж}$
- ΔH – тепловий ефект реакції визначає її тип:
 - $\Delta H > 0$ – ендотермічна (теплота поглинається)
 - $\Delta H < 0$ – екзотермічна (теплота виділяється)
- Стандартна ентальпія утворення $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$
 - ΔH реакції одержання 1 моль речовини
 $1/2\text{H}_{2(\text{r})} + 1/2\text{I}_{2(\text{r})} = \text{HI}_{(\text{r})}, \Delta H_{\text{f}}^\circ(\text{HI}) = -5,19 \text{ кДж}$
 - стійких за стандартних умов (ст.у.)
 $T = 298 \text{ К}, P = 101,3 \text{ кПа}$
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$ простих речовин при ст.у. дорівнюють 0
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$, кДж/моль – міра стійкості сполуки



Використання ентальпії

- Запис рівнянь у термохімії та термодинаміці
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 476 \text{ кДж}$
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H = -476 \text{ кДж}$
- ΔH – тепловий ефект реакції визначає її тип:
 - $\Delta H > 0$ – ендотермічна (теплота поглинається)
 - $\Delta H < 0$ – екзотермічна (теплота виділяється)
- Стандартна ентальпія утворення $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$
 - ΔH реакції одержання 1 моль речовини
 $1/2\text{H}_{2(\text{r})} + 1/2\text{I}_{2(\text{r})} = \text{HI}_{(\text{r})}, \Delta H_{\text{f}}^\circ(\text{HI}) = -5,19 \text{ кДж}$
 - стійких за стандартних умов (ст.у.)
 $T = 298 \text{ К}, P = 101,3 \text{ кПа}$
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$ простих речовин при ст.у. дорівнюють 0
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$, кДж/моль – міра стійкості сполуки



Використання ентальпії

- Запис рівнянь у термохімії та термодинаміці
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 476 \text{ кДж}$
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H = -476 \text{ кДж}$
- ΔH – тепловий ефект реакції визначає її тип:
 - $\Delta H > 0$ – ендотермічна (теплота поглинається)
 - $\Delta H < 0$ – екзотермічна (теплота виділяється)
- Стандартна ентальпія утворення $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$
 - ΔH реакції одержання 1 моль речовини
 $1/2\text{H}_{2(\text{r})} + 1/2\text{I}_{2(\text{r})} = \text{HI}_{(\text{r})}, \Delta H_{\text{f}}^\circ(\text{HI}) = -5,19 \text{ кДж}$
 - стійких за стандартних умов (ст.у.)
 $T = 298 \text{ К}, P = 101,3 \text{ кПа}$
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$ простих речовин при ст.у. дорівнюють 0
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$, кДж/моль – міра стійкості сполуки



Використання ентальпії

- Запис рівнянь у термохімії та термодинаміці
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 476 \text{ кДж}$
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H = -476 \text{ кДж}$
- ΔH – тепловий ефект реакції визначає її тип:
 - $\Delta H > 0$ – ендотермічна (теплота поглинається)
 - $\Delta H < 0$ – екзотермічна (теплота виділяється)
- Стандартна ентальпія утворення $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$
 - ΔH реакції одержання 1 моль речовини
 $1/2\text{H}_{2(\text{r})} + 1/2\text{I}_{2(\text{r})} = \text{HI}_{(\text{r})}, \Delta H_{\text{f}}^\circ(\text{HI}) = -5,19 \text{ кДж}$
 - стійких за стандартних умов (ст.у.)
 $T = 298 \text{ К}, P = 101,3 \text{ кПа}$
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$ простих речовин при ст.у. дорівнюють 0
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$, кДж/моль – міра стійкості сполуки

Використання ентальпії

- Запис рівнянь у термохімії та термодинаміці
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 476 \text{ кДж}$
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H = -476 \text{ кДж}$
- ΔH – тепловий ефект реакції визначає її тип:
 - $\Delta H > 0$ – ендотермічна (теплота поглинається)
 - $\Delta H < 0$ – екзотермічна (теплота виділяється)
- Стандартна ентальпія утворення $\Delta H_{\text{f},298}^{\circ}$
 - ΔH реакції одержання 1 моль речовини
 $1/2\text{H}_{2(\text{r})} + 1/2\text{I}_{2(\text{r})} = \text{HI}_{(\text{r})}, \Delta H_{\text{f}}^{\circ}(\text{HI}) = -5,19 \text{ кДж}$
 - стійких за стандартних умов (ст.у.)
 $T = 298 \text{ К}, P = 101,3 \text{ кПа}$
 - $\Delta H_{\text{f},298}^{\circ}$ простих речовин при ст.у. дорівнюють 0
 - $\Delta H_{\text{f},298}^{\circ}$, кДж/моль – міра стійкості сполуки

Використання ентальпії

- Запис рівнянь у термохімії та термодинаміці
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 476 \text{ кДж}$
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H = -476 \text{ кДж}$
- ΔH – тепловий ефект реакції визначає її тип:
 - $\Delta H > 0$ – ендотермічна (теплота поглинається)
 - $\Delta H < 0$ – екзотермічна (теплота виділяється)
- Стандартна ентальпія утворення $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$
 - ΔH реакції одержання 1 моль речовини
 $1/2\text{H}_{2(\text{r})} + 1/2\text{I}_{2(\text{r})} = \text{HI}_{(\text{r})}, \Delta H_{\text{f}}^\circ(\text{HI}) = -5,19 \text{ кДж}$
 - стійких за стандартних умов (ст.у.)
 $T = 298 \text{ K}, P = 101,3 \text{ кПа}$
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$ простих речовин при ст.у. дорівнюють 0
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$, кДж/моль – міра стійкості сполуки



Використання ентальпії

- Запис рівнянь у термохімії та термодинаміці
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 476 \text{ кДж}$
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H = -476 \text{ кДж}$
- ΔH – тепловий ефект реакції визначає її тип:
 - $\Delta H > 0$ – ендотермічна (теплота поглинається)
 - $\Delta H < 0$ – екзотермічна (теплота виділяється)
- Стандартна ентальпія утворення $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$
 - ΔH реакції одержання 1 моль речовини
 $1/2\text{H}_{2(\text{r})} + 1/2\text{I}_{2(\text{r})} = \text{HI}_{(\text{r})}, \Delta H_{\text{f}}^\circ(\text{HI}) = -5,19 \text{ кДж}$
 - стійких за стандартних умов (ст.у.)
 $T = 298 \text{ K}, P = 101,3 \text{ кПа}$
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$ простих речовин при ст.у. дорівнюють 0
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ, \text{кДж/моль}$ – міра стійкості сполуки

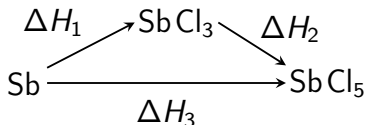


Використання ентальпії

- Запис рівнянь у термохімії та термодинаміці
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 476 \text{ кДж}$
 - $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}, \Delta H = -476 \text{ кДж}$
- ΔH – тепловий ефект реакції визначає її тип:
 - $\Delta H > 0$ – ендотермічна (теплота поглинається)
 - $\Delta H < 0$ – екзотермічна (теплота виділяється)
- Стандартна ентальпія утворення $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$
 - ΔH реакції одержання 1 моль речовини
 $1/2\text{H}_{2(\text{r})} + 1/2\text{I}_{2(\text{r})} = \text{HI}_{(\text{r})}, \Delta H_{\text{f}}^\circ(\text{HI}) = -5,19 \text{ кДж}$
 - стійких за стандартних умов (ст.у.)
 $T = 298 \text{ K}, P = 101,3 \text{ кПа}$
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$ простих речовин при ст.у. дорівнюють 0
 - $\Delta H_{\text{f},298}^\circ$, кДж/моль – міра стійкості сполуки

Закон Гесса

- ΔH реакції не залежить від шляху її протікання, а залежить лише від природи та стану її учасників



$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Два можливих шляхи:

1. $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_5$
2. $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_3 \rightarrow \text{SbCl}_5$

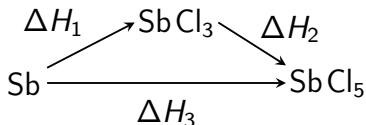
Результат (ΔH) не залежить від вибору!

- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ справедливо
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = c\Delta H_f^\circ(C) + d\Delta H_f^\circ(D) - a\Delta H_f^\circ(A) - b\Delta H_f^\circ(B)$
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = a\Delta H_{\text{сп}}^\circ(A) + b\Delta H_{\text{сп}}^\circ(B) - c\Delta H_{\text{сп}}^\circ(C) - d\Delta H_{\text{сп}}^\circ(D)$
- $\Delta H_{\text{сп}}^\circ(A)$ – тепловий ефект реакції окиснення 1 моля речовини А газоподібним O_2 при ст. у. (ентальпія згоряння).
- Рівняння реакцій можна додавати та віднімати!



Закон Гесса

- ΔH реакції не залежить від шляху її протікання, а залежить лише від природи та стану її учасників



$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Два можливих шляхи:

1. $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_5$
2. $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_3 \rightarrow \text{SbCl}_5$

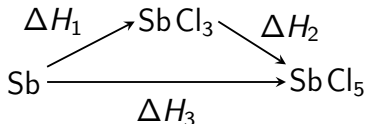
Результат (ΔH) не залежить від вибору!

- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ справедливо
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = c\Delta H_f^\circ(C) + d\Delta H_f^\circ(D) - a\Delta H_f^\circ(A) - b\Delta H_f^\circ(B)$
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = a\Delta H_{\text{сн}}^\circ(A) + b\Delta H_{\text{сн}}^\circ(B) - c\Delta H_{\text{сн}}^\circ(C) - d\Delta H_{\text{сн}}^\circ(D)$
- $\Delta H_{\text{сн}}^\circ(A)$ – тепловий ефект реакції окиснення 1 моля речовини А газоподібним O_2 при ст. у. (ентальпія згоряння).
- Рівняння реакцій можна додавати та віднімати!



Закон Гесса

- ΔH реакції не залежить від шляху її протікання, а залежить лише від природи та стану її учасників



$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Два можливих шляхи:

1. $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_5$
2. $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_3 \rightarrow \text{SbCl}_5$

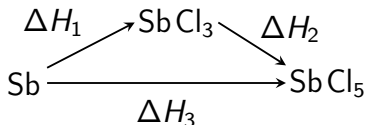
Результат (ΔH) не залежить від вибору!

- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ справедливо
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = c\Delta H_f^\circ(\text{C}) + d\Delta H_f^\circ(\text{D}) - a\Delta H_f^\circ(\text{A}) - b\Delta H_f^\circ(\text{B})$
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = a\Delta H_{\text{сп}}^\circ(\text{A}) + b\Delta H_{\text{сп}}^\circ(\text{B}) - c\Delta H_{\text{сп}}^\circ(\text{C}) - d\Delta H_{\text{сп}}^\circ(\text{D})$
- $\Delta H_{\text{сп}}^\circ(\text{A})$ – тепловий ефект реакції окиснення 1 моля речовини А газоподібним O_2 при ст. у. (ентальпія згоряння).
- Рівняння реакцій можна додавати та віднімати!



Закон Гесса

- ΔH реакції не залежить від шляху її протікання, а залежить лише від природи та стану її учасників



$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Два можливих шляхи:

1. $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_5$
2. $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_3 \rightarrow \text{SbCl}_5$

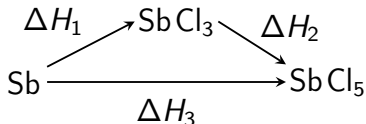
Результат (ΔH) не залежить від вибору!

- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ справедливо
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = c\Delta H_f^\circ(C) + d\Delta H_f^\circ(D) - a\Delta H_f^\circ(A) - b\Delta H_f^\circ(B)$
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = a\Delta H_{\text{сп}}^\circ(A) + b\Delta H_{\text{сп}}^\circ(B) - c\Delta H_{\text{сп}}^\circ(C) - d\Delta H_{\text{сп}}^\circ(D)$
- $\Delta H_{\text{сп}}^\circ(A)$ – тепловий ефект реакції окиснення 1 моля речовини А газоподібним O_2 при ст. у. (ентальпія згоряння).
- Рівняння реакцій можна додавати та віднімати!



Закон Гесса

- ΔH реакції не залежить від шляху її протікання, а залежить лише від природи та стану її учасників



$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Два можливих шляхи:

1. $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_5$
2. $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_3 \rightarrow \text{SbCl}_5$

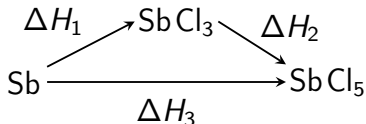
Результат (ΔH) не залежить від вибору!

- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ справедливо
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = c\Delta H_f^\circ(C) + d\Delta H_f^\circ(D) - a\Delta H_f^\circ(A) - b\Delta H_f^\circ(B)$
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = a\Delta H_{\text{сп}}^\circ(A) + b\Delta H_{\text{сп}}^\circ(B) - c\Delta H_{\text{сп}}^\circ(C) - d\Delta H_{\text{сп}}^\circ(D)$
- $\Delta H_{\text{сп}}^\circ(A)$ – тепловий ефект реакції окиснення 1 моля речовини А газоподібним O_2 при ст. у. (ентальпія згоряння).
- Рівняння реакцій можна додавати та віднімати!



Закон Гесса

- ΔH реакції не залежить від шляху її протікання, а залежить лише від природи та стану її учасників



$$\Delta H_3 = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Два можливих шляхи:

1. $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_5$
2. $\text{Sb} \rightarrow \text{SbCl}_3 \rightarrow \text{SbCl}_5$

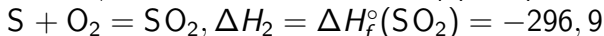
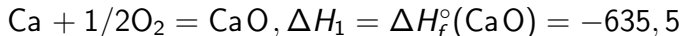
Результат (ΔH) не залежить від вибору!

- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ справедливо
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = c\Delta H_f^\circ(\text{C}) + d\Delta H_f^\circ(\text{D}) - a\Delta H_f^\circ(\text{A}) - b\Delta H_f^\circ(\text{B})$
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = a\Delta H_{\text{сп}}^\circ(\text{A}) + b\Delta H_{\text{сп}}^\circ(\text{B}) - c\Delta H_{\text{сп}}^\circ(\text{C}) - d\Delta H_{\text{сп}}^\circ(\text{D})$
- $\Delta H_{\text{сп}}^\circ(\text{A})$ – тепловий ефект реакції окиснення 1 моля речовини А газоподібним O_2 при ст. у. (ентальпія згоряння).
- Рівняння реакцій можна додавати та віднімати!



Використання закону Гесса

- Припустимо, що відомо наступне:



- Треба знайти



- Складемо 4 рівняння: ліву частину з лівою, а праву – з правою:



- Після скорочення отримали шукане рівняння!

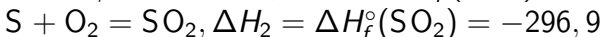
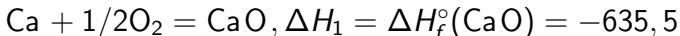
- Повторюємо операції для теплового ефекту:

$$\Delta H_5 = \sum \Delta H_i = -635,5 - 296,9 - 99,2 - 402,9 = -1434,5$$



Використання закону Гесса

- Припустимо, що відомо наступне:



- Треба знайти



- Складемо 4 рівняння: ліву частину з лівою, а праву – з правою:



- Після скорочення отримали шукане рівняння!

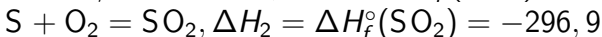
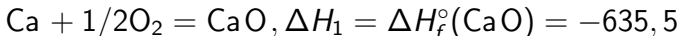
- Повторюємо операції для теплового ефекту:

$$\Delta H_5 = \sum \Delta H_i = -635,5 - 296,9 - 99,2 - 402,9 = -1434,5$$



Використання закону Гесса

- Припустимо, що відомо наступне:



- Треба знайти



- Складемо 4 рівняння: ліву частину з лівою, а праву – з правою:



- Після скорочення отримали шукане рівняння!

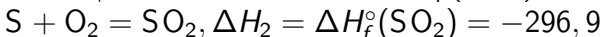
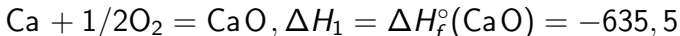
- Повторюємо операції для теплового ефекту:

$$\Delta H_5 = \sum \Delta H_i = -635,5 - 296,9 - 99,2 - 402,9 = -1434,5$$



Використання закону Гесса

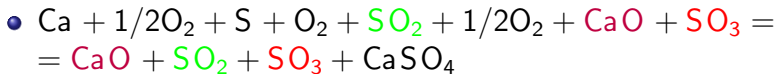
- Припустимо, що відомо наступне:



- Треба знайти



- Складемо 4 рівняння: ліву частину з лівою, а праву – з правою:



- Після скорочення отримали шукане рівняння!

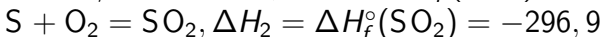
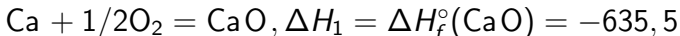
- Повторюємо операції для теплового ефекту:

$$\Delta H_5 = \sum \Delta H_i = -635,5 - 296,9 - 99,2 - 402,9 = -1434,5$$



Використання закону Гесса

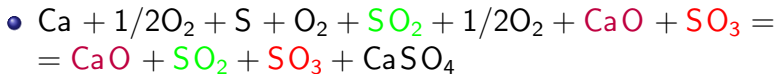
- Припустимо, що відомо наступне:



- Треба знайти



- Складемо 4 рівняння: ліву частину з лівою, а праву – з правою:



- Після скорочення отримали шукане рівняння!

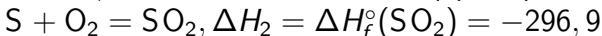
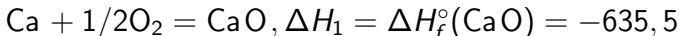
- Повторюємо операції для теплового ефекту:

$$\Delta H_5 = \sum \Delta H_i = -635,5 - 296,9 - 99,2 - 402,9 = -1434,5$$



Використання закону Гесса

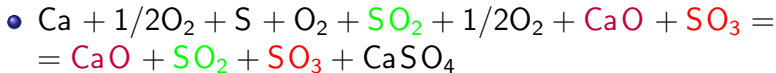
- Припустимо, що відомо наступне:



- Треба знайти



- Складемо 4 рівняння: ліву частину з лівою, а праву – з правою:



- Після скорочення отримали шукане рівняння!

- Повторюємо операції для теплового ефекту:

$$\Delta H_5 = \sum \Delta H_i = -635,5 - 296,9 - 99,2 - 402,9 = -1434,5$$



Другий закон термодинаміки



Неможливий процес, єдиним результатом якого була б передача теплоти від більш холодного тіла до гарячого.

Другий закон термодинаміки тісно пов'язаний з роботами Больцмана; саме в цих роботах з'явилася константа, що носить його ім'я.



Ентропія

- Другий закон термодинаміки містить інформацію про напрямок можливого перебігу процесу
- Математично ця інформація пов'язана з новою функцією стану **ентропією** S . Існує два визначення ентропії:
 - $dS = \delta Q / T$ – макроскопічне визначення
 - $S = k_B \ln W$ – мікроскопічне визначення (Больцман!)
- Фізичний зміст ентропії:
 - міра неупорядкованості системи, адже з нею пов'язана теплота Q
 - збільшення ентропії може відбуватися без передачі теплоти за рахунок перемішування речовин (збільшення W !)



Ентропія

- Другий закон термодинаміки містить інформацію про напрямок можливого перебігу процесу
- Математично ця інформація пов'язана з новою функцією стану **ентропією S** . Існує два визначення ентропії:
 - $dS = \delta Q / T$ – макроскопічне визначення
 - $S = k_B \ln W$ – мікроскопічне визначення (Больцман!)
- Фізичний зміст ентропії:
 - міра неупорядкованості системи, адже з нею пов'язана теплота Q
 - збільшення ентропії може відбуватися без передачі теплоти за рахунок перемішування речовин (збільшення W !)



Ентропія

- Другий закон термодинаміки містить інформацію про напрямок можливого перебігу процесу
- Математично ця інформація пов'язана з новою функцією стану **ентропією S** . Існує два визначення ентропії:
 - $dS = \delta Q/T$ – макроскопічне визначення
 - $S = k_B \ln W$ – мікроскопічне визначення (Больцман!)
- Фізичний зміст ентропії:
 - міра неупорядкованості системи, адже з нею пов'язана теплота Q
 - збільшення ентропії може відбуватися без передачі теплоти за рахунок перемішування речовин (збільшення W !)



Ентропія

- Другий закон термодинаміки містить інформацію про напрямок можливого перебігу процесу
- Математично ця інформація пов'язана з новою функцією стану **ентропією S** . Існує два визначення ентропії:
 - $dS = \delta Q / T$ – макроскопічне визначення
 - $S = k_B \ln W$ – мікроскопічне визначення (Больцман!)
- Фізичний зміст ентропії:
 - міра неупорядкованості системи, адже з нею пов'язана теплота Q
 - збільшення ентропії може відбуватися без передачі теплоти за рахунок перемішування речовин (збільшення W !)



Ентропія

- Другий закон термодинаміки містить інформацію про напрямок можливого перебігу процесу
- Математично ця інформація пов'язана з новою функцією стану **ентропією S** . Існує два визначення ентропії:
 - $dS = \delta Q / T$ – макроскопічне визначення
 - $S = k_B \ln W$ – мікроскопічне визначення (Больцман!)
- Фізичний зміст ентропії:
 - міра неупорядкованості системи, адже з нею пов'язана теплота Q
 - збільшення ентропії може відбуватися без передачі теплоти за рахунок перемішування речовин (збільшення W !)



Ентропія

- Другий закон термодинаміки містить інформацію про напрямок можливого перебігу процесу
- Математично ця інформація пов'язана з новою функцією стану **ентропією S** . Існує два визначення ентропії:
 - $dS = \delta Q / T$ – макроскопічне визначення
 - $S = k_B \ln W$ – мікроскопічне визначення (Больцман!)
- Фізичний зміст ентропії:
 - **міра неупорядкованості системи**, адже з нею пов'язана теплота Q
 - збільшення ентропії може відбуватися без передачі теплоти за рахунок перемішування речовин (збільшення W !)



Ентропія

- Другий закон термодинаміки містить інформацію про напрямок можливого перебігу процесу
- Математично ця інформація пов'язана з новою функцією стану **ентропією S** . Існує два визначення ентропії:
 - $dS = \delta Q / T$ – макроскопічне визначення
 - $S = k_B \ln W$ – мікроскопічне визначення (Больцман!)
- Фізичний зміст ентропії:
 - міра неупорядкованості системи, адже з нею пов'язана теплота Q
 - збільшення ентропії може відбуватися без передачі теплоти за рахунок перемішування речовин (збільшення W !)



Використання ентропії

- Що треба знати про ентропію:

- $[S] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ – розмірність
- $S_{\text{т}} < S_{\text{р}} \ll S_{\text{г}}$
- S° – ентропія сполуки при стандартних умовах
- для простих речовин $S^{\circ} \neq 0$ (на відміну від $\Delta H_{f,298}^{\circ}$)
- $\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$
- для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta S_{\text{р-ції}} = cS^{\circ}(\text{C}) + dS^{\circ}(\text{D}) - aS^{\circ}(\text{A}) - bS^{\circ}(\text{B})$$

- Іноді **знак $\Delta S_{\text{р-ції}}$ можна оцінити:**



3 моль газів $\rightarrow$ 2 моль

Газів стає менше, отже $\Delta S_{\text{р-ції}} < 0$



Використання ентропії

- Що треба знати про ентропію:

- $[S] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ – розмірність

- $S_{\text{т}} < S_{\text{р}} \ll S_{\text{г}}$

- S° – ентропія сполуки при стандартних умовах

- для простих речовин $S^{\circ} \neq 0$ (на відміну від $\Delta H_{\text{f},298}^{\circ}$)

- $\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$

- для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta S_{\text{р-ції}} = cS^{\circ}(\text{C}) + dS^{\circ}(\text{D}) - aS^{\circ}(\text{A}) - bS^{\circ}(\text{B})$$

- Іноді **знак $\Delta S_{\text{р-ції}}$ можна оцінити:**



3 моль газів $\rightarrow$ 2 моль

Газів стає менше, отже $\Delta S_{\text{р-ції}} < 0$



Використання ентропії

- Що треба знати про ентропію:
 - $[S] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ – розмірність
 - $S_{\text{T}} < S_{\text{p}} \ll S_{\text{r}}$
 - S° – ентропія сполуки при стандартних умовах
 - для простих речовин $S^{\circ} \neq 0$ (на відміну від $\Delta H_{f,298}^{\circ}$)
 - $\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta S_{\text{p-ції}} = cS^{\circ}(\text{C}) + dS^{\circ}(\text{D}) - aS^{\circ}(\text{A}) - bS^{\circ}(\text{B})$$
- Іноді **знак $\Delta S_{\text{p-ції}}$ можна оцінити:**
 $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{SO}_{3(\text{r})},$
 3 моль газів $\rightarrow$ 2 моль
 Газів стає менше, отже $\Delta S_{\text{p-ції}} < 0$

Використання ентропії

- Що треба знати про ентропію:
 - $[S] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ – розмірність
 - $S_{\text{T}} < S_{\text{p}} \ll S_{\text{r}}$
 - S° – ентропія сполуки при стандартних умовах
 - для простих речовин $S^{\circ} \neq 0$ (на відміну від $\Delta H_{f,298}^{\circ}$)
 - $\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta S_{\text{p-ції}} = cS^{\circ}(\text{C}) + dS^{\circ}(\text{D}) - aS^{\circ}(\text{A}) - bS^{\circ}(\text{B})$$
- Іноді **знак $\Delta S_{\text{p-ції}}$ можна оцінити:**

$$2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{SO}_{3(\text{r})},$$

3 моль газів $\rightarrow$ 2 моль

Газів стає менше, отже $\Delta S_{\text{p-ції}} < 0$

Використання ентропії

- Що треба знати про ентропію:
 - $[S] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ – розмірність
 - $S_{\text{T}} < S_{\text{p}} \ll S_{\text{r}}$
 - S° – ентропія сполуки при стандартних умовах
 - для простих речовин $S^{\circ} \neq 0$ (на відміну від $\Delta H_{f,298}^{\circ}$)
 - $\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta S_{\text{p-ції}} = cS^{\circ}(C) + dS^{\circ}(D) - aS^{\circ}(A) - bS^{\circ}(B)$$
- Іноді **знак $\Delta S_{\text{p-ції}}$ можна оцінити:**
 $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{SO}_{3(\text{r})},$
 3 моль газів $\rightarrow$ 2 моль
 Газів стає менше, отже $\Delta S_{\text{p-ції}} < 0$

Використання ентропії

- Що треба знати про ентропію:
 - $[S] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ – розмірність
 - $S_{\text{T}} < S_{\text{p}} \ll S_{\text{r}}$
 - S° – ентропія сполуки при стандартних умовах
 - для простих речовин $S^{\circ} \neq 0$ (на відміну від $\Delta H_{f,298}^{\circ}$)
 - $\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta S_{\text{p-ції}} = cS^{\circ}(\text{C}) + dS^{\circ}(\text{D}) - aS^{\circ}(\text{A}) - bS^{\circ}(\text{B})$$
- Іноді **знак $\Delta S_{\text{p-ції}}$ можна оцінити:**

$$2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{SO}_{3(\text{r})},$$

3 моль газів $\rightarrow$ 2 моль
 Газів стає менше, отже $\Delta S_{\text{p-ції}} < 0$

Використання ентропії

- Що треба знати про ентропію:
 - $[S] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ – розмірність
 - $S_{\text{T}} < S_{\text{p}} \ll S_{\text{r}}$
 - S° – ентропія сполуки при стандартних умовах
 - для простих речовин $S^{\circ} \neq 0$ (на відміну від $\Delta H_{\text{f},298}^{\circ}$)
 - $\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta S_{\text{p-ції}} = cS^{\circ}(\text{C}) + dS^{\circ}(\text{D}) - aS^{\circ}(\text{A}) - bS^{\circ}(\text{B})$$
- Іноді **знак $\Delta S_{\text{p-ції}}$ можна оцінити:**
 $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{SO}_{3(\text{r})},$
 3 моль газів $\rightarrow$ 2 моль
 Газів стає менше, отже $\Delta S_{\text{p-ції}} < 0$



Використання ентропії

- Що треба знати про ентропію:
 - $[S] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$ – розмірність
 - $S_{\text{T}} < S_{\text{p}} \ll S_{\text{r}}$
 - S° – ентропія сполуки при стандартних умовах
 - для простих речовин $S^{\circ} \neq 0$ (на відміну від $\Delta H_{f,298}^{\circ}$)
 - $\lim_{T \rightarrow 0} S = 0$
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta S_{\text{p-ції}} = cS^{\circ}(\text{C}) + dS^{\circ}(\text{D}) - aS^{\circ}(\text{A}) - bS^{\circ}(\text{B})$$
- Іноді **знак $\Delta S_{\text{p-ції}}$ можна оцінити:**
 $2\text{SO}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{SO}_{3(\text{r})},$
 3 моль газів $\rightarrow$ 2 моль
 Газів стає менше, отже $\Delta S_{\text{p-ції}} < 0$



Напрямок перебігу процесів

- Принцип мінімуму енергії: будь-яка система **самовільно** намагається мінімізувати свою енергію
- Критерій можливості самовільного перебігу процесу
 - В ізольованій системі: $\Delta S_{p-цїї} > 0$
 - У закритій системі: $\Delta H_{p-цїї} < 0$
 - У відкритій системі: $\Delta G_{p-цїї} < 0$ – нова функція!
- Функція Гіббса G
 - $[G] = \text{кДж/моль}$
 - $G = H - TS$, $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$
 - $\Delta G_f^\circ = 0$ для простих речовин
 - $\Delta G_{p-цїї}$ – максимальна корисна робота процесу
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta G_{p-цїї} = c\Delta G_f^\circ(C) + d\Delta G_f^\circ(D) - a\Delta G_f^\circ(A) - b\Delta G_f^\circ(B)$$



Напрямок перебігу процесів

- Принцип мінімуму енергії: будь-яка система **самовільно** намагається мінімізувати свою енергію
- Критерій можливості самовільного перебігу процесу
 - В ізольованій системі: $\Delta S_{p-цїї} > 0$
 - У закритій системі: $\Delta H_{p-цїї} < 0$
 - У відкритій системі: $\Delta G_{p-цїї} < 0$ – нова функція!
- Функція Гіббса G
 - $[G] = \text{кДж/моль}$
 - $G = H - TS$, $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$
 - $\Delta G_f^\circ = 0$ для простих речовин
 - $\Delta G_{p-цїї}$ – максимальна корисна робота процесу
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta G_{p-цїї} = c\Delta G_f^\circ(C) + d\Delta G_f^\circ(D) - a\Delta G_f^\circ(A) - b\Delta G_f^\circ(B)$$



Напрямок перебігу процесів

- Принцип мінімуму енергії: будь-яка система **самовільно** намагається мінімізувати свою енергію
- Критерій можливості самовільного перебігу процесу
 - В ізольованій системі: $\Delta S_{p-ції} > 0$
 - У закритій системі: $\Delta H_{p-ції} < 0$
 - У відкритій системі: $\Delta G_{p-ції} < 0$ – нова функція!
- Функція Гіббса G
 - $[G] = \text{кДж/моль}$
 - $G = H - TS$, $\Delta G_{p-ції} = \Delta H_{p-ції} - T\Delta S_{p-ції}$
 - $\Delta G_f^\circ = 0$ для простих речовин
 - $\Delta G_{p-ції}$ – максимальна корисна робота процесу
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta G_{p-ції} = c\Delta G_f^\circ(C) + d\Delta G_f^\circ(D) - a\Delta G_f^\circ(A) - b\Delta G_f^\circ(B)$$



Напрямок перебігу процесів

- Принцип мінімуму енергії: будь-яка система **самовільно** намагається мінімізувати свою енергію
- Критерій можливості самовільного перебігу процесу
 - В ізольованій системі: $\Delta S_{p-цїї} > 0$
 - У закритій системі: $\Delta H_{p-цїї} < 0$
 - У відкритій системі: $\Delta G_{p-цїї} < 0$ – нова функція!
- Функція Гіббса G
 - $[G] = \text{кДж/моль}$
 - $G = H - TS$, $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$
 - $\Delta G_f^\circ = 0$ для простих речовин
 - $\Delta G_{p-цїї}$ – максимальна корисна робота процесу
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta G_{p-цїї} = c\Delta G_f^\circ(C) + d\Delta G_f^\circ(D) - a\Delta G_f^\circ(A) - b\Delta G_f^\circ(B)$$



Напрямок перебігу процесів

- Принцип мінімуму енергії: будь-яка система **самовільно** намагається мінімізувати свою енергію
- Критерій можливості самовільного перебігу процесу
 - В ізольованій системі: $\Delta S_{p-ції} > 0$
 - У закритій системі: $\Delta H_{p-ції} < 0$
 - У відкритій системі: $\Delta G_{p-ції} < 0$ – нова функція!
- Функція Гіббса G
 - $[G] = \text{кДж/моль}$
 - $G = H - TS$, $\Delta G_{p-ції} = \Delta H_{p-ції} - T\Delta S_{p-ції}$
 - $\Delta G_f^\circ = 0$ для простих речовин
 - $\Delta G_{p-ції}$ – максимальна корисна робота процесу
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta G_{p-ції} = c\Delta G_f^\circ(C) + d\Delta G_f^\circ(D) - a\Delta G_f^\circ(A) - b\Delta G_f^\circ(B)$$



Напрямок перебігу процесів

- Принцип мінімуму енергії: будь-яка система **самовільно** намагається мінімізувати свою енергію
- Критерій можливості самовільного перебігу процесу
 - В ізольованій системі: $\Delta S_{p-ції} > 0$
 - У закритій системі: $\Delta H_{p-ції} < 0$
 - У відкритій системі: $\Delta G_{p-ції} < 0$ – нова функція!
- Функція Гіббса G
 - $[G] = \text{кДж/моль}$
 - $G = H - TS$, $\Delta G_{p-ції} = \Delta H_{p-ції} - T\Delta S_{p-ції}$
 - $\Delta G_f^\circ = 0$ для простих речовин
 - $\Delta G_{p-ції}$ – максимальна корисна робота процесу
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta G_{p-ції} = c\Delta G_f^\circ(C) + d\Delta G_f^\circ(D) - a\Delta G_f^\circ(A) - b\Delta G_f^\circ(B)$$



Напрямок перебігу процесів

- Принцип мінімуму енергії: будь-яка система **самовільно** намагається мінімізувати свою енергію
- Критерій можливості самовільного перебігу процесу
 - В ізольованій системі: $\Delta S_{p-ції} > 0$
 - У закритій системі: $\Delta H_{p-ції} < 0$
 - У відкритій системі: $\Delta G_{p-ції} < 0$ – нова функція!
- Функція Гіббса G
 - $[G] = \text{кДж/моль}$
 - $G = H - TS$, $\Delta G_{p-ції} = \Delta H_{p-ції} - T\Delta S_{p-ції}$
 - $\Delta G_f^\circ = 0$ для простих речовин
 - $\Delta G_{p-ції}$ – максимальна корисна робота процесу
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta G_{p-ції} = c\Delta G_f^\circ(C) + d\Delta G_f^\circ(D) - a\Delta G_f^\circ(A) - b\Delta G_f^\circ(B)$$



Напрямок перебігу процесів

- Принцип мінімуму енергії: будь-яка система **самовільно** намагається мінімізувати свою енергію
- Критерій можливості самовільного перебігу процесу
 - В ізольованій системі: $\Delta S_{p-ції} > 0$
 - У закритій системі: $\Delta H_{p-ції} < 0$
 - У відкритій системі: $\Delta G_{p-ції} < 0$ – нова функція!
- Функція Гіббса G
 - $[G] = \text{кДж/моль}$
 - $G = H - TS$, $\Delta G_{p-ції} = \Delta H_{p-ції} - T\Delta S_{p-ції}$
 - $\Delta G_f^\circ = 0$ для простих речовин
 - $\Delta G_{p-ції}$ – максимальна корисна робота процесу
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta G_{p-ції} = c\Delta G_f^\circ(C) + d\Delta G_f^\circ(D) - a\Delta G_f^\circ(A) - b\Delta G_f^\circ(B)$$



Напрямок перебігу процесів

- Принцип мінімуму енергії: будь-яка система **самовільно** намагається мінімізувати свою енергію
- Критерій можливості самовільного перебігу процесу
 - В ізольованій системі: $\Delta S_{p-ції} > 0$
 - У закритій системі: $\Delta H_{p-ції} < 0$
 - У відкритій системі: $\Delta G_{p-ції} < 0$ – нова функція!
- Функція Гіббса G
 - $[G] = \text{кДж/моль}$
 - $G = H - TS$, $\Delta G_{p-ції} = \Delta H_{p-ції} - T\Delta S_{p-ції}$
 - $\Delta G_f^\circ = 0$ для простих речовин
 - $\Delta G_{p-ції}$ – максимальна корисна робота процесу
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta G_{p-ції} = c\Delta G_f^\circ(C) + d\Delta G_f^\circ(D) - a\Delta G_f^\circ(A) - b\Delta G_f^\circ(B)$$



Напрямок перебігу процесів

- Принцип мінімуму енергії: будь-яка система **самовільно** намагається мінімізувати свою енергію
- Критерій можливості самовільного перебігу процесу
 - В ізольованій системі: $\Delta S_{p-ції} > 0$
 - У закритій системі: $\Delta H_{p-ції} < 0$
 - У відкритій системі: $\Delta G_{p-ції} < 0$ – нова функція!
- Функція Гіббса G
 - $[G] = \text{кДж/моль}$
 - $G = H - TS$, $\Delta G_{p-ції} = \Delta H_{p-ції} - T\Delta S_{p-ції}$
 - $\Delta G_f^\circ = 0$ для простих речовин
 - $\Delta G_{p-ції}$ – **максимальна корисна робота процесу**
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta G_{p-ції} = c\Delta G_f^\circ(C) + d\Delta G_f^\circ(D) - a\Delta G_f^\circ(A) - b\Delta G_f^\circ(B)$$



Напрямок перебігу процесів

- Принцип мінімуму енергії: будь-яка система **самовільно** намагається мінімізувати свою енергію
- Критерій можливості самовільного перебігу процесу
 - В ізольованій системі: $\Delta S_{p-ції} > 0$
 - У закритій системі: $\Delta H_{p-ції} < 0$
 - У відкритій системі: $\Delta G_{p-ції} < 0$ – нова функція!
- Функція Гіббса G
 - $[G] = \text{кДж/моль}$
 - $G = H - TS$, $\Delta G_{p-ції} = \Delta H_{p-ції} - T\Delta S_{p-ції}$
 - $\Delta G_f^\circ = 0$ для простих речовин
 - $\Delta G_{p-ції}$ – **максимальна корисна робота процесу**
 - для реакції $aA + bB = cC + dD$

$$\Delta G_{p-ції} = c\Delta G_f^\circ(C) + d\Delta G_f^\circ(D) - a\Delta G_f^\circ(A) - b\Delta G_f^\circ(B)$$



Аналіз впливу T

- Відкриті системи найважливіші для хімії
- $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$ – лінійна залежність
- Для побудови графіка знайдемо 2 точки
 - $A(0, \Delta H_{p-цїї})$
 - $B(T_p, 0)$, где $T_p = \Delta H_{p-цїї} / \Delta S_{p-цїї}$
 T_p – рівноважна температура ($\Delta G_{p-цїї}(T_p) = 0$)

Аналіз впливу T

- Відкриті системи найважливіші для хімії
- $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$ – лінійна залежність
- Для побудови графіка знайдемо 2 точки
 - $A(0, \Delta H_{p-цїї})$
 - $B(T_p, 0)$, где $T_p = \Delta H_{p-цїї} / \Delta S_{p-цїї}$
 T_p – рівноважна температура ($\Delta G_{p-цїї}(T_p) = 0$)

Аналіз впливу T

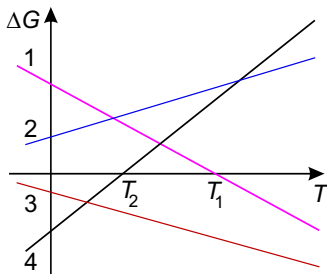
- Відкриті системи найважливіші для хімії
- $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$ – лінійна залежність
- Для побудови графіка знайдемо 2 точки
 - $A(0, \Delta H_{p-цїї})$
 - $B(T_p, 0)$, где $T_p = \Delta H_{p-цїї} / \Delta S_{p-цїї}$
 T_p – рівноважна температура ($\Delta G_{p-цїї}(T_p) = 0$)

Аналіз впливу T

- Відкриті системи найважливіші для хімії
- $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$ – лінійна залежність
- Для побудови графіка знайдемо 2 точки
 - $A(0, \Delta H_{p-цїї})$
 - $B(T_p, 0)$, где $T_p = \Delta H_{p-цїї} / \Delta S_{p-цїї}$
 T_p – рівноважна температура ($\Delta G_{p-цїї}(T_p) = 0$)

Аналіз впливу T

- Відкриті системи найважливіші для хімії
- $\Delta G_{p-ції} = \Delta H_{p-ції} - T\Delta S_{p-ції}$ – лінійна залежність
- Для побудови графіка знайдемо 2 точки
 - $A(0, \Delta H_{p-ції})$
 - $B(T_p, 0)$, где $T_p = \Delta H_{p-ції} / \Delta S_{p-ції}$
 T_p – рівноважна температура ($\Delta G_{p-ції}(T_p) = 0$)



4 варіанти розташування прямих

1 – реакція відбувається при $T > T_1$

2 – реакція не відбувається при будь-яких T

3 – реакція відбувається при будь-яких T

4 – реакція відбувається при $T < T_2$



Задача 1

При спалюванні графіту утворився карбон (II) оксид масою 8,86 г. Визначте ентальпію утворення CO_2 з елементів, якщо $\Delta H_{p-ції} = -79,2$ кДж.

- Ентальпією утворення CO_2 є тепловий ефект такої реакції:
$$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$$
Отже, $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)$ можна визначити, якщо знайти $\Delta H_{p-ції}$ для такої реакції.
Визначимо $\Delta H_{p-ції}$ для такої реакції:
$$\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$$
- Через кількість теплоти, що пов'язана з певною масою продукту, можна визначити кількість теплоти для 1 моль продукту:
$$\frac{8,86}{44} \cdot (-79,2) = -15,84$$
$$\Delta H_{p-ції} = -15,84 \text{ кДж}$$
$$\Delta H_{p-ції} = -15,84 \cdot 25 \text{ моль} = -396 \text{ кДж/моль}$$
- Відповідь: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,3$ кДж/моль.



Задача 1

При спалюванні графіту утворився карбон (II) оксид масою 8,86 г. Визначте ентальпію утворення CO_2 з елементів, якщо $\Delta H_{p-ції} = -79,2$ кДж.

- Ентальпією утворення CO_2 є тепловий ефект такої реакції
 - $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$. Отже кількість теплоти, що виділяється при утворенні 1 моль CO_2 і буде величиною $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)$.
- Через кількість теплоти, що пов'язана з певною масою продукту, можна визначити кількість теплоти для 1 моль продукту:
 - $\frac{8,86}{-79,2} = \frac{44}{\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)}$, $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = \frac{-79,2 \cdot 44}{8,86} = -393,3$ кДж/моль.
- Відповідь: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,3$ кДж/моль.



Задача 1

При спалюванні графіту утворився карбон (II) оксид масою 8,86 г. Визначте ентальпію утворення CO_2 з елементів, якщо $\Delta H_{p-ції} = -79,2$ кДж.

- Ентальпією утворення CO_2 є тепловий ефект такої реакції
 - $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$. Отже кількість теплоти, що виділяється при утворенні 1 моль CO_2 і буде величиною $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)$.

- Через кількість теплоти, що пов'язана з певною масою продукту, можна визначити кількість теплоти для 1 моль продукту:

$$\bullet \frac{8,86}{-79,2} = \frac{44}{\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)}, \quad \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = \frac{-79,2 \cdot 44}{8,86} = -393,3 \text{ кДж/моль.}$$

- Відповідь: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,3$ кДж/моль.



Задача 1

При спалюванні графіту утворився карбон (II) оксид масою 8,86 г. Визначте ентальпію утворення CO_2 з елементів, якщо $\Delta H_{p-ції} = -79,2$ кДж.

- Ентальпією утворення CO_2 є тепловий ефект такої реакції
 - $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$. Отже кількість теплоти, що виділяється при утворенні 1 моль CO_2 і буде величиною $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)$.
- Через кількість теплоти, що пов'язана з певною масою продукту, можна визначити кількість теплоти для 1 моль продукту:
 - $\frac{8,86}{-79,2} = \frac{44}{\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)}$, $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = \frac{-79,2 \cdot 44}{8,86} = -393,3$ кДж/моль.
- Відповідь: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,3$ кДж/моль.



Задача 1

При спалюванні графіту утворився карбон (II) оксид масою 8,86 г. Визначте ентальпію утворення CO_2 з елементів, якщо $\Delta H_{p-ції} = -79,2$ кДж.

- Ентальпією утворення CO_2 є тепловий ефект такої реакції
 - $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$. Отже кількість теплоти, що виділяється при утворенні 1 моль CO_2 і буде величиною $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)$.
- Через кількість теплоти, що пов'язана з певною масою продукту, можна визначити кількість теплоти для 1 моль продукту:
 - $$\frac{8,86}{-79,2} = \frac{44}{\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)}, \quad \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = \frac{-79,2 \cdot 44}{8,86} = -393,3 \text{ кДж/моль.}$$
- Відповідь: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,3$ кДж/моль.



Задача 1

При спалюванні графіту утворився карбон (II) оксид масою 8,86 г. Визначте ентальпію утворення CO_2 з елементів, якщо $\Delta H_{p-ції} = -79,2$ кДж.

- Ентальпією утворення CO_2 є тепловий ефект такої реакції
 - $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$. Отже кількість теплоти, що виділяється при утворенні 1 моль CO_2 і буде величиною $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)$.
- Через кількість теплоти, що пов'язана з певною масою продукту, можна визначити кількість теплоти для 1 моль продукту:
 - $$\frac{8,86}{-79,2} = \frac{44}{\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)}, \quad \Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = \frac{-79,2 \cdot 44}{8,86} = -393,3 \text{ кДж/моль.}$$
- Відповідь: $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2) = -393,3$ кДж/моль.



Задача 2. Термодинамічні розрахунки

Чи буде доцільно відбуватися процес $\text{PbS} + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_2$ за стандартних умов?

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $\text{PbS} + \text{PbO}_2 = 2\text{Pb} + \text{SO}_2$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{\text{p-цп}} < 0$. $\Delta G_{\text{p-цп}}$ визначається через $\Delta H_{\text{p-цп}}$ і $\Delta S_{\text{p-цп}}$:

$$\Delta G_{\text{p-цп}} = \Delta H_{\text{p-цп}} - T \Delta S_{\text{p-цп}}$$

- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	PbS	PbO_2	Pb	SO_2
ΔH_f° (кДж/моль)	-94,4	-219,6	0	-296,8
S° , ΔS_f° (Дж/(моль·К))	91,3	71,9	64,9	248,1

- Визначення $\Delta H_{\text{p-цп}}$ і $\Delta S_{\text{p-цп}}$ відбувається за однаковою схемою:

$$\Delta H_{\text{p-цп}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Pb}) + \Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{PbS}) - \Delta H_f^\circ(\text{PbO}_2)$$

$$\Delta H_{\text{p-цп}} = 0 - 296,8 + 94,4 + 219,6 = 17,1 \text{ кДж/моль реакції}$$

$$\Delta S_{\text{p-цп}} = 2S^\circ(\text{Pb}) + S^\circ(\text{SO}_2) - S^\circ(\text{PbS}) - S^\circ(\text{PbO}_2)$$

$$\Delta S_{\text{p-цп}} = 2 \cdot 64,9 + 248,1 - 91,3 - 71,9 = 114,8 \text{ Дж/К}$$

- Далі можна визначити значення $\Delta G_{\text{p-цп}}$ і зробити висновок:

$$\Delta G_{\text{p-цп}} = 80,1 - 298 \cdot 211,6/1000 = 17 \text{ кДж}$$

$$\Delta G_{\text{p-цп}} > 0 - \text{довільний перебіг реакції неможливий.}$$



Задача 2. Термодинамічні розрахунки

Чи буде доволіно відбуватися процес $\text{PbS} + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_2$ за стандартних умов?

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $\text{PbS} + \text{PbO}_2 = 2\text{Pb} + \text{SO}_2$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{\text{р-ції}} < 0$. $\Delta G_{\text{р-ції}}$ визначається через $\Delta H_{\text{р-ції}}$ і $\Delta S_{\text{р-ції}}$:

$$\Delta G_{\text{р-ції}} = \Delta H_{\text{р-ції}} - T \Delta S_{\text{р-ції}}$$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	PbS	PbO ₂	Pb	SO ₂
ΔH_f° , кДж/моль	-100,4	-276,6	0	-296,9
S° , Дж/(моль·К)	91,2	74,9	64,8	248,1

- Визначення $\Delta H_{\text{р-ції}}$ і $\Delta S_{\text{р-ції}}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Pb}) + \Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{PbS}) - \Delta H_f^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta H_{\text{р-ції}} = 0 - 296,9 + 100,4 + 276,6 = 80,1$ кДж (виділення теплоти!)
 - $\Delta S_{\text{р-ції}} = 2S^\circ(\text{Pb}) + S^\circ(\text{SO}_2) - S^\circ(\text{PbS}) - S^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta S_{\text{р-ції}} = 2 \cdot 64,8 + 248,1 - 91,2 - 74,9 = 211,6$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{\text{р-ції}}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{\text{р-ції}} = 80,1 - 298 \cdot 211,6/1000 = 17$ кДж;
 $\Delta G_{\text{р-ції}} > 0$ – доволіний перебіг реакції неможливий.



Задача 2. Термодинамічні розрахунки

Чи буде доволіно відбуватися процес $\text{PbS} + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_2$ за стандартних умов?

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $\text{PbS} + \text{PbO}_2 = 2\text{Pb} + \text{SO}_2$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{\text{р-ції}} < 0$. $\Delta G_{\text{р-ції}}$ визначається через $\Delta H_{\text{р-ції}}$ і $\Delta S_{\text{р-ції}}$:

$$\Delta G_{\text{р-ції}} = \Delta H_{\text{р-ції}} - T \Delta S_{\text{р-ції}}$$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	PbS	PbO ₂	Pb	SO ₂
ΔH_f° , кДж/моль	-100,4	-276,6	0	-296,9
S° , Дж/(моль·К)	91,2	74,9	64,8	248,1

- Визначення $\Delta H_{\text{р-ції}}$ і $\Delta S_{\text{р-ції}}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Pb}) + \Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{PbS}) - \Delta H_f^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta H_{\text{р-ції}} = 0 - 296,9 + 100,4 + 276,6 = 80,1$ кДж (виділення теплоти!)
 - $\Delta S_{\text{р-ції}} = 2S^\circ(\text{Pb}) + S^\circ(\text{SO}_2) - S^\circ(\text{PbS}) - S^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta S_{\text{р-ції}} = 2 \cdot 64,8 + 248,1 - 91,2 - 74,9 = 211,6$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{\text{р-ції}}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{\text{р-ції}} = 80,1 - 298 \cdot 211,6/1000 = 17$ кДж;
 $\Delta G_{\text{р-ції}} > 0$ – доволіний перебіг реакції неможливий.

Задача 2. Термодинамічні розрахунки

Чи буде доволіно відбуватися процес $\text{PbS} + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_2$ за стандартних умов?

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $\text{PbS} + \text{PbO}_2 = 2\text{Pb} + \text{SO}_2$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{\text{р-ції}} < 0$. $\Delta G_{\text{р-ції}}$ визначається через $\Delta H_{\text{р-ції}}$ і $\Delta S_{\text{р-ції}}$:

$$\Delta G_{\text{р-ції}} = \Delta H_{\text{р-ції}} - T \Delta S_{\text{р-ції}}$$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	PbS	PbO ₂	Pb	SO ₂
ΔH_f° , кДж/моль	-100,4	-276,6	0	-296,9
S° , Дж/(моль·К)	91,2	74,9	64,8	248,1

- Визначення $\Delta H_{\text{р-ції}}$ і $\Delta S_{\text{р-ції}}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Pb}) + \Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{PbS}) - \Delta H_f^\circ(\text{PbO}_2)$;

$$\Delta H_{\text{р-ції}} = 0 - 296,9 + 100,4 + 276,6 = 80,1 \text{ кДж (виділення теплоти!)}.$$
 - $\Delta S_{\text{р-ції}} = 2S^\circ(\text{Pb}) + S^\circ(\text{SO}_2) - S^\circ(\text{PbS}) - S^\circ(\text{PbO}_2)$;

$$\Delta S_{\text{р-ції}} = 2 \cdot 64,8 + 248,1 - 91,2 - 74,9 = 211,6 \text{ Дж/К}.$$
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{\text{р-ції}}$ і зробити висновок:

$$\Delta G_{\text{р-ції}} = 80,1 - 298 \cdot 211,6/1000 = 17 \text{ кДж};$$

$$\Delta G_{\text{р-ції}} > 0 - \text{довільний перебіг реакції неможливий}.$$

Задача 2. Термодинамічні розрахунки

Чи буде доволіно відбуватися процес $\text{PbS} + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_2$ за стандартних умов?

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $\text{PbS} + \text{PbO}_2 = 2\text{Pb} + \text{SO}_2$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{\text{p-цїї}} < 0$. $\Delta G_{\text{p-цїї}}$ визначається через $\Delta H_{\text{p-цїї}}$ і $\Delta S_{\text{p-цїї}}$:

$$\Delta G_{\text{p-цїї}} = \Delta H_{\text{p-цїї}} - T \Delta S_{\text{p-цїї}}$$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	PbS	PbO ₂	Pb	SO ₂
ΔH_f° , кДж/моль	-100,4	-276,6	0	-296,9
S° , Дж/(моль·К)	91,2	74,9	64,8	248,1

- Визначення $\Delta H_{\text{p-цїї}}$ і $\Delta S_{\text{p-цїї}}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{\text{p-цїї}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Pb}) + \Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{PbS}) - \Delta H_f^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta H_{\text{p-цїї}} = 0 - 296,9 + 100,4 + 276,6 = 80,1$ кДж (виділення теплоти!).
 - $\Delta S_{\text{p-цїї}} = 2S^\circ(\text{Pb}) + S^\circ(\text{SO}_2) - S^\circ(\text{PbS}) - S^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta S_{\text{p-цїї}} = 2 \cdot 64,8 + 248,1 - 91,2 - 74,9 = 211,6$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{\text{p-цїї}}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{\text{p-цїї}} = 80,1 - 298 \cdot 211,6/1000 = 17$ кДж;
 $\Delta G_{\text{p-цїї}} > 0$ – доволіний перебіг реакції неможливий.

Задача 2. Термодинамічні розрахунки

Чи буде доволіно відбуватися процес $\text{PbS} + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_2$ за стандартних умов?

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $\text{PbS} + \text{PbO}_2 = 2\text{Pb} + \text{SO}_2$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{\text{р-ції}} < 0$. $\Delta G_{\text{р-ції}}$ визначається через $\Delta H_{\text{р-ції}}$ і $\Delta S_{\text{р-ції}}$:

$$\Delta G_{\text{р-ції}} = \Delta H_{\text{р-ції}} - T \Delta S_{\text{р-ції}}$$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	PbS	PbO ₂	Pb	SO ₂
ΔH_f° , кДж/моль	-100,4	-276,6	0	-296,9
S° , Дж/(моль·К)	91,2	74,9	64,8	248,1

- Визначення $\Delta H_{\text{р-ції}}$ і $\Delta S_{\text{р-ції}}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Pb}) + \Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{PbS}) - \Delta H_f^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta H_{\text{р-ції}} = 0 - 296,9 + 100,4 + 276,6 = 80,1$ кДж (виділення теплоти!).
 - $\Delta S_{\text{р-ції}} = 2S^\circ(\text{Pb}) + S^\circ(\text{SO}_2) - S^\circ(\text{PbS}) - S^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta S_{\text{р-ції}} = 2 \cdot 64,8 + 248,1 - 91,2 - 74,9 = 211,6$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{\text{р-ції}}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{\text{р-ції}} = 80,1 - 298 \cdot 211,6/1000 = 17$ кДж;
 $\Delta G_{\text{р-ції}} > 0$ – доволіний перебіг реакції неможливий.

Задача 2. Термодинамічні розрахунки

Чи буде доволіно відбуватися процес $\text{PbS} + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_2$ за стандартних умов?

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $\text{PbS} + \text{PbO}_2 = 2\text{Pb} + \text{SO}_2$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{\text{p-цїї}} < 0$. $\Delta G_{\text{p-цїї}}$ визначається через $\Delta H_{\text{p-цїї}}$ і $\Delta S_{\text{p-цїї}}$:

$$\Delta G_{\text{p-цїї}} = \Delta H_{\text{p-цїї}} - T \Delta S_{\text{p-цїї}}$$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	PbS	PbO ₂	Pb	SO ₂
ΔH_f° , кДж/моль	-100,4	-276,6	0	-296,9
S° , Дж/(моль·К)	91,2	74,9	64,8	248,1

- Визначення $\Delta H_{\text{p-цїї}}$ і $\Delta S_{\text{p-цїї}}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{\text{p-цїї}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Pb}) + \Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{PbS}) - \Delta H_f^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta H_{\text{p-цїї}} = 0 - 296,9 + 100,4 + 276,6 = 80,1$ кДж (виділення теплоти!).
 - $\Delta S_{\text{p-цїї}} = 2S^\circ(\text{Pb}) + S^\circ(\text{SO}_2) - S^\circ(\text{PbS}) - S^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta S_{\text{p-цїї}} = 2 \cdot 64,8 + 248,1 - 91,2 - 74,9 = 211,6$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{\text{p-цїї}}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{\text{p-цїї}} = 80,1 - 298 \cdot 211,6/1000 = 17$ кДж;
 $\Delta G_{\text{p-цїї}} > 0$ – доволіний перебіг реакції неможливий.

Задача 2. Термодинамічні розрахунки

Чи буде доволіно відбуватися процес $\text{PbS} + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_2$ за стандартних умов?

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $\text{PbS} + \text{PbO}_2 = 2\text{Pb} + \text{SO}_2$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{\text{р-ції}} < 0$. $\Delta G_{\text{р-ції}}$ визначається через $\Delta H_{\text{р-ції}}$ і $\Delta S_{\text{р-ції}}$:

$$\Delta G_{\text{р-ції}} = \Delta H_{\text{р-ції}} - T \Delta S_{\text{р-ції}}$$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	PbS	PbO ₂	Pb	SO ₂
ΔH_f° , кДж/моль	-100,4	-276,6	0	-296,9
S° , Дж/(моль·К)	91,2	74,9	64,8	248,1

- Визначення $\Delta H_{\text{р-ції}}$ і $\Delta S_{\text{р-ції}}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Pb}) + \Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{PbS}) - \Delta H_f^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta H_{\text{р-ції}} = 0 - 296,9 + 100,4 + 276,6 = 80,1$ кДж (виділення теплоти!).
 - $\Delta S_{\text{р-ції}} = 2S^\circ(\text{Pb}) + S^\circ(\text{SO}_2) - S^\circ(\text{PbS}) - S^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta S_{\text{р-ції}} = 2 \cdot 64,8 + 248,1 - 91,2 - 74,9 = 211,6$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{\text{р-ції}}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{\text{р-ції}} = 80,1 - 298 \cdot 211,6/1000 = 17$ кДж;
 $\Delta G_{\text{р-ції}} > 0$ – доволіний перебіг реакції неможливий.



Задача 2. Термодинамічні розрахунки

Чи буде доволіно відбуватися процес $\text{PbS} + \text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{SO}_2$ за стандартних умов?

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $\text{PbS} + \text{PbO}_2 = 2\text{Pb} + \text{SO}_2$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{\text{р-ції}} < 0$. $\Delta G_{\text{р-ції}}$ визначається через $\Delta H_{\text{р-ції}}$ і $\Delta S_{\text{р-ції}}$:

$$\Delta G_{\text{р-ції}} = \Delta H_{\text{р-ції}} - T \Delta S_{\text{р-ції}}$$

- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	PbS	PbO ₂	Pb	SO ₂
ΔH_f° , кДж/моль	-100,4	-276,6	0	-296,9
S° , Дж/(моль·К)	91,2	74,9	64,8	248,1

- Визначення $\Delta H_{\text{р-ції}}$ і $\Delta S_{\text{р-ції}}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{\text{р-ції}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Pb}) + \Delta H_f^\circ(\text{SO}_2) - \Delta H_f^\circ(\text{PbS}) - \Delta H_f^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta H_{\text{р-ції}} = 0 - 296,9 + 100,4 + 276,6 = 80,1$ кДж (виділення теплоти!).
 - $\Delta S_{\text{р-ції}} = 2S^\circ(\text{Pb}) + S^\circ(\text{SO}_2) - S^\circ(\text{PbS}) - S^\circ(\text{PbO}_2)$;
 $\Delta S_{\text{р-ції}} = 2 \cdot 64,8 + 248,1 - 91,2 - 74,9 = 211,6$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{\text{р-ції}}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{\text{р-ції}} = 80,1 - 298 \cdot 211,6/1000 = 17$ кДж;
 $\Delta G_{\text{р-ції}} > 0$ – доволіний перебіг реакції неможливий.

Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цп}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{p-цп} < 0$. $\Delta G_{p-цп}$ визначається через $\Delta H_{p-цп}$ і $\Delta S_{p-цп}$: $\Delta G_{p-цп} = \Delta H_{p-цп} - T\Delta S_{p-цп}$.
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:



- Визначення $\Delta H_{p-цп}$ і $\Delta S_{p-цп}$ відбувається за однаковою схемою:



- Далі можна визначити значення $\Delta G_{p-цп}$ і зробити висновок:

$$\Delta G_{p-цп} = -116,4 - 298 \cdot (-351,0)/1000 = -11,8 \text{ кДж}$$

$$\Delta G_{p-цп} < 0 - \text{довільний перебіг реакції можливий.}$$



Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цїї}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{p-цїї} < 0$. $\Delta G_{p-цїї}$ визначається через $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$: $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	HCl	O ₂	Cl ₂	H ₂ O
ΔH_f° , кДж/моль	-91,8	0	0	-241,8
S° , Дж/(моль·К)	186,8	205,0	111,9	188,7

- Визначення $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{p-цїї} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Cl}_2) + 2\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4\Delta H_f^\circ(\text{HCl}) - \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta H_{p-цїї} = 0 - 483,6 + 367,2 - 0 = -116,4$ кДж (теплота виділяється).
 - $\Delta S_{p-цїї} = 2S^\circ(\text{Cl}_2) + 2S^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4S^\circ(\text{HCl}) - S^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta S_{p-цїї} = 223,8 + 377,4 - 747,2 - 205,0 = -351,0$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{p-цїї}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{p-цїї} = -116,4 - 298 \cdot (-351,0)/1000 = -11,8$ кДж;
 $\Delta G_{p-цїї} < 0$ – довільний перебіг реакції можливий.



Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цїї}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{p-цїї} < 0$. $\Delta G_{p-цїї}$ визначається через $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$: $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	HCl	O ₂	Cl ₂	H ₂ O
ΔH_f° , кДж/моль	-91,8	0	0	-241,8
S° , Дж/(моль·К)	186,8	205,0	111,9	188,7

- Визначення $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{p-цїї} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Cl}_2) + 2\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4\Delta H_f^\circ(\text{HCl}) - \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta H_{p-цїї} = 0 - 483,6 + 367,2 - 0 = -116,4$ кДж (теплота виділяється).
 - $\Delta S_{p-цїї} = 2S^\circ(\text{Cl}_2) + 2S^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4S^\circ(\text{HCl}) - S^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta S_{p-цїї} = 223,8 + 377,4 - 747,2 - 205,0 = -351,0$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{p-цїї}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{p-цїї} = -116,4 - 298 \cdot (-351,0)/1000 = -11,8$ кДж;
 $\Delta G_{p-цїї} < 0$ – довільний перебіг реакції можливий.



Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цїї}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{p-цїї} < 0$. $\Delta G_{p-цїї}$ визначається через $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$: $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	HCl	O ₂	Cl ₂	H ₂ O
• ΔH_f° , кДж/моль	-91,8	0	0	-241,8
S° , Дж/(моль·К)	186,8	205,0	111,9	188,7

- Визначення $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{p-цїї} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Cl}_2) + 2\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4\Delta H_f^\circ(\text{HCl}) - \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta H_{p-цїї} = 0 - 483,6 + 367,2 - 0 = -116,4$ кДж (теплота виділяється).
 - $\Delta S_{p-цїї} = 2S^\circ(\text{Cl}_2) + 2S^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4S^\circ(\text{HCl}) - S^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta S_{p-цїї} = 223,8 + 377,4 - 747,2 - 205,0 = -351,0$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{p-цїї}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{p-цїї} = -116,4 - 298 \cdot (-351,0)/1000 = -11,8$ кДж;
 $\Delta G_{p-цїї} < 0$ – довільний перебіг реакції можливий.



Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цїї}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{p-цїї} < 0$. $\Delta G_{p-цїї}$ визначається через $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$: $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	HCl	O ₂	Cl ₂	H ₂ O
ΔH_f° , кДж/моль	-91,8	0	0	-241,8
S° , Дж/(моль·К)	186,8	205,0	111,9	188,7

- Визначення $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$ відбувається за однаковою схемою:

- $\Delta H_{p-цїї} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Cl}_2) + 2\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4\Delta H_f^\circ(\text{HCl}) - \Delta H_f^\circ(\text{O}_2);$

$$\Delta H_{p-цїї} = 0 - 483,6 + 367,2 - 0 = -116,4 \text{ кДж (теплота виділяється).}$$

- $\Delta S_{p-цїї} = 2S^\circ(\text{Cl}_2) + 2S^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4S^\circ(\text{HCl}) - S^\circ(\text{O}_2);$

$$\Delta S_{p-цїї} = 223,8 + 377,4 - 747,2 - 205,0 = -351,0 \text{ Дж/К.}$$

- Далі можна визначити значення $\Delta G_{p-цїї}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{p-цїї} = -116,4 - 298 \cdot (-351,0)/1000 = -11,8 \text{ кДж};$
 $\Delta G_{p-цїї} < 0$ – довільний перебіг реакції можливий.



Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цїї}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{p-цїї} < 0$. $\Delta G_{p-цїї}$ визначається через $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$: $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	HCl	O ₂	Cl ₂	H ₂ O
ΔH_f° , кДж/моль	-91,8	0	0	-241,8
S° , Дж/(моль·К)	186,8	205,0	111,9	188,7

- Визначення $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{p-цїї} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Cl}_2) + 2\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4\Delta H_f^\circ(\text{HCl}) - \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta H_{p-цїї} = 0 - 483,6 + 367,2 - 0 = -116,4$ кДж (теплота виділяється).
 - $\Delta S_{p-цїї} = 2S^\circ(\text{Cl}_2) + 2S^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4S^\circ(\text{HCl}) - S^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta S_{p-цїї} = 223,8 + 377,4 - 747,2 - 205,0 = -351,0$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{p-цїї}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{p-цїї} = -116,4 - 298 \cdot (-351,0)/1000 = -11,8$ кДж;
 $\Delta G_{p-цїї} < 0$ – довільний перебіг реакції можливий.



Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цїї}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{p-цїї} < 0$. $\Delta G_{p-цїї}$ визначається через $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$: $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	HCl	O ₂	Cl ₂	H ₂ O
ΔH_f° , кДж/моль	-91,8	0	0	-241,8
S° , Дж/(моль·К)	186,8	205,0	111,9	188,7

- Визначення $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{p-цїї} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Cl}_2) + 2\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4\Delta H_f^\circ(\text{HCl}) - \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta H_{p-цїї} = 0 - 483,6 + 367,2 - 0 = -116,4$ кДж (теплота виділяється).
 - $\Delta S_{p-цїї} = 2S^\circ(\text{Cl}_2) + 2S^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4S^\circ(\text{HCl}) - S^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta S_{p-цїї} = 223,8 + 377,4 - 747,2 - 205,0 = -351,0$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{p-цїї}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{p-цїї} = -116,4 - 298 \cdot (-351,0)/1000 = -11,8$ кДж;
 $\Delta G_{p-цїї} < 0$ – довільний перебіг реакції можливий.



Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цїї}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{p-цїї} < 0$. $\Delta G_{p-цїї}$ визначається через $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$: $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	HCl	O ₂	Cl ₂	H ₂ O
ΔH_f° , кДж/моль	-91,8	0	0	-241,8
S° , Дж/(моль·К)	186,8	205,0	111,9	188,7

- Визначення $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{p-цїї} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Cl}_2) + 2\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4\Delta H_f^\circ(\text{HCl}) - \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta H_{p-цїї} = 0 - 483,6 + 367,2 - 0 = -116,4$ кДж (теплота виділяється).
 - $\Delta S_{p-цїї} = 2S^\circ(\text{Cl}_2) + 2S^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4S^\circ(\text{HCl}) - S^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta S_{p-цїї} = 223,8 + 377,4 - 747,2 - 205,0 = -351,0$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{p-цїї}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{p-цїї} = -116,4 - 298 \cdot (-351,0)/1000 = -11,8$ кДж;
 $\Delta G_{p-цїї} < 0$ – довільний перебіг реакції можливий.



Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цїї}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

- Коефіцієнти у рівнянні реакції: $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- Можливість перебігу процесу визначається умовою $\Delta G_{p-цїї} < 0$. $\Delta G_{p-цїї}$ визначається через $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$: $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$
- Використаємо табличні значення ΔH_f° і S° для учасників реакції:

	HCl	O ₂	Cl ₂	H ₂ O
ΔH_f° , кДж/моль	-91,8	0	0	-241,8
S° , Дж/(моль·К)	186,8	205,0	111,9	188,7

- Визначення $\Delta H_{p-цїї}$ і $\Delta S_{p-цїї}$ відбувається за однаковою схемою:
 - $\Delta H_{p-цїї} = 2\Delta H_f^\circ(\text{Cl}_2) + 2\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4\Delta H_f^\circ(\text{HCl}) - \Delta H_f^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta H_{p-цїї} = 0 - 483,6 + 367,2 - 0 = -116,4$ кДж (теплота виділяється).
 - $\Delta S_{p-цїї} = 2S^\circ(\text{Cl}_2) + 2S^\circ(\text{H}_2\text{O}) - 4S^\circ(\text{HCl}) - S^\circ(\text{O}_2)$;
 $\Delta S_{p-цїї} = 223,8 + 377,4 - 747,2 - 205,0 = -351,0$ Дж/К.
- Далі можна визначити значення $\Delta G_{p-цїї}$ і зробити висновок:
 $\Delta G_{p-цїї} = -116,4 - 298 \cdot (-351,0)/1000 = -11,8$ кДж;
 $\Delta G_{p-цїї} < 0$ – довільний перебіг реакції можливий.



Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цп}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

● Встановлено, що $\Delta H_{p-цп} = -116,4$ кДж і $\Delta S_{p-цп} = -351,0$ Дж/К.

● Рівноважна температура відповідає умові $\Delta G_{p-цп} = 0$:

$$\Delta G_{p-цп} = 0 \Rightarrow \Delta H_{p-цп} - T\Delta S_{p-цп} = 0; T_p = \frac{\Delta H_{p-цп}}{\Delta S_{p-цп}}.$$

$$T_p = -116,4 / (-0,351) = 331,6 \text{ К.}$$

● Залежність $\Delta G_{p-цп} = \Delta H_{p-цп} - T\Delta S_{p-цп}$ є прямолінійною у координатах $(T, \Delta G)$:



Реакція може відбуватися довільно при $T < 331,6$ К, т.к. у цій області температур (позначена кольором) $\Delta G < 0$.



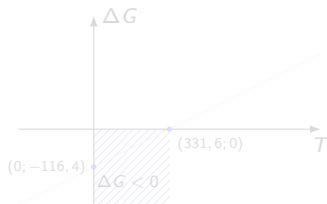
Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цїї}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

- Встановлено, що $\Delta H_{p-цїї} = -116,4$ кДж і $\Delta S_{p-цїї} = -351,0$ Дж/К.
- Рівноважна температура відповідає умові $\Delta G_{p-цїї} = 0$:

$$\Delta G_{p-цїї} = 0 \Rightarrow \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї} = 0; T_p = \frac{\Delta H_{p-цїї}}{\Delta S_{p-цїї}}.$$

$$T_p = -116,4 / (-0,351) = 331,6 \text{ К}.$$
- Залежність $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$ є прямолінійною у координатах $(T, \Delta G)$:



Реакція може відбуватися довільно при $T < 331,6$ К, т.к. у цій області температури (позначена кольором) $\Delta G < 0$.



Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цїї}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

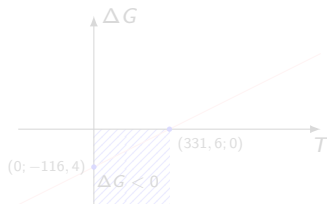
Встановлено, що $\Delta H_{p-цїї} = -116,4$ кДж і $\Delta S_{p-цїї} = -351,0$ Дж/К.

Рівноважна температура відповідає умові $\Delta G_{p-цїї} = 0$:

$$\Delta G_{p-цїї} = 0 \Rightarrow \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї} = 0; T_p = \frac{\Delta H_{p-цїї}}{\Delta S_{p-цїї}}.$$

$$T_p = -116,4 / (-0,351) = 331,6 \text{ K}.$$

Залежність $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$ є прямолінійною у координатах $(T, \Delta G)$:



Реакція може відбуватися довільно при $T < 331,6$ К, т.к. у цій області температури (позначена кольором) $\Delta G < 0$.



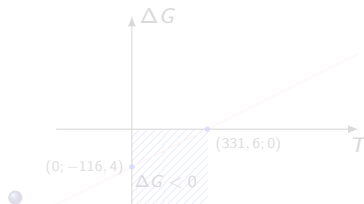
Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цїї}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

- Встановлено, що $\Delta H_{p-цїї} = -116,4$ кДж і $\Delta S_{p-цїї} = -351,0$ Дж/К.
- Рівноважна температура відповідає умові $\Delta G_{p-цїї} = 0$:

$$\Delta G_{p-цїї} = 0 \Rightarrow \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї} = 0; T_p = \frac{\Delta H_{p-цїї}}{\Delta S_{p-цїї}}.$$

$$T_p = -116,4 / (-0,351) = 331,6 \text{ K}.$$
- Залежність $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$ є прямолінійною у координатах $(T, \Delta G)$:



Реакція може відбуватися довільно при $T < 331,6$ К, т.к. у цій області температури (позначена кольором) $\Delta G < 0$.



Задача 3. Термодинамічні розрахунки

Чи можливий довільний перебіг процесу $\text{HCl}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightarrow \text{Cl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$ за стандартних умов? При якій температурі система могла б знаходитися у стані рівноваги? Наведіть графік залежності $\Delta G_{p-цїї}$ від температури і дайте відповідні пояснення.

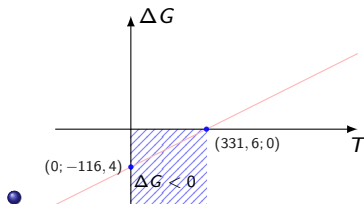
Встановлено, що $\Delta H_{p-цїї} = -116,4 \text{ кДж}$ і $\Delta S_{p-цїї} = -351,0 \text{ Дж/К}$.

Рівноважна температура відповідає умові $\Delta G_{p-цїї} = 0$:

$$\Delta G_{p-цїї} = 0 \Rightarrow \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї} = 0; T_p = \frac{\Delta H_{p-цїї}}{\Delta S_{p-цїї}}.$$

$$T_p = -116,4 / (-0,351) = 331,6 \text{ К}.$$

Залежність $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї}$ є прямолінійною у координатах $(T, \Delta G)$:



Реакція може відбуватися довільно при $T < 331,6 \text{ К}$, т.к. у цій області температури (позначена кольором) $\Delta G < 0$.

