

Хімічна кінетика

Волобуєв Максим Миколайович
vmn2007@ukr.net

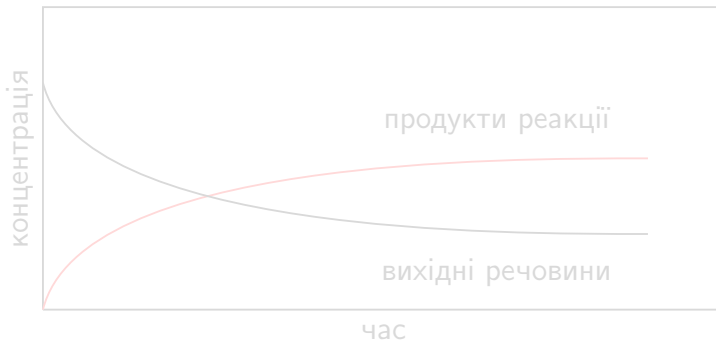
Кафедра загальної та неорганічної хімії,
НТУ «ХПІ»

Харків 2016



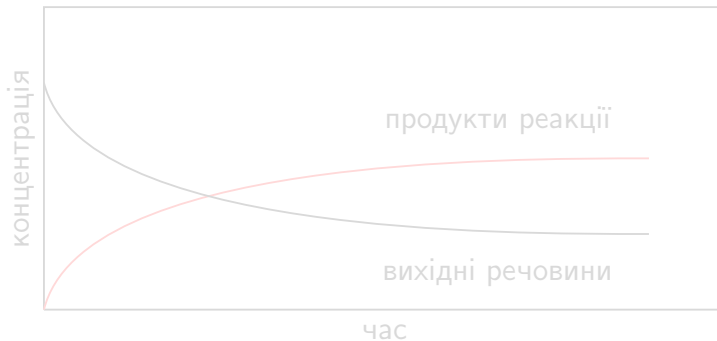
Визначення

- Хімічна кінетика вивчає
 - механізм перебігу процесу
 - швидкість перебігу процесу
- Швидкість – кількість актів взаємодії в одиницю часу, при цьому $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt}$



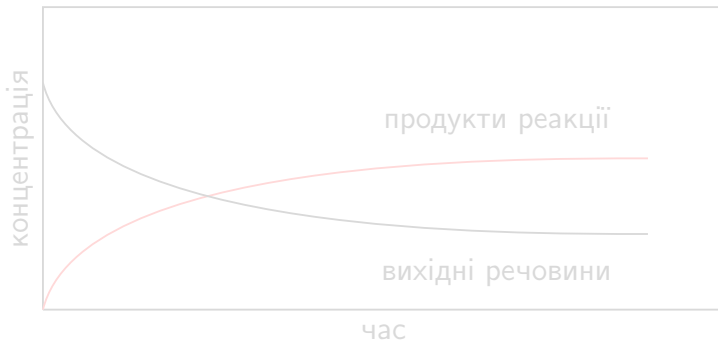
Визначення

- Хімічна кінетика вивчає
 - механізм перебігу процесу
 - швидкість перебігу процесу
- Швидкість – кількість актів взаємодії в одиницю часу, при цьому $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt}$



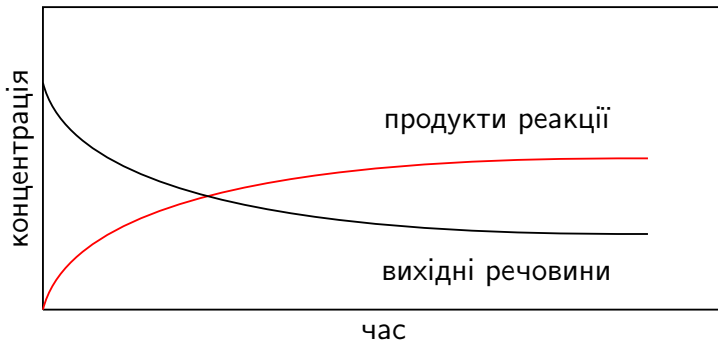
Визначення

- Хімічна кінетика вивчає
 - механізм перебігу процесу
 - швидкість перебігу процесу
- Швидкість – кількість актів взаємодії в одиницю часу, при цьому $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt}$



Визначення

- Хімічна кінетика вивчає
 - механізм перебігу процесу
 - швидкість перебігу процесу
- **Швидкість** – кількість актів взаємодії в одиницю часу, при цьому $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt}$



Основний постулат кінетики

- Швидкість реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, узятих в ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів
- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k залежить від природи А і В, температури, але не від концентрацій!
 - a – порядок реакції за речовиною А;
 - $a + b$ – порядок реакції в цілому
 - молекулярність реакції визначається її механізмом
- Речовини у твердій фазі не враховуються:
 $CaO_{(к)} + CO_{2(г)} \rightarrow CaCO_{3(к)}$ $v = kc(CO_2)$
- Інша назва – закон діючих мас



Основний постулат кінетики

- Швидкість реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, узятих в ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів
- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k залежить від природи А і В, температури, але не від концентрацій!
 - a – **порядок** реакції за речовиною А;
 $a + b$ – порядок реакції в цілому
 - **молекулярність** реакції визначається її механізмом
- Речовини у твердій фазі не враховуються:
 $CaO_{(к)} + CO_{2(г)} \rightarrow CaCO_{3(к)}$ $v = kc(CO_2)$
- Інша назва – закон діючих мас



Основний постулат кінетики

- Швидкість реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, узятих в ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів
- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k залежить від природи А і В, температури, але не від концентрацій!
 - a – **порядок** реакції за речовиною А;
 $a + b$ – порядок реакції в цілому
 - **молекулярність** реакції визначається її механізмом
- Речовини у твердій фазі не враховуються:
 $CaO_{(к)} + CO_{2(г)} \rightarrow CaCO_{3(к)}$ $v = kc(CO_2)$
- Інша назва – закон діючих мас



Основний постулат кінетики

- Швидкість реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, узятих в ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів
- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k залежить від природи А і В, температури, але не від концентрацій!
 - a – **порядок** реакції за речовиною А;
 $a + b$ – порядок реакції в цілому
 - **молекулярність** реакції визначається її механізмом
- Речовини у твердій фазі не враховуються:
 $CaO_{(к)} + CO_{2(г)} \rightarrow CaCO_{3(к)}$ $v = kc(CO_2)$
- Інша назва – закон діючих мас



Основний постулат кінетики

- Швидкість реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, узятих в ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів
- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k залежить від природи А і В, температури, але не від концентрацій!
 - a – **порядок** реакції за речовиною А;
 $a + b$ – порядок реакції в цілому
 - **молекулярність** реакції визначається її механізмом
- Речовини у твердій фазі не враховуються:
 $CaO_{(к)} + CO_{2(г)} \rightarrow CaCO_{3(к)}$ $v = kc(CO_2)$
- Інша назва – закон діючих мас



Основний постулат кінетики

- Швидкість реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, узятих в ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів
- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k залежить від природи А і В, температури, але не від концентрацій!
 - a – **порядок** реакції за речовиною А;
 $a + b$ – порядок реакції в цілому
 - **молекулярність** реакції визначається її механізмом
- Речовини у твердій фазі не враховуються:
 $CaO_{(к)} + CO_{2(г)} \rightarrow CaCO_{3(к)}$ $v = kc(CO_2)$
- Інша назва – закон діючих мас



Основний постулат кінетики

- Швидкість реакції пропорційна добутку концентрацій реагуючих речовин, узятих в ступенях їх стехіометричних коефіцієнтів
- Для реакції $aA + bB = cC + dD$ $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k залежить від природи А і В, температури, але не від концентрацій!
 - a – **порядок** реакції за речовиною А;
 $a + b$ – порядок реакції в цілому
 - **молекулярність** реакції визначається її механізмом
- Речовини у твердій фазі не враховуються:
 $CaO_{(к)} + CO_{2(г)} \rightarrow CaCO_{3(к)}$ $v = kc(CO_2)$
- Інша назва – закон діючих мас



Температурна залежність швидкості реакції

- Закон Вант-Гоффа: $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ або $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
 - зі збільшенням T на 10 К швидкість збільшується в 2 – 4 рази
 - γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції
- Приклад. При збільшенні T на 20 К швидкість реакції збільшилася у 9 разів. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції?
- Розв'язання. $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$, $9 = \gamma^2$, $\gamma = 3$
- У загальному випадку через логарифмування:
 $\lg 9 = \lg \gamma^2$, $\lg 9/2 = \lg \gamma$, $\gamma = 10^{\lg 9/2} = 10^{0.477} = 3$



Температурна залежність швидкості реакції

- Закон Вант-Гоффа: $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ або $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
 - зі збільшенням T на **10 К** швидкість збільшується в **2 – 4** рази
 - γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції
- Приклад. При збільшенні T на 20 К швидкість реакції збільшилася у 9 разів. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції?
- Розв'язання. $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$, $9 = \gamma^2$, $\gamma = 3$
- У загальному випадку через логарифмування:
 $\lg 9 = \lg \gamma^2$, $\lg 9/2 = \lg \gamma$, $\gamma = 10^{\lg 9/2} = 10^{0.477} = 3$



Температурна залежність швидкості реакції

- Закон Вант-Гоффа: $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ або $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
 - зі збільшенням T на **10 K** швидкість збільшується в **2 – 4** рази
 - γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції
- Приклад. При збільшенні T на 20 K швидкість реакції збільшилася у 9 разів. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції?
- Розв'язання. $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$, $9 = \gamma^2$, $\gamma = 3$
- У загальному випадку через логарифмування:
 $\lg 9 = \lg \gamma^2$, $\lg 9/2 = \lg \gamma$, $\gamma = 10^{\lg 9/2} = 10^{0.477} = 3$



Температурна залежність швидкості реакції

- Закон Вант-Гоффа: $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ або $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
 - зі збільшенням T на **10 K** швидкість збільшується в **2 – 4** рази
 - γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції
- Приклад. При збільшенні T на 20 K швидкість реакції збільшилася у 9 разів. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції?
- Розв'язання. $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$, $9 = \gamma^2$, $\gamma = 3$
- У загальному випадку через логарифмування:
 $\lg 9 = \lg \gamma^2$, $\lg 9/2 = \lg \gamma$, $\gamma = 10^{\lg 9/2} = 10^{0.477} = 3$



Температурна залежність швидкості реакції

- Закон Вант-Гоффа: $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ або $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
 - зі збільшенням T на **10 K** швидкість збільшується в **2 – 4** рази
 - γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції
- Приклад. При збільшенні T на 20 K швидкість реакції збільшилася у 9 разів. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції?
- Розв'язання. $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$, $9 = \gamma^2$, $\gamma = 3$
- У загальному випадку через логарифмування:
 $\lg 9 = \lg \gamma^2$, $\lg 9/2 = \lg \gamma$, $\gamma = 10^{\lg 9/2} = 10^{0.477} = 3$



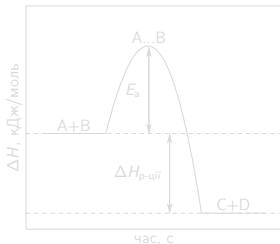
Температурна залежність швидкості реакції

- Закон Вант-Гоффа: $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ або $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
 - зі збільшенням T на **10 K** швидкість збільшується в **2 – 4** рази
 - γ – температурний коефіцієнт швидкості реакції
- Приклад. При збільшенні T на 20 K швидкість реакції збільшилася у 9 разів. Чому дорівнює температурний коефіцієнт швидкості реакції?
- Розв'язання. $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$, $9 = \gamma^2$, $\gamma = 3$
- У загальному випадку через логарифмування:
 $\lg 9 = \lg \gamma^2$, $\lg 9/2 = \lg \gamma$, $\gamma = 10^{\lg 9/2} = 10^{0.477} = 3$



Рівняння Арреніуса

- Рівняння Арреніуса $k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$



Утворення перехідного комплексу $A \cdots B$ потребує витрати енергії – енергії активації (E_a)

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A \text{ або}$$

$$\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

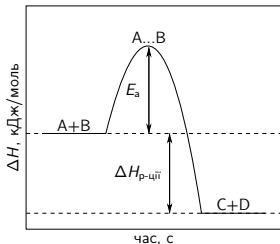
- Енергія активації

- $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$, $E_a \approx 0$
- $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$, $E_a = 165,5 \text{ кДж}$
- Наявність E_a – причина, через яку не відбуваються деякі реакції з $\Delta G < 0$



Рівняння Арреніуса

- Рівняння Арреніуса $k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$



Утворення перехідного комплексу $A \cdots B$ потребує витрати енергії – енергії активації (E_a)

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A \text{ або}$$

$$\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

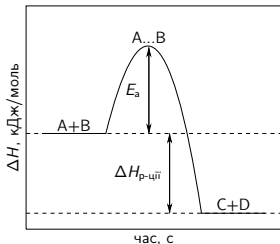
- Енергія активації

- $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$, $E_a \approx 0$
- $H_2 + I_2 = 2HI$, $E_a = 165,5$ кДж
- Наявність E_a – причина, через яку не відбуваються деякі реакції з $\Delta G < 0$



Рівняння Арреніуса

- Рівняння Арреніуса $k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$



Утворення перехідного комплексу $A \cdots B$ потребує витрати енергії – енергії активації (E_a)

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A \text{ або}$$

$$\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

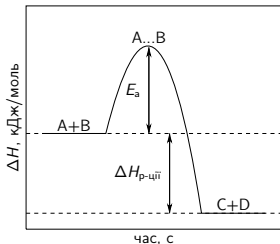
- Енергія активації

- $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$, $E_a \approx 0$
- $H_2 + I_2 = 2HI$, $E_a = 165,5$ кДж
- Наявність E_a – причина, через яку не відбуваються деякі реакції з $\Delta G < 0$



Рівняння Арреніуса

- Рівняння Арреніуса $k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$



Утворення перехідного комплексу $A \cdots B$ потребує витрати енергії – енергії активації (E_a)

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A \text{ або}$$

$$\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

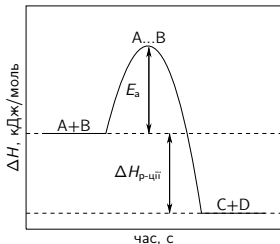
- Енергія активації

- $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$, $E_a \approx 0$
- $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$, $E_a = 165,5 \text{ кДж}$
- Наявність E_a – причина, через яку не відбуваються деякі реакції з $\Delta G < 0$



Рівняння Арреніуса

- Рівняння Арреніуса $k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$



Утворення перехідного комплексу $A \cdots B$ потребує витрати енергії – енергії активації (E_a)

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A \text{ або}$$

$$\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

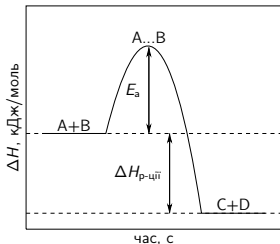
- Енергія активації

- $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$, $E_a \approx 0$
- $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$, $E_a = 165,5 \text{ кДж}$
- Наявність E_a – причина, через яку не відбуваються деякі реакції з $\Delta G < 0$



Рівняння Арреніуса

- Рівняння Арреніуса $k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$



Утворення перехідного комплексу $A \cdots B$ потребує витрати енергії – енергії активації (E_a)

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A \text{ або}$$

$$\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

- Енергія активації

- $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$, $E_a \approx 0$
- $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$, $E_a = 165,5 \text{ кДж}$
- Наявність E_a – причина, через яку не відбуваються деякі реакції з $\Delta G < 0$



Стан рівноваги

- Причина припинення реакції $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ може обернутися в 0 через дві причини
 - вичерпався реагент: $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - швидкість протилежних реакцій однакова:

$$CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$$

$$v_1 = k_1 [CO] [Cl_2]$$

$$v_2 = k_2 [COCl_2]$$
- У загальному випадку $aA + bB = cC + dD$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} - \text{константа рівноваги}$$
- Загальноприйняте позначення $c_{\text{рівн}}(A) \equiv [A]$
- K_c залежить від температури, природи речовин, але не від їх концентрації!



Стан рівноваги

- Причина припинення реакції $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ може обернутися в 0 через дві причини
 - вичерпався реагент: $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - швидкість протилежних реакцій однакова:

$$CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – стан рівноваги
- У загальному випадку $aA + bB = cC + dD$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$
 – константа рівноваги
- Загальноприйняте позначення $c_{рівн}(A) \equiv [A]$
- K_c залежить від температури, природи речовин, але не від їх концентрації!



Стан рівноваги

- Причина припинення реакції $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ може обернутися в 0 через дві причини
 - вичерпався реагент: $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - швидкість протилежних реакцій однакова:

$$CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – стан рівноваги
- У загальному випадку $aA + bB = cC + dD$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$
 – константа рівноваги
- Загальноприйняте позначення $c_{рівн}(A) \equiv [A]$
- K_c залежить від температури, природи речовин, але не від їх концентрації!



Стан рівноваги

- Причина припинення реакції $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ може обернутися в 0 через дві причини
 - вичерпався реагент: $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - швидкість протилежних реакцій однакова:
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – стан рівноваги
- У загальному випадку $aA + bB = cC + dD$
 $K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ – константа рівноваги
- Загальноприйняте позначення $c_{рівн}(A) \equiv [A]$
- K_c залежить від температури, природи речовин, але не від їх концентрації!



Стан рівноваги

- Причина припинення реакції $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ може обернутися в 0 через дві причини
 - вичерпався реагент: $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - швидкість протилежних реакцій однакова:
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – стан рівноваги
- У загальному випадку $aA + bB = cC + dD$
 $K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ – константа рівноваги
- Загальноприйняте позначення $c_{рівн}(A) \equiv [A]$
- K_c залежить від температури, природи речовин, але не від їх концентрації!



Стан рівноваги

- Причина припинення реакції $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ може обернутися в 0 через дві причини
 - вичерпався реагент: $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - швидкість протилежних реакцій однакова:
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – стан рівноваги
- У загальному випадку $aA + bB = cC + dD$
 $K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ – константа рівноваги
- Загальноприйняте позначення $c_{рівн}(A) \equiv [A]$
- K_c залежить від температури, природи речовин, але не від їх концентрації!



Стан рівноваги

- Причина припинення реакції $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ може обернутися в 0 через дві причини
 - вичерпався реагент: $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - швидкість протилежних реакцій однакова:
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – стан рівноваги
- У загальному випадку $aA + bB = cC + dD$
 $K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ – константа рівноваги
- Загальноприйняте позначення $c_{рівн}(A) \equiv [A]$
- K_c залежить від температури, природи речовин, але не від їх концентрації!



Стан рівноваги

- Причина припинення реакції $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ може обернутися в 0 через дві причини
 - вичерпався реагент: $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - швидкість протилежних реакцій однакова:
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – стан рівноваги $K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]}$
- У загальному випадку $aA + bB = cC + dD$
 $K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ – константа рівноваги
- Загальноприйняте позначення $c_{рівн}(A) \equiv [A]$
- K_c залежить від температури, природи речовин, але не від їх концентрації!

Стан рівноваги

- Причина припинення реакції $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ може обернутися в 0 через дві причини
 - вичерпався реагент: $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - швидкість протилежних реакцій однакова:
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – стан рівноваги $K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]}$
- У загальному випадку $aA + bB = cC + dD$
 $K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ – константа рівноваги
- Загальноприйняте позначення $c_{рівн}(A) \equiv [A]$
- K_c залежить від температури, природи речовин, але не від їх концентрації!

Стан рівноваги

- Причина припинення реакції $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ може обернутися в 0 через дві причини
 - вичерпався реагент: $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - швидкість протилежних реакцій однакова:
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – стан рівноваги $K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]}$
- У загальному випадку $aA + bB = cC + dD$
 $K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ – константа рівноваги
- Загальноприйняте позначення $c_{рівн}(A) \equiv [A]$
- K_c залежить від температури, природи речовин, але не від їх концентрації!

Константи рівноваги

- Фізичний зміст K_c : ступінь перетворення вихідних речовин у продукти реакції
 - $K \rightarrow \infty$ – повне перетворення
 - $K \rightarrow 0$ – перетворення не спостерігається
- Для газів можна використовувати тиск: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Для ідеального газу $p = cRT$, тому $K_c = K_p (RT)^{\Delta n}$, де Δn – зміна кількості газів
- Зв'язок констант рівноваги з ΔG і ΔF :
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$ ($p, T = \text{const}$)
 - $\Delta F = -RT \ln K_c$ ($V, T = \text{const}$), $F = U - TS$
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ або $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- З лінійної залежності $\ln K$ від $1/T$ можна отримати ΔH



Константи рівноваги

- Фізичний зміст K_c : ступінь перетворення вихідних речовин у продукти реакції
 - $K \rightarrow \infty$ – повне перетворення
 - $K \rightarrow 0$ – перетворення не спостерігається
- Для газів можна використовувати тиск: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Для ідеального газу $p = cRT$, тому $K_c = K_p (RT)^{\Delta n}$, де Δn – зміна кількості газів
- Зв'язок констант рівноваги з ΔG і ΔF :
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$ ($p, T = \text{const}$)
 - $\Delta F = -RT \ln K_c$ ($V, T = \text{const}$), $F = U - TS$
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ або $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- З лінійної залежності $\ln K$ від $1/T$ можна отримати ΔH



Константи рівноваги

- Фізичний зміст K_c : ступінь перетворення вихідних речовин у продукти реакції
 - $K \rightarrow \infty$ – повне перетворення
 - $K \rightarrow 0$ – перетворення не спостерігається
- Для газів можна використовувати тиск: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Для ідеального газу $p = cRT$, тому $K_c = K_p (RT)^{\Delta n}$, де Δn – зміна кількості газів
- Зв'язок констант рівноваги з ΔG і ΔF :
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$ ($p, T = \text{const}$)
 - $\Delta F = -RT \ln K_c$ ($V, T = \text{const}$), $F = U - TS$
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ або $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- З лінійної залежності $\ln K$ від $1/T$ можна отримати ΔH



Константи рівноваги

- Фізичний зміст K_c : ступінь перетворення вихідних речовин у продукти реакції
 - $K \rightarrow \infty$ – повне перетворення
 - $K \rightarrow 0$ – перетворення не спостерігається
- Для газів можна використовувати тиск: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Для ідеального газу $p = cRT$, тому $K_c = K_p(RT)^{\Delta n}$, де Δn – зміна кількості газів
- Зв'язок констант рівноваги з ΔG і ΔF :
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$ ($p, T = \text{const}$)
 - $\Delta F = -RT \ln K_c$ ($V, T = \text{const}$), $F = U - TS$
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ або $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- З лінійної залежності $\ln K$ від $1/T$ можна отримати ΔH



Константи рівноваги

- Фізичний зміст K_c : ступінь перетворення вихідних речовин у продукти реакції
 - $K \rightarrow \infty$ – повне перетворення
 - $K \rightarrow 0$ – перетворення не спостерігається
- Для газів можна використовувати тиск: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Для ідеального газу $p = cRT$, тому $K_c = K_p (RT)^{\Delta n}$, де Δn – зміна кількості газів
- Зв'язок констант рівноваги з ΔG і ΔF :
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$ ($p, T = \text{const}$)
 - $\Delta F = -RT \ln K_c$ ($V, T = \text{const}$), $F = U - TS$
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ або $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- З лінійної залежності $\ln K$ від $1/T$ можна отримати ΔH



Константи рівноваги

- Фізичний зміст K_c : ступінь перетворення вихідних речовин у продукти реакції
 - $K \rightarrow \infty$ – повне перетворення
 - $K \rightarrow 0$ – перетворення не спостерігається
- Для газів можна використовувати тиск: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Для ідеального газу $p = cRT$, тому $K_c = K_p (RT)^{\Delta n}$, де Δn – зміна кількості газів
- Зв'язок констант рівноваги з ΔG і ΔF :
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$ ($p, T = const$)
 - $\Delta F = -RT \ln K_c$ ($V, T = const$), $F = U - TS$
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ або $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- З лінійної залежності $\ln K$ від $1/T$ можна отримати ΔH



Константи рівноваги

- Фізичний зміст K_c : ступінь перетворення вихідних речовин у продукти реакції
 - $K \rightarrow \infty$ – повне перетворення
 - $K \rightarrow 0$ – перетворення не спостерігається
- Для газів можна використовувати тиск: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Для ідеального газу $p = cRT$, тому $K_c = K_p (RT)^{\Delta n}$, де Δn – зміна кількості газів
- Зв'язок констант рівноваги з ΔG і ΔF :
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$ ($p, T = const$)
 - $\Delta F = -RT \ln K_c$ ($V, T = const$), $F = U - TS$
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ або $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- З лінійної залежності $\ln K$ від $1/T$ можна отримати ΔH



Константи рівноваги

- Фізичний зміст K_c : ступінь перетворення вихідних речовин у продукти реакції
 - $K \rightarrow \infty$ – повне перетворення
 - $K \rightarrow 0$ – перетворення не спостерігається
- Для газів можна використовувати тиск: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Для ідеального газу $p = cRT$, тому $K_c = K_p (RT)^{\Delta n}$, де Δn – зміна кількості газів
- Зв'язок констант рівноваги з ΔG і ΔF :
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$ ($p, T = const$)
 - $\Delta F = -RT \ln K_c$ ($V, T = const$), $F = U - TS$
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ або $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- З лінійної залежності $\ln K$ від $1/T$ можна отримати ΔH



Константи рівноваги

- Фізичний зміст K_c : ступінь перетворення вихідних речовин у продукти реакції
 - $K \rightarrow \infty$ – повне перетворення
 - $K \rightarrow 0$ – перетворення не спостерігається
- Для газів можна використовувати тиск: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Для ідеального газу $p = cRT$, тому $K_c = K_p (RT)^{\Delta n}$, де Δn – зміна кількості газів
- Зв'язок констант рівноваги з ΔG і ΔF :
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$ ($p, T = const$)
 - $\Delta F = -RT \ln K_c$ ($V, T = const$), $F = U - TS$
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ або $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- З лінійної залежності $\ln K$ від $1/T$ можна отримати ΔH



Константи рівноваги

- Фізичний зміст K_c : ступінь перетворення вихідних речовин у продукти реакції
 - $K \rightarrow \infty$ – повне перетворення
 - $K \rightarrow 0$ – перетворення не спостерігається
- Для газів можна використовувати тиск: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Для ідеального газу $p = cRT$, тому $K_c = K_p (RT)^{\Delta n}$, де Δn – зміна кількості газів
- Зв'язок констант рівноваги з ΔG і ΔF :
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$ ($p, T = const$)
 - $\Delta F = -RT \ln K_c$ ($V, T = const$), $F = U - TS$
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ або $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- З лінійної залежності $\ln K$ від $1/T$ можна отримати ΔH



Використання констант рівноваги

- Визначне рівноважний склад системи, якщо у літровий реактор подали 2 моль H_2 і 3 моль I_2 .

- Запишемо рівняння реакції: $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} = 2\text{HI}_{(\text{r})}$

| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| ΔH_f° , кДж | 0 | 62 | 26 |
| S° , Дж/К | 131 | 261 | 206 |

- Визначимо K_c через термодинамічні дані

- $\Delta H_{\text{p-цїї}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{HI}) - \Delta H_f^\circ(\text{I}_2) = 52 - 62 = -10$ кДж

- $\Delta S_{\text{p-цїї}} = 412 - 131 - 261 = 20$ Дж/К

- $\Delta G_{\text{p-цїї}} = \Delta H_{\text{p-цїї}} - T\Delta S_{\text{p-цїї}} = -10 - \frac{298 \cdot 20}{1000} = -16$ кДж

- $\Delta G = -RT \ln K_p, K_c = K_p = e^{-\frac{\Delta G}{RT}} = e^{-\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$

- Далі для розв'язання зручно використовувати таблицю



Використання констант рівноваги

- Визначне рівноважний склад системи, якщо у літровий реактор подали 2 моль H_2 і 3 моль I_2 .
- Запишемо рівняння реакції: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$

| | $\text{H}_{2(\text{г})}$ | $\text{I}_{2(\text{г})}$ | $\text{HI}_{(\text{г})}$ |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| ΔH_f° , кДж | 0 | 62 | 26 |
| S° , Дж/К | 131 | 261 | 206 |

- Визначимо K_c через термодинамічні дані
 - $\Delta H_{p-цїї} = 2\Delta H_f^\circ(\text{HI}) - \Delta H_f^\circ(\text{I}_2) = 52 - 62 = -10$ кДж
 - $\Delta S_{p-цїї} = 412 - 131 - 261 = 20$ Дж/К
 - $\Delta G_{p-цїї} = \Delta H_{p-цїї} - T\Delta S_{p-цїї} = -10 - \frac{298 \cdot 20}{1000} = -16$ кДж
 - $\Delta G = -RT \ln K_p, K_c = K_p = e^{-\frac{\Delta G}{RT}} = e^{-\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$
- Далі для розв'язання зручно використовувати таблицю



Використання констант рівноваги

- Визначне рівноважний склад системи, якщо у літровий реактор подали 2 моль H_2 і 3 моль I_2 .
- Запишемо рівняння реакції: $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} = 2\text{HI}_{(\text{r})}$

| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| ΔH_f° , кДж | 0 | 62 | 26 |
| S° , Дж/К | 131 | 261 | 206 |

- Визначимо K_c через термодинамічні дані
 - $\Delta H_{\text{p-ції}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{HI}) - \Delta H_f^\circ(\text{I}_2) = 52 - 62 = -10$ кДж
 - $\Delta S_{\text{p-ції}} = 412 - 131 - 261 = 20$ Дж/К
 - $\Delta G_{\text{p-ції}} = \Delta H_{\text{p-ції}} - T\Delta S_{\text{p-ції}} = -10 - \frac{298 \cdot 20}{1000} = -16$ кДж
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$, $K_c = K_p = e^{-\frac{\Delta G}{RT}} = e^{\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$
- Далі для розв'язання зручно використовувати таблицю



Використання констант рівноваги

- Визначне рівноважний склад системи, якщо у літровий реактор подали 2 моль H_2 і 3 моль I_2 .
- Запишемо рівняння реакції: $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} = 2\text{HI}_{(\text{r})}$

| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| ΔH_f° , кДж | 0 | 62 | 26 |
| S° , Дж/К | 131 | 261 | 206 |

- Визначимо K_c через термодинамічні дані
 - $\Delta H_{\text{p-ції}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{HI}) - \Delta H_f^\circ(\text{I}_2) = 52 - 62 = -10$ кДж
 - $\Delta S_{\text{p-ції}} = 412 - 131 - 261 = 20$ Дж/К
 - $\Delta G_{\text{p-ції}} = \Delta H_{\text{p-ції}} - T\Delta S_{\text{p-ції}} = -10 - \frac{298 \cdot 20}{1000} = -16$ кДж
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$, $K_c = K_p = e^{-\frac{\Delta G}{RT}} = e^{\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$
- Далі для розв'язання зручно використовувати таблицю



Використання констант рівноваги

- Визначне рівноважний склад системи, якщо у літровий реактор подали 2 моль H_2 і 3 моль I_2 .
- Запишемо рівняння реакції: $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} = 2\text{HI}_{(\text{r})}$

| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| ΔH_f° , кДж | 0 | 62 | 26 |
| S° , Дж/К | 131 | 261 | 206 |

- Визначимо K_c через термодинамічні дані
 - $\Delta H_{\text{p-ції}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{HI}) - \Delta H_f^\circ(\text{I}_2) = 52 - 62 = -10$ кДж
 - $\Delta S_{\text{p-ції}} = 412 - 131 - 261 = 20$ Дж/К
 - $\Delta G_{\text{p-ції}} = \Delta H_{\text{p-ції}} - T\Delta S_{\text{p-ції}} = -10 - \frac{298 \cdot 20}{1000} = -16$ кДж
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$, $K_c = K_p = e^{-\frac{\Delta G}{RT}} = e^{-\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$
- Далі для розв'язання зручно використовувати таблицю



Використання констант рівноваги

- Визначне рівноважний склад системи, якщо у літровий реактор подали 2 моль H_2 і 3 моль I_2 .
- Запишемо рівняння реакції: $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} = 2\text{HI}_{(\text{r})}$

| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| ΔH_f° , кДж | 0 | 62 | 26 |
| S° , Дж/К | 131 | 261 | 206 |

- Визначимо K_c через термодинамічні дані
 - $\Delta H_{\text{p-ції}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{HI}) - \Delta H_f^\circ(\text{I}_2) = 52 - 62 = -10$ кДж
 - $\Delta S_{\text{p-ції}} = 412 - 131 - 261 = 20$ Дж/К
 - $\Delta G_{\text{p-ції}} = \Delta H_{\text{p-ції}} - T\Delta S_{\text{p-ції}} = -10 - \frac{298 \cdot 20}{1000} = -16$ кДж
 - $\Delta G = -RT \ln K_p, K_c = K_p = e^{-\frac{\Delta G}{RT}} = e^{-\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$
- Далі для розв'язання зручно використовувати таблицю



Використання констант рівноваги

- Визначне рівноважний склад системи, якщо у літровий реактор подали 2 моль H_2 і 3 моль I_2 .
- Запишемо рівняння реакції: $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} = 2\text{HI}_{(\text{r})}$

| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| ΔH_f° , кДж | 0 | 62 | 26 |
| S° , Дж/К | 131 | 261 | 206 |

- Визначимо K_c через термодинамічні дані
 - $\Delta H_{\text{p-цїї}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{HI}) - \Delta H_f^\circ(\text{I}_2) = 52 - 62 = -10$ кДж
 - $\Delta S_{\text{p-цїї}} = 412 - 131 - 261 = 20$ Дж/К
 - $\Delta G_{\text{p-цїї}} = \Delta H_{\text{p-цїї}} - T\Delta S_{\text{p-цїї}} = -10 - \frac{298 \cdot 20}{1000} = -16$ кДж
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$, $K_c = K_p = e^{-\frac{\Delta G}{RT}} = e^{\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$
- Далі для розв'язання зручно використовувати таблицю



Використання констант рівноваги

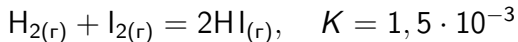
- Визначне рівноважний склад системи, якщо у літровий реактор подали 2 моль H_2 і 3 моль I_2 .
- Запишемо рівняння реакції: $\text{H}_{2(\text{r})} + \text{I}_{2(\text{r})} = 2\text{HI}_{(\text{r})}$

| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|--------------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| ΔH_f° , кДж | 0 | 62 | 26 |
| S° , Дж/К | 131 | 261 | 206 |

- Визначимо K_c через термодинамічні дані
 - $\Delta H_{\text{p-цїї}} = 2\Delta H_f^\circ(\text{HI}) - \Delta H_f^\circ(\text{I}_2) = 52 - 62 = -10$ кДж
 - $\Delta S_{\text{p-цїї}} = 412 - 131 - 261 = 20$ Дж/К
 - $\Delta G_{\text{p-цїї}} = \Delta H_{\text{p-цїї}} - T\Delta S_{\text{p-цїї}} = -10 - \frac{298 \cdot 20}{1000} = -16$ кДж
 - $\Delta G = -RT \ln K_p$, $K_c = K_p = e^{-\frac{\Delta G}{RT}} = e^{\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$
- Далі для розв'язання зручно використовувати таблицю



Визначення рівноважного складу



| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|-------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| $C_{\text{вих}}$ | 2 | 3 | 0 |
| $C_{\text{реак}}$ | x | x | — |
| $C_{\text{утв}}$ | — | — | 2x |
| [] | 2 - x | 3 - x | 2x |

• Для константи отримуємо вираз: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$

• Розв'язок може бути таким:

$$\bullet 9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$$

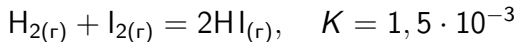
$$\bullet 4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$$

$$\bullet x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$$

• Тоді $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л



Визначення рівноважного складу



| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|-------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| $C_{\text{вих}}$ | 2 | 3 | 0 |
| $C_{\text{реак}}$ | x | x | — |
| $C_{\text{утв}}$ | — | — | $2x$ |
| [] | $2 - x$ | $3 - x$ | $2x$ |

- Для константи отримуємо вираз: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$

- Розв'язок може бути таким:

$$\bullet 9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$$

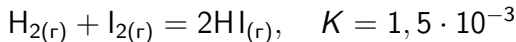
$$\bullet 4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$$

$$\bullet x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$$

- Тоді $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л



Визначення рівноважного складу



| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|-------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| $C_{\text{вих}}$ | 2 | 3 | 0 |
| $C_{\text{реак}}$ | x | x | — |
| $C_{\text{утв}}$ | — | — | $2x$ |
| [] | $2 - x$ | $3 - x$ | $2x$ |

Нехай $x \ll 2$, тоді

$$1,5 \cdot 10^{-3} = \frac{4x^2}{6}$$

$$x = 4,74 \cdot 10^{-2} = 0,0474$$

(перше наближення)

• Для константи отримуємо вираз: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$

• Розв'язок може бути таким:

$$\bullet 9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$$

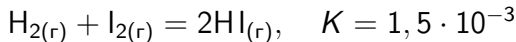
$$\bullet 4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$$

$$\bullet x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$$

• Тоді $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л



Визначення рівноважного складу



| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|-------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| $C_{\text{вих}}$ | 2 | 3 | 0 |
| $C_{\text{реак}}$ | x | x | — |
| $C_{\text{утв}}$ | — | — | $2x$ |
| [] | $2 - x$ | $3 - x$ | $2x$ |

Нехай $x \ll 2$, тоді

$$1,5 \cdot 10^{-3} = \frac{4x^2}{6}$$

$$x = 4,74 \cdot 10^{-2} = 0,0474$$

(перше наближення)

- Для константи отримуємо вираз: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$

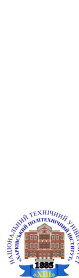
- Розв'язок може бути таким:

$$\bullet 9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$$

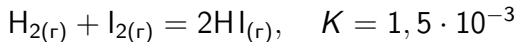
$$\bullet 4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$$

$$\bullet x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$$

- Тоді $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л



Визначення рівноважного складу



| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|-------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| $C_{\text{вих}}$ | 2 | 3 | 0 |
| $C_{\text{реак}}$ | x | x | — |
| $C_{\text{утв}}$ | — | — | $2x$ |
| [] | $2 - x$ | $3 - x$ | $2x$ |

Нехай $x \ll 2$, тоді

$$1,5 \cdot 10^{-3} = \frac{4x^2}{6}$$

$$x = 4,74 \cdot 10^{-2} = 0,0474$$

(перше наближення)

- Для константи отримуємо вираз: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$

- Розв'язок може бути таким:

- $9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$

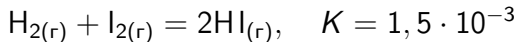
- $4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$

- $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$

- Тоді $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л



Визначення рівноважного складу



| | $\text{H}_{2(\text{r})}$ | $\text{I}_{2(\text{r})}$ | $\text{HI}_{(\text{r})}$ |
|-------------------|--------------------------|--------------------------|--------------------------|
| $C_{\text{вих}}$ | 2 | 3 | 0 |
| $C_{\text{реак}}$ | x | x | — |
| $C_{\text{утв}}$ | — | — | $2x$ |
| [] | $2 - x$ | $3 - x$ | $2x$ |

Нехай $x \ll 2$, тоді

$$1,5 \cdot 10^{-3} = \frac{4x^2}{6}$$

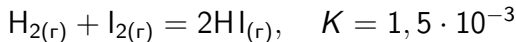
$$x = 4,74 \cdot 10^{-2} = 0,0474$$

(перше наближення)

- Для константи отримуємо вираз: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$
- Розв'язок може бути таким:
 - $9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$
 - $4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$
 - $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$
- Тоді $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л



Визначення рівноважного складу



| | $\text{H}_{2(g)}$ | $\text{I}_{2(g)}$ | $\text{HI}_{(g)}$ |
|-------------------|-------------------|-------------------|-------------------|
| $C_{\text{вих}}$ | 2 | 3 | 0 |
| $C_{\text{реак}}$ | x | x | — |
| $C_{\text{утв}}$ | — | — | $2x$ |
| [] | $2 - x$ | $3 - x$ | $2x$ |

Нехай $x \ll 2$, тоді

$$1,5 \cdot 10^{-3} = \frac{4x^2}{6}$$

$$x = 4,74 \cdot 10^{-2} = 0,0474$$

(перше наближення)

- Для константи отримуємо вираз: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$
- Розв'язок може бути таким:
 - $9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$
 - $4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$
 - $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$
- Тоді $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л



Принцип Ле-Шател'є

- **Принцип Ле-Шател'є:** якщо на систему впливають ззовні, рівновага зміщується в напрямку перебігу реакції, що зменшує зовнішній вплив
- Наслідки
 - Підвищення T зміщує рівновагу в бік перебігу ендотермічної реакції ($\Delta H > 0$)
 - Підвищення P зміщує рівновагу в бік зменшення кількості газоподібних сполук
 - Підвищення c вихідної речовини зміщує рівновагу в бік утворення продуктів
- Приклад: $1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)} = NH_{3(g)}$, $\Delta H = -46,2$ кДж
 $p = 10^7 - 10^8$ Па (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
 амоніак видаляють його скрапленням при 0°C
- Вихідна суміш містить 86% $N_2 + H_2$ і 4% NH_3 , а кінцева – 74% $N_2 + H_2$ і 16% NH_3 (10% – домішки)



Принцип Ле-Шател'є

- **Принцип Ле-Шател'є**: якщо на систему впливають зовні, рівновага зміщується в напрямку перебігу реакції, що зменшує зовнішній вплив
- **Наслідки**
 - Підвищення T зміщує рівновагу в бік перебігу ендотермічної реакції ($\Delta H > 0$)
 - Підвищення P зміщує рівновагу в бік зменшення кількості газоподібних сполук
 - Підвищення c вихідної речовини зміщує рівновагу в бік утворення продуктів
- Приклад: $1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)} = NH_{3(g)}$, $\Delta H = -46,2$ кДж
 $p = 10^7 - 10^8$ Па (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
 амоніак видаляють його скрапленням при 0°C
- Вихідна суміш містить 86% $N_2 + H_2$ і 4% NH_3 , а кінцева – 74% $N_2 + H_2$ і 16% NH_3 (10% – домішки)



Принцип Ле-Шател'є

- **Принцип Ле-Шател'є**: якщо на систему впливають зовні, рівновага зміщується в напрямку перебігу реакції, що зменшує зовнішній вплив
- **Наслідки**
 - Підвищення T зміщує рівновагу в бік перебігу ендотермічної реакції ($\Delta H > 0$)
 - Підвищення P зміщує рівновагу в бік зменшення кількості газоподібних сполук
 - Підвищення c вихідної речовини зміщує рівновагу в бік утворення продуктів
- Приклад: $1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)} = NH_{3(g)}$, $\Delta H = -46,2$ кДж
 $p = 10^7 - 10^8$ Па (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
 амоніак видаляють його скрапленням при 0°C
- Вихідна суміш містить 86% $N_2 + H_2$ і 4% NH_3 , а кінцева – 74% $N_2 + H_2$ і 16% NH_3 (10% – домішки)



Принцип Ле-Шател'є

- **Принцип Ле-Шател'є**: якщо на систему впливають зовні, рівновага зміщується в напрямку перебігу реакції, що зменшує зовнішній вплив
- **Наслідки**
 - Підвищення T зміщує рівновагу в бік перебігу ендотермічної реакції ($\Delta H > 0$)
 - Підвищення P зміщує рівновагу в бік зменшення кількості газоподібних сполук
 - Підвищення c вихідної речовини зміщує рівновагу в бік утворення продуктів
- Приклад: $1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)} = NH_{3(g)}$, $\Delta H = -46,2$ кДж
 $p = 10^7 - 10^8$ Па (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
 амоніак видаляють його скрапленням при 0°C
- Вихідна суміш містить 86% $N_2 + H_2$ і 4% NH_3 , а кінцева – 74% $N_2 + H_2$ і 16% NH_3 (10% – домішки)



Принцип Ле-Шател'є

- **Принцип Ле-Шател'є**: якщо на систему впливають зовні, рівновага зміщується в напрямку перебігу реакції, що зменшує зовнішній вплив
- **Наслідки**
 - Підвищення T зміщує рівновагу в бік перебігу ендотермічної реакції ($\Delta H > 0$)
 - Підвищення P зміщує рівновагу в бік зменшення кількості газоподібних сполук
 - Підвищення c вихідної речовини зміщує рівновагу в бік утворення продуктів
- Приклад: $1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)} = NH_{3(g)}$, $\Delta H = -46,2$ кДж
 $p = 10^7 - 10^8$ Па (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
амоніак видаляють його скрапленням при 0°C
- Вихідна суміш містить 86% $N_2 + H_2$ і 4% NH_3 , а кінцева – 74% $N_2 + H_2$ і 16% NH_3 (10% – домішки)

Принцип Ле-Шател'є

- **Принцип Ле-Шател'є**: якщо на систему впливають зовні, рівновага зміщується в напрямку перебігу реакції, що зменшує зовнішній вплив
- **Наслідки**
 - Підвищення T зміщує рівновагу в бік перебігу ендотермічної реакції ($\Delta H > 0$)
 - Підвищення P зміщує рівновагу в бік зменшення кількості газоподібних сполук
 - Підвищення c вихідної речовини зміщує рівновагу в бік утворення продуктів
- **Приклад**: $1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)} = NH_{3(g)}$, $\Delta H = -46,2$ кДж
 $p = 10^7 - 10^8$ Па (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
амоніак видаляють його скрапленням при 0°C
- Вихідна суміш містить 86% $N_2 + H_2$ і 4% NH_3 , а кінцева – 74% $N_2 + H_2$ і 16% NH_3 (10% – домішки)



Принцип Ле-Шател'є

- **Принцип Ле-Шател'є**: якщо на систему впливають зовні, рівновага зміщується в напрямку перебігу реакції, що зменшує зовнішній вплив
- **Наслідки**
 - Підвищення T зміщує рівновагу в бік перебігу ендотермічної реакції ($\Delta H > 0$)
 - Підвищення P зміщує рівновагу в бік зменшення кількості газоподібних сполук
 - Підвищення c вихідної речовини зміщує рівновагу в бік утворення продуктів
- **Приклад**: $1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)} = NH_{3(g)}$, $\Delta H = -46,2$ кДж
 $p = 10^7 - 10^8$ Па (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
амоніак видаляють його скрапленням при 0°C
- Вихідна суміш містить 86% $N_2 + H_2$ і 4% NH_3 , а кінцева – 74% $N_2 + H_2$ і 16% NH_3 (10% – домішки)

Каталізатори

- **Каталізатор** – сполука, що значно підвищує швидкість реакції, але в результаті реакції залишається без кількісних змін
- Властивості каталізаторів
 - не змінюють ΔH або ΔG реакції
 - змінюють механізм реакції, але не початковий чи кінцевий стан (зменшують E_a)
 - однаково прискорюють пряму і зворотню реакції, тобто не впливають на стан рівноваги, а лише пришвидчують перехід в цей стан
 - діють селективно (вибірково)



Каталізатори

- **Каталізатор** – сполука, що значно підвищує швидкість реакції, але в результаті реакції залишається без кількісних змін
- Властивості каталізаторів
 - не змінюють ΔH або ΔG реакції
 - змінюють механізм реакції, але не початковий чи кінцевий стан (зменшують E_a)
 - однаково прискорюють пряму і зворотню реакції, тобто не впливають на стан рівноваги, а лише пришвидчують перехід в цей стан
 - діють селективно (вибірково)



Каталізатори

- **Каталізатор** – сполука, що значно підвищує швидкість реакції, але в результаті реакції залишається без кількісних змін
- Властивості каталізаторів
 - не змінюють ΔH або ΔG реакції
 - змінюють механізм реакції, але не початковий чи кінцевий стан (зменшують E_a)
 - однаково прискорюють пряму і зворотню реакції, тобто не впливають на стан рівноваги, а лише пришвидчують перехід в цей стан
 - діють селективно (вибірково)



Каталізатори

- **Каталізатор** – сполука, що значно підвищує швидкість реакції, але в результаті реакції залишається без кількісних змін
- Властивості каталізаторів
 - не змінюють ΔH або ΔG реакції
 - змінюють механізм реакції, але не початковий чи кінцевий стан (зменшують E_a)
 - однаково прискорюють пряму і зворотню реакції, тобто не впливають на стан рівноваги, а лише пришвидчують перехід в цей стан
 - діють селективно (вибірково)



Каталізатори

- **Каталізатор** – сполука, що значно підвищує швидкість реакції, але в результаті реакції залишається без кількісних змін
- Властивості каталізаторів
 - не змінюють ΔH або ΔG реакції
 - змінюють механізм реакції, але не початковий чи кінцевий стан (зменшують E_a)
 - однаково прискорюють пряму і зворотню реакції, тобто не впливають на стан рівноваги, а лише пришвидчують перехід в цей стан
 - діють селективно (вибірково)



Каталізатори

- **Каталізатор** – сполука, що значно підвищує швидкість реакції, але в результаті реакції залишається без кількісних змін
- Властивості каталізаторів
 - не змінюють ΔH або ΔG реакції
 - змінюють механізм реакції, але не початковий чи кінцевий стан (зменшують E_a)
 - однаково прискорюють пряму і зворотню реакції, тобто не впливають на стан рівноваги, а лише пришвидчують перехід в цей стан
 - діють селективно (вибірково)

