

Химическая кинетика

Волобуев Максим Николаевич
vmn2007@ukr.net

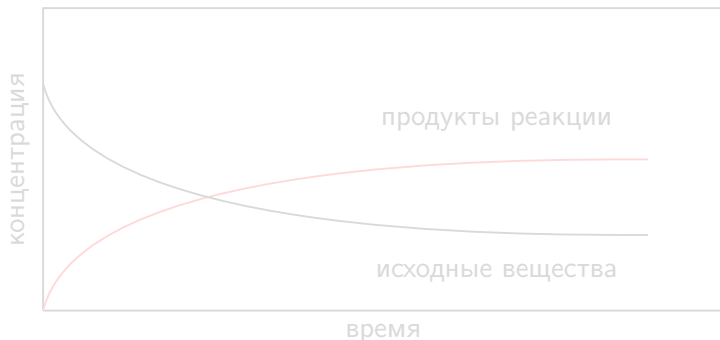
Сделано с использованием L^AT_EX

Кафедра общей и неорганической химии,
НТУ «ХПИ»

17 апреля 2017 г.

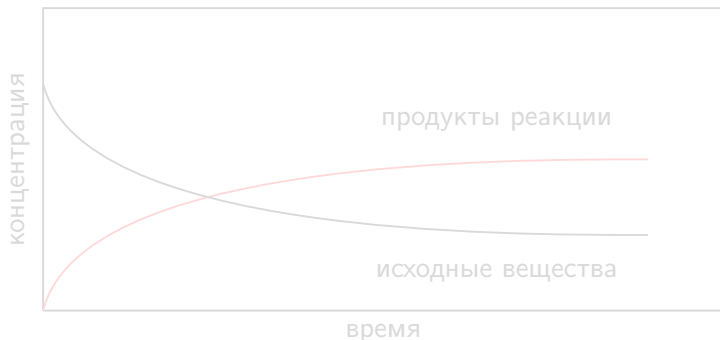
Определения

- Химическая кинетика изучает
 - механизм протекания процесса
 - скорость протекания процесса
- **Скорость** – количество актов взаимодействия в единицу времени, при этом $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt}$



Определения

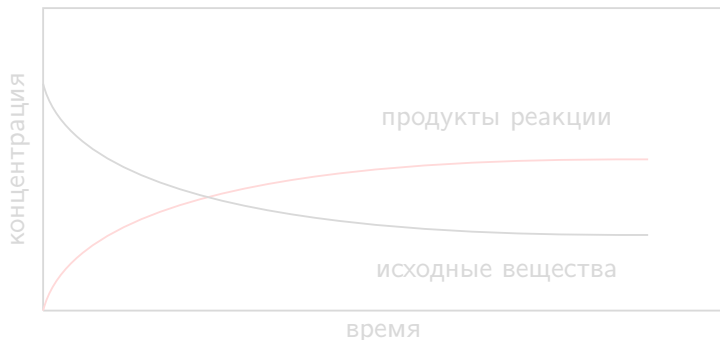
- Химическая кинетика изучает
 - механизм протекания процесса
 - скорость протекания процесса
- Скорость – количество актов взаимодействия в единицу времени, при этом $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt}$



L^AT_EX

Определения

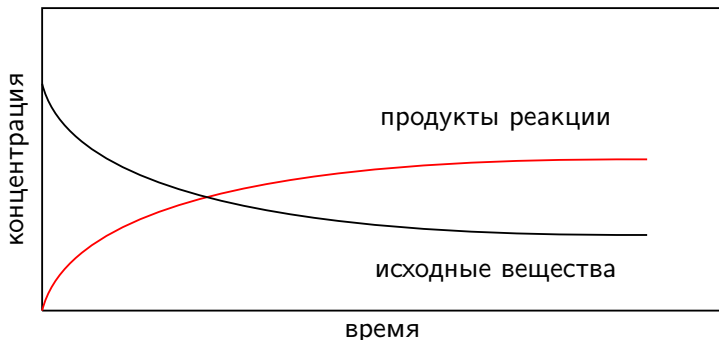
- Химическая кинетика изучает
 - механизм протекания процесса
 - скорость протекания процесса
- Скорость – количество актов взаимодействия в единицу времени, при этом $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt}$



L^AT_EX

Определения

- Химическая кинетика изучает
 - механизм протекания процесса
 - скорость протекания процесса
- **Скорость** – количество актов взаимодействия в единицу времени, при этом $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt}$



L^AT_EX

Основной постулат кинетики

- Скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях их стехиометрических коэффициентов
- Для реакции $aA + bB = cC + dD$
 - $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k зависит от природы А и В, температуры, но не от концентраций!
- Вещества в твёрдой фазе не учитываются:
 $\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(к)} \quad v = kc(\text{CO}_2)$
- Другое название – закон действующих масс

Основной постулат кинетики

- Скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях их стехиометрических коэффициентов
- Для реакции $aA + bB = cC + dD$
 - $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k зависит от природы А и В, температуры, но не от концентраций!
- Вещества в твёрдой фазе не учитываются:
 $\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(к)} \quad v = k(\text{CO}_2)$
- Другое название – закон действующих масс

Основной постулат кинетики

- Скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях их стехиометрических коэффициентов
- Для реакции $aA + bB = cC + dD$
 - $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k зависит от природы А и В, температуры, но не от концентраций!
- Вещества в твёрдой фазе не учитываются:
 $\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(к)} \quad v = k(\text{CO}_2)$
- Другое название – закон действующих масс

Основной постулат кинетики

- Скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях их стехиометрических коэффициентов
- Для реакции $aA + bB = cC + dD$
 - $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k зависит от природы А и В, температуры, но не от концентраций!
- Вещества в твёрдой фазе не учитываются:
 $\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(к)} \quad v = kc(\text{CO}_2)$
- Другое название – закон действующих масс

Основной постулат кинетики

- Скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях их стехиометрических коэффициентов
- Для реакции $aA + bB = cC + dD$
 - $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k зависит от природы А и В, температуры, но не от концентраций!
- Вещества в твёрдой фазе не учитываются:
 $\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(к)} \quad v = k(\text{CO}_2)$
- Другое название – закон действующих масс

Основной постулат кинетики

- Скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях их стехиометрических коэффициентов
- Для реакции $aA + bB = cC + dD$
 - $v = kc^a(A)c^b(B)$
 - k зависит от природы А и В, температуры, но не от концентраций!
- Вещества в твёрдой фазе не учитываются:
 $\text{CaO}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} \rightarrow \text{CaCO}_{3(к)} \quad v = k c(\text{CO}_2)$
- Другое название – закон действующих масс

Температурная зависимость скорости реакции

- Закон Вант-Гоффа: $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ или $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
 - с увеличением T на 10 К скорость увеличивается в 2 – 4 раза
 - γ – температурный коэффициент скорости реакции
- Пример. При повышении T на 20 К скорость реакции увеличилась в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?

- Решение. $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$, $9 = \gamma^2$, $\gamma = 3$

- В общем случае решаем через логарифмирование:
 $\lg 9 = \lg \gamma^2$, $\lg 9/2 = \lg \gamma$, $\gamma = 10^{\lg 9/2} = 10^{0.477} = 3$

Температурная зависимость скорости реакции

- Закон Вант-Гоффа: $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ или $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
 - с увеличением T на **10 К** скорость увеличивается в **2 – 4** раза
 - γ – температурный коэффициент скорости реакции
- Пример. При повышении T на 20 К скорость реакции увеличилась в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?

- Решение. $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$, $9 = \gamma^2$, $\gamma = 3$

- В общем случае решаем через логарифмирование:
 $\lg 9 = \lg \gamma^2$, $\lg 9/2 = \lg \gamma$, $\gamma = 10^{\lg 9/2} = 10^{0.477} = 3$

Температурная зависимость скорости реакции

- Закон Вант-Гоффа: $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ или $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
 - с увеличением T на **10 К** скорость увеличивается в **2 – 4** раза
 - γ – температурный коэффициент скорости реакции
- Пример. При повышении T на 20 К скорость реакции увеличилась в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?

- Решение. $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$, $9 = \gamma^2$, $\gamma = 3$

- В общем случае решаем через логарифмирование:
 $\lg 9 = \lg \gamma^2$, $\lg 9/2 = \lg \gamma$, $\gamma = 10^{\lg 9/2} = 10^{0.477} = 3$

Температурная зависимость скорости реакции

- Закон Вант-Гоффа: $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ или $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
 - с увеличением T на **10 К** скорость увеличивается в **2 – 4** раза
 - γ – температурный коэффициент скорости реакции
- Пример. При повышении T на 20 К скорость реакции увеличилась в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?

- Решение. $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$, $9 = \gamma^2$, $\gamma = 3$

- В общем случае решаем через логарифмирование:
 $\lg 9 = \lg \gamma^2$, $\lg 9/2 = \lg \gamma$, $\gamma = 10^{\lg 9/2} = 10^{0.477} = 3$

Температурная зависимость скорости реакции

- Закон Вант-Гоффа: $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ или $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
 - с увеличением T на **10 К** скорость увеличивается в **2 – 4** раза
 - γ – температурный коэффициент скорости реакции
- Пример. При повышении T на 20 К скорость реакции увеличилась в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?

- Решение. $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$, $9 = \gamma^2$, $\gamma = 3$

- В общем случае решаем через логарифмирование:
 $\lg 9 = \lg \gamma^2$, $\lg 9/2 = \lg \gamma$, $\gamma = 10^{\lg 9/2} = 10^{0.477} = 3$

Температурная зависимость скорости реакции

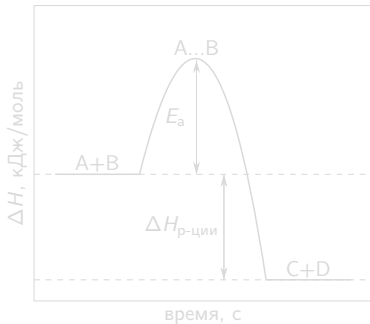
- Закон Вант-Гоффа: $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ или $k_{T_2} = k_{T_1} \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$
 - с увеличением T на **10 К** скорость увеличивается в **2 – 4** раза
 - γ – температурный коэффициент скорости реакции
- Пример. При повышении T на 20 К скорость реакции увеличилась в 9 раз. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции?

- Решение. $\frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$, $9 = \gamma^2$, $\gamma = 3$

- В общем случае решаем через логарифмирование:
 $\lg 9 = \lg \gamma^2$, $\lg 9/2 = \lg \gamma$, $\gamma = 10^{\lg 9/2} = 10^{0.477} = 3$

Уравнение Аррениуса

- Уравнение Аррениуса $k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$



Нахождение E_a :

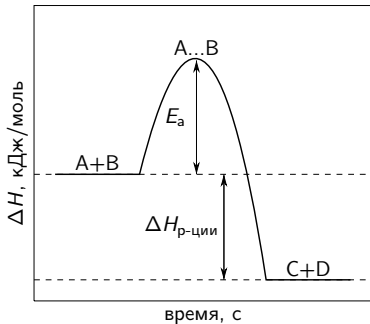
$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A \text{ или}$$

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

- Образование переходного комплекса $A \cdots B$ требует затраты энергии активации (E_a)
- Наличие E_a – причина, по которой не протекают некоторые реакции с $\Delta G < 0$
 - $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4, \quad E_a \approx 0$
 - $H_2 + I_2 = 2HI, \quad E_a = 165,5 \text{ кДж}$

Уравнение Аррениуса

- Уравнение Аррениуса $k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$



Нахождение E_a :

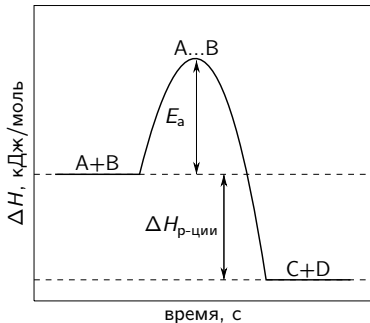
$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A \text{ или}$$

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

- Образование переходного комплекса $A \cdots B$ требует затраты энергии активации (E_a)
- Наличие E_a – причина, по которой не протекают некоторые реакции с $\Delta G < 0$
 - $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4, \quad E_a \approx 0$
 - $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}, \quad E_a = 165,5 \text{ кДж}$

Уравнение Аррениуса

- Уравнение Аррениуса $k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$



Нахождение E_a :

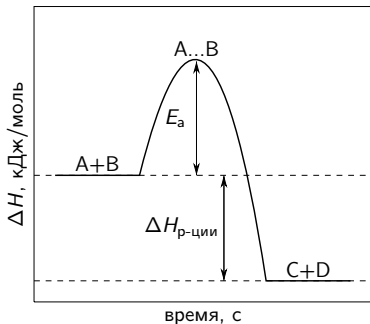
$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A \text{ или}$$

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

- Образование переходного комплекса $A \cdots B$ требует затраты **энергии активации** (E_a)
- Наличие E_a – причина, по которой не протекают некоторые реакции с $\Delta G < 0$
 - $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$, $E_a \approx 0$
 - $H_2 + I_2 = 2HI$, $E_a = 165,5$ кДж

Уравнение Аррениуса

- Уравнение Аррениуса $k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$



Нахождение E_a :

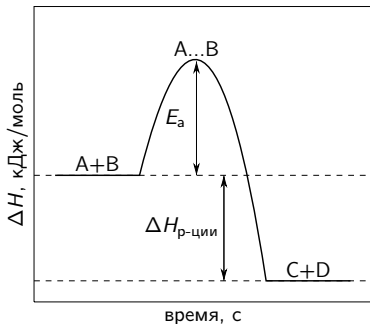
$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A \text{ или}$$

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

- Образование переходного комплекса $A \cdots B$ требует затраты **энергии активации** (E_a)
- Наличие E_a – причина, по которой не протекают некоторые реакции с $\Delta G < 0$
 - $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4, \quad E_a \approx 0$
 - $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}, \quad E_a = 165,5 \text{ кДж}$

Уравнение Аррениуса

- Уравнение Аррениуса $k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$



Нахождение E_a :

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

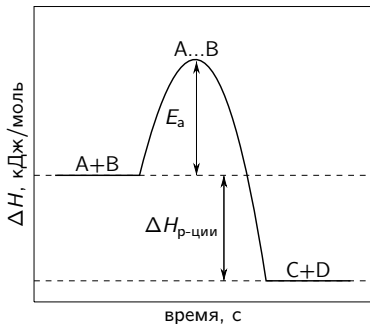
$$\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a}{2,3R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

- Образование переходного комплекса $A \cdots B$ требует затраты **энергии активации** (E_a)
- Наличие E_a – причина, по которой не протекают некоторые реакции с $\Delta G < 0$
 - $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4, \quad E_a \approx 0$
 - $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}, \quad E_a = 165,5 \text{ кДж}$

L^AT_EX

Уравнение Аррениуса

- Уравнение Аррениуса $k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$



Нахождение E_a :

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

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

- Образование переходного комплекса $A \cdots B$ требует затраты **энергии активации** (E_a)
- Наличие E_a – причина, по которой не протекают некоторые реакции с $\Delta G < 0$
 - $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4$, $E_a \approx 0$
 - $H_2 + I_2 = 2HI$, $E_a = 165,5$ кДж

L^AT_EX

Состояние равновесия

- Причина прекращения реакции $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$

- $dC(A)$ может обратиться в 0 по двум причинам

- израсходовался реагент $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
- скорость противоположных реакций одинакова



$$v_{CO} = v_{COCl_2} \Rightarrow k_1[CO][Cl_2] = k_2[COCl_2]$$

- В общем случае $aA + bB = cC + dD$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} - \text{константа равновесия}$$

- Общепринятое обозначение $c_{\text{равн}}(A) \equiv [A]$
- K_c зависит от температуры, природы веществ но не от их концентрации!

Состояние равновесия

- Причина прекращения реакции $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$

- $dC(A)$ может обратиться в 0 по двум причинам

- израсходовался реагент $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
- скорость противоположных реакций одинакова



- $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$

- $v_2 = k_2 c(COCl_2)$

- $v_1 = v_2$ – состояние равновесия

- В общем случае $aA + bB = cC + dD$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} - \text{константа равновесия}$$

- Общепринятое обозначение $c_{\text{равн}}(A) \equiv [A]$

- K_c зависит от температуры, природы веществ но не от их концентрации!

Состояние равновесия

- Причина прекращения реакции $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ может обратиться в 0 по двум причинам
 - израсходовался реагент $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - скорость противоположных реакций одинакова
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – состояние равновесия

- В общем случае $aA + bB = cC + dD$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} - \text{константа равновесия}$$

- Общепринятое обозначение $c_{\text{равн}}(A) \equiv [A]$
- K_c зависит от температуры, природы веществ но не от их концентрации!

Состояние равновесия

- Причина прекращения реакции $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ может обратиться в 0 по двум причинам
 - израсходовался реагент $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - скорость противоположных реакций одинакова
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – состояние равновесия

- В общем случае $aA + bB = cC + dD$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} - \text{константа равновесия}$$

- Общепринятое обозначение $c_{\text{равн}}(A) \equiv [A]$
- K_c зависит от температуры, природы веществ но не от их концентрации!

Состояние равновесия

- Причина прекращения реакции $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ может обратиться в 0 по двум причинам
 - израсходовался реагент $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - скорость противоположных реакций одинакова
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – состояние равновесия
- В общем случае $aA + bB = cC + dD$
$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$
 – константа равновесия
- Общепринятое обозначение $c_{\text{равн}}(A) \equiv [A]$
- K_c зависит от температуры, природы веществ но не от их концентрации!

Состояние равновесия

- Причина прекращения реакции $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ может обратиться в 0 по двум причинам
 - израсходовался реагент $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - скорость противоположных реакций одинакова
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – состояние равновесия

- В общем случае $aA + bB = cC + dD$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} - \text{константа равновесия}$$

- Общепринятое обозначение $c_{\text{равн}}(A) \equiv [A]$
- K_c зависит от температуры, природы веществ но не от их концентрации!

Состояние равновесия

- Причина прекращения реакции $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ может обратиться в 0 по двум причинам
 - израсходовался реагент $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - скорость противоположных реакций одинакова
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – состояние равновесия

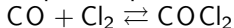
- В общем случае $aA + bB = cC + dD$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} - \text{константа равновесия}$$

- Общепринятое обозначение $c_{\text{равн}}(A) \equiv [A]$
- K_c зависит от температуры, природы веществ но не от их концентрации!

Состояние равновесия

- Причина прекращения реакции $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ может обратиться в 0 по двум причинам
 - израсходовался реагент $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - скорость противоположных реакций одинакова



- $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
- $v_2 = k_2 c(COCl_2)$

- $v_1 = v_2$ – состояние равновесия $K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]}$

- В общем случае $aA + bB = cC + dD$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} - \text{константа равновесия}$$

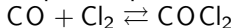
- Общепринятое обозначение $c_{\text{равн}}(A) \equiv [A]$
- K_c зависит от температуры, природы веществ но не от их концентрации!

Состояние равновесия

- Причина прекращения реакции $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$

- $dC(A)$ может обратиться в 0 по двум причинам

- израсходовался реагент $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
- скорость противоположных реакций одинакова



- $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$

- $v_2 = k_2 c(COCl_2)$

- $v_1 = v_2$ – состояние равновесия $K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]}$

- В общем случае $aA + bB = cC + dD$

$$K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} - \text{константа равновесия}$$

- Общепринятое обозначение $c_{\text{равн}}(A) \equiv [A]$

- K_c зависит от температуры, природы веществ но не от их концентрации!

Состояние равновесия

- Причина прекращения реакции $v_A = \pm \frac{dC(A)}{dt} = 0$
- $dC(A)$ может обратиться в 0 по двум причинам
 - израсходовался реагент $2N_2O \rightarrow 2N_2 + O_2$
 - скорость противоположных реакций одинакова
 $CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2$
 - $v_1 = k_1 c(CO)c(Cl_2)$
 - $v_2 = k_2 c(COCl_2)$
 - $v_1 = v_2$ – состояние равновесия $K_c = \frac{[COCl_2]}{[CO][Cl_2]}$
- В общем случае $aA + bB = cC + dD$
 $K_c = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ – константа равновесия
- Общепринятое обозначение $c_{\text{равн}}(A) \equiv [A]$
- K_c зависит от температуры, природы веществ но не от их концентрации!

Константы равновесия

- Физический смысл: мера превращения исходных веществ в продукты реакции
 - $K \rightarrow \infty$ – полное превращение
 - $K \rightarrow 0$ – превращение не наблюдается
- Для газов можно использовать давление: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Связь константы равновесия с ΔG : $\Delta G = -RT \ln K_p$
($p, T = \text{const}$)
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ или $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- Из прямолинейной зависимости $\ln K$ от $1/T$ можно получить ΔH

Константы равновесия

- Физический смысл: мера превращения исходных веществ в продукты реакции
 - $K \rightarrow \infty$ – полное превращение
 - $K \rightarrow 0$ – превращение не наблюдается
- Для газов можно использовать давление: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Связь константы равновесия с ΔG : $\Delta G = -RT \ln K_p$
($p, T = \text{const}$)
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ или $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- Из прямолинейной зависимости $\ln K$ от $1/T$ можно получить ΔH

Константы равновесия

- Физический смысл: мера превращения исходных веществ в продукты реакции
 - $K \rightarrow \infty$ – полное превращение
 - $K \rightarrow 0$ – превращение не наблюдается
- Для газов можно использовать давление: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Связь константы равновесия с ΔG : $\Delta G = -RT \ln K_p$
($p, T = \text{const}$)
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ или $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- Из прямолинейной зависимости $\ln K$ от $1/T$ можно получить ΔH

Константы равновесия

- Физический смысл: мера превращения исходных веществ в продукты реакции
 - $K \rightarrow \infty$ – полное превращение
 - $K \rightarrow 0$ – превращение не наблюдается
- Для газов можно использовать давление: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Связь константы равновесия с ΔG : $\Delta G = -RT \ln K_p$
($p, T = \text{const}$)
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ или $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- Из прямолинейной зависимости $\ln K$ от $1/T$ можно получить ΔH

Константы равновесия

- Физический смысл: мера превращения исходных веществ в продукты реакции
 - $K \rightarrow \infty$ – полное превращение
 - $K \rightarrow 0$ – превращение не наблюдается
- Для газов можно использовать давление: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Связь константы равновесия с ΔG : $\Delta G = -RT \ln K_p$
($p, T = \text{const}$)
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ или $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- Из прямолинейной зависимости $\ln K$ от $1/T$ можно получить ΔH

Константы равновесия

- Физический смысл: мера превращения исходных веществ в продукты реакции
 - $K \rightarrow \infty$ – полное превращение
 - $K \rightarrow 0$ – превращение не наблюдается
- Для газов можно использовать давление: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Связь константы равновесия с ΔG : $\Delta G = -RT \ln K_p$
($p, T = \text{const}$)
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ или $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- Из прямолинейной зависимости $\ln K$ от $1/T$ можно получить ΔH

Константы равновесия

- Физический смысл: мера превращения исходных веществ в продукты реакции
 - $K \rightarrow \infty$ – полное превращение
 - $K \rightarrow 0$ – превращение не наблюдается
- Для газов можно использовать давление: $K_p = \frac{p_C^c p_D^d}{p_A^a p_B^b}$
- Связь константы равновесия с ΔG : $\Delta G = -RT \ln K_p$
($p, T = \text{const}$)
- $(\Delta H - T\Delta S) = -RT \ln K$ или $\ln K = \frac{\Delta S}{R} - \frac{\Delta H}{RT}$
- Из прямолинейной зависимости $\ln K$ от $1/T$ можно получить ΔH

Использование констант равновесия

- Определите равновесный состав системы, если в литровый реактор подали 2 моль H_2 и 3 моль I_2 .

- Запишем уравнение реакции: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$

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

- Вычислим K_c через термодинамические данные

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

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

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

- $\Delta G = -RT \ln K$, $K = \exp\left(-\frac{\Delta G}{RT}\right) = e^{\frac{-16000}{8.314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$

- Далее для решения удобно использовать таблицу

Использование констант равновесия

- Определите равновесный состав системы, если в литровый реактор подали 2 моль H_2 и 3 моль I_2 .

- Запишем уравнение реакции: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$

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

- Вычислим K_c через термодинамические данные

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

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

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

- $\Delta G = -RT \ln K$, $K = \exp\left(-\frac{\Delta G}{RT}\right) = e^{\frac{-16000}{8.314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$

- Далее для решения удобно использовать таблицу

Использование констант равновесия

- Определите равновесный состав системы, если в литровый реактор подали 2 моль H_2 и 3 моль I_2 .

- Запишем уравнение реакции: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$

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

- Вычислим K_c через термодинамические данные

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

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

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

- $\Delta G = -RT \ln K$, $K = \exp\left(-\frac{\Delta G}{RT}\right) = e^{\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$

- Далее для решения удобно использовать таблицу

Использование констант равновесия

- Определите равновесный состав системы, если в литровый реактор подали 2 моль H_2 и 3 моль I_2 .

- Запишем уравнение реакции: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$

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

- Вычислим K_c через термодинамические данные

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

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

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

- $\Delta G = -RT \ln K$, $K = \exp\left(-\frac{\Delta G}{RT}\right) = e^{\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$

- Далее для решения удобно использовать таблицу

Использование констант равновесия

- Определите равновесный состав системы, если в литровый реактор подали 2 моль H_2 и 3 моль I_2 .

- Запишем уравнение реакции: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$

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

- Вычислим K_c через термодинамические данные

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

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

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

- $\Delta G = -RT \ln K$, $K = \exp\left(-\frac{\Delta G}{RT}\right) = e^{\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$

- Далее для решения удобно использовать таблицу

Использование констант равновесия

- Определите равновесный состав системы, если в литровый реактор подали 2 моль H_2 и 3 моль I_2 .

- Запишем уравнение реакции: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$

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

- Вычислим K_c через термодинамические данные

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

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

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

- $\Delta G = -RT \ln K$, $K = \exp\left(-\frac{\Delta G}{RT}\right) = e^{\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$

- Далее для решения удобно использовать таблицу

Использование констант равновесия

- Определите равновесный состав системы, если в литровый реактор подали 2 моль H_2 и 3 моль I_2 .

- Запишем уравнение реакции: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$

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

- Вычислим K_c через термодинамические данные

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

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

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

- $\Delta G = -RT \ln K$, $K = \exp\left(-\frac{\Delta G}{RT}\right) = e^{\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$

- Далее для решения удобно использовать таблицу

Использование констант равновесия

- Определите равновесный состав системы, если в литровый реактор подали 2 моль H_2 и 3 моль I_2 .

- Запишем уравнение реакции: $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{I}_{2(\text{г})} = 2\text{HI}_{(\text{г})}$

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

- Вычислим K_c через термодинамические данные

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

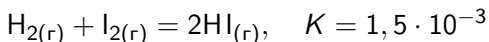
- $\Delta S_{\text{р-ции}} = 412 - 131 - 261 = 20$ Дж/К

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

- $\Delta G = -RT \ln K$, $K = \exp\left(-\frac{\Delta G}{RT}\right) = e^{\frac{-16000}{8,314 \cdot 298}} = 1,5 \cdot 10^{-3}$

- Далее для решения удобно использовать таблицу

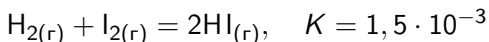
Нахождение равновесного состава



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

- Для константы получаем выражение: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$
- Решение может быть таким
 - $9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$
 - $4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$
 - $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$
- Тогда $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л

Нахождение равновесного состава

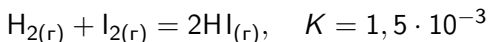


	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{I}_{2(g)}$	$\text{HI}_{(g)}$
$C_{\text{исх}}$	2	3	0
$C_{\text{реак}}$	x	x	—
$C_{\text{обр}}$	—	—	$2x$
[]	$2 - x$	$3 - x$	$2x$

- Для константы получаем выражение: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$
- Решение может быть таким
 - $9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$
 - $4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$
 - $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$
- Тогда $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л

L^AT_EX

Нахождение равновесного состава

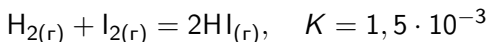


	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{I}_{2(g)}$	$\text{HI}_{(g)}$	Пусть $x \ll 2$, тогда $1,5 \cdot 10^{-3} = \frac{4x^2}{6}$ $x = 4,74 \cdot 10^{-2} = 0,0474$ (первое приближение)
$C_{\text{исх}}$	2	3	0	
$C_{\text{реак}}$	x	x	—	
$C_{\text{обр}}$	—	—	$2x$	
[]	$2 - x$	$3 - x$	$2x$	

- Для константы получаем выражение: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$
- Решение может быть таким
 - $9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$
 - $4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$
 - $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$
- Тогда $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л

L^AT_EX

Нахождение равновесного состава

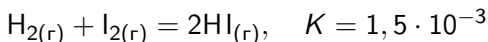


	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{I}_{2(g)}$	$\text{HI}_{(g)}$	Пусть $x \ll 2$, тогда $1,5 \cdot 10^{-3} = \frac{4x^2}{6}$ $x = 4,74 \cdot 10^{-2} = 0,0474$ (первое приближение)
$C_{\text{исх}}$	2	3	0	
$C_{\text{реак}}$	x	x	—	
$C_{\text{обр}}$	—	—	$2x$	
[]	$2 - x$	$3 - x$	$2x$	

- Для константы получаем выражение: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$
- Решение может быть таким
 - $9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$
 - $4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$
 - $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$
- Тогда $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л

L^AT_EX

Нахождение равновесного состава

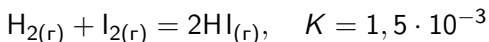


	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{I}_{2(g)}$	$\text{HI}_{(g)}$	Пусть $x \ll 2$, тогда $1,5 \cdot 10^{-3} = \frac{4x^2}{6}$ $x = 4,74 \cdot 10^{-2} = 0,0474$ (первое приближение)
$C_{\text{исх}}$	2	3	0	
$C_{\text{реак}}$	x	x	—	
$C_{\text{обр}}$	—	—	$2x$	
[]	$2 - x$	$3 - x$	$2x$	

- Для константы получаем выражение: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$
- Решение может быть таким
 - $9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$
 - $4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$
 - $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$
- Тогда $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л

L^AT_EX

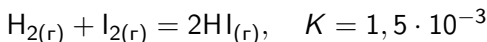
Нахождение равновесного состава



	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{I}_{2(g)}$	$\text{HI}_{(g)}$	Пусть $x \ll 2$, тогда $1,5 \cdot 10^{-3} = \frac{4x^2}{6}$ $x = 4,74 \cdot 10^{-2} = 0,0474$ (первое приближение)
$C_{\text{исх}}$	2	3	0	
$C_{\text{реак}}$	x	x	—	
$C_{\text{обр}}$	—	—	$2x$	
[]	$2 - x$	$3 - x$	$2x$	

- Для константы получаем выражение: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$
- Решение может быть таким
 - $9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$
 - $4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$
 - $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$
- Тогда $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л

Нахождение равновесного состава



	$\text{H}_{2(g)}$	$\text{I}_{2(g)}$	$\text{HI}_{(g)}$	Пусть $x \ll 2$, тогда $1,5 \cdot 10^{-3} = \frac{4x^2}{6}$ $x = 4,74 \cdot 10^{-2} = 0,0474$ (первое приближение)
$C_{\text{исх}}$	2	3	0	
$C_{\text{реак}}$	x	x	—	
$C_{\text{обр}}$	—	—	$2x$	
[]	$2 - x$	$3 - x$	$2x$	

- Для константы получаем выражение: $K = \frac{(2x)^2}{(2-x)(3-x)}$
- Решение может быть таким
 - $9 \cdot 10^{-3} - 7,5 \cdot 10^{-3}x + 1,5 \cdot 10^{-3}x^2 = 4x^2$
 - $4x^2 + 7,5 \cdot 10^{-3}x - 9 \cdot 10^{-3} = 0$
 - $x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{7,5 \cdot 10^{-3} + \sqrt{56,25 \cdot 10^{-6} + 0,144}}{8} = 0,0465$
- Тогда $[\text{H}_2] = 1,95$; $[\text{I}_2] = 2,95$; $[\text{HI}] = 0,093$ моль/л

L^AT_EX

Принцип Ле-Шателье

- Равновесие – динамический процесс
- **Принцип Ле-Шателье:** если на систему оказывают внешнее воздействие, равновесие смещается в направлении протекания реакции, уменьшающей внешнее воздействие
- Следствия
 - Повышение T смещает равновесие в сторону протекания эндотермической реакции ($\Delta H > 0$)
 - Повышение P смещает равновесие в сторону уменьшения количеств газообразных веществ
 - Повышение c исходного вещества смещает равновесие в сторону образования продуктов
- Пример $1/2N_{2(г)} + 3/2H_{2(г)} = NH_{3(г)}$, $\Delta H = -46,2$ кДж
 $p = 10^7 - 10^8$ Па (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
 аммиак удаляют растворением в H_2O

Принцип Ле-Шателье

- Равновесие – динамический процесс
- **Принцип Ле-Шателье:** если на систему оказывают внешнее воздействие, равновесие смещается в направлении протекания реакции, уменьшающей внешнее воздействие
- Следствия
 - Повышение T смещает равновесие в сторону протекания эндотермической реакции ($\Delta H > 0$)
 - Повышение P смещает равновесие в сторону уменьшения количества газообразных веществ
 - Повышение c исходного вещества смещает равновесие в сторону образования продуктов
- Пример $1/2N_{2(g)} + 3/2H_{2(g)} = NH_{3(g)}$, $\Delta H = -46,2$ кДж
 $p = 10^7 - 10^8$ Па (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
аммиак удаляют растворением в H_2O

Принцип Ле-Шателье

- Равновесие – динамический процесс
- **Принцип Ле-Шателье:** если на систему оказывают внешнее воздействие, равновесие смещается в направлении протекания реакции, уменьшающей внешнее воздействие
- Следствия
 - Повышение T смещает равновесие в сторону протекания эндотермической реакции ($\Delta H > 0$)
 - Повышение P смещает равновесие в сторону уменьшения количеств газообразных веществ
 - Повышение c исходного вещества смещает равновесие в сторону образования продуктов
- Пример $1/2\text{N}_{2(\text{г})} + 3/2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{NH}_{3(\text{г})}$, $\Delta H = -46,2$ кДж
 $p = 10^7 - 10^8$ Па (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
аммиак удаляют растворением в H_2O

Принцип Ле-Шателье

- Равновесие – динамический процесс
- **Принцип Ле-Шателье:** если на систему оказывают внешнее воздействие, равновесие смещается в направлении протекания реакции, уменьшающей внешнее воздействие
- Следствия
 - Повышение T смещает равновесие в сторону протекания эндотермической реакции ($\Delta H > 0$)
 - Повышение P смещает равновесие в сторону уменьшения количеств газообразных веществ
 - Повышение c исходного вещества смещает равновесие в сторону образования продуктов
- Пример $1/2\text{N}_{2(\text{г})} + 3/2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{NH}_{3(\text{г})}$, $\Delta H = -46,2$ кДж
 $p = 10^7 - 10^8$ Па (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
аммиак удаляют растворением в H_2O

Принцип Ле-Шателье

- Равновесие – динамический процесс
- **Принцип Ле-Шателье:** если на систему оказывают внешнее воздействие, равновесие смещается в направлении протекания реакции, уменьшающей внешнее воздействие
- Следствия
 - Повышение T смещает равновесие в сторону протекания эндотермической реакции ($\Delta H > 0$)
 - Повышение P смещает равновесие в сторону уменьшения количеств газообразных веществ
 - Повышение c исходного вещества смещает равновесие в сторону образования продуктов
- Пример $1/2\text{N}_{2(\text{г})} + 3/2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{NH}_{3(\text{г})}$, $\Delta H = -46,2 \text{ кДж}$
 $p = 10^7 - 10^8 \text{ Па}$ (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
аммиак удаляют растворением в H_2O

Принцип Ле-Шателье

- Равновесие – динамический процесс
- **Принцип Ле-Шателье:** если на систему оказывают внешнее воздействие, равновесие смещается в направлении протекания реакции, уменьшающей внешнее воздействие
- Следствия
 - Повышение T смещает равновесие в сторону протекания эндотермической реакции ($\Delta H > 0$)
 - Повышение P смещает равновесие в сторону уменьшения количеств газообразных веществ
 - Повышение c исходного вещества смещает равновесие в сторону образования продуктов
- Пример $1/2\text{N}_{2(\text{г})} + 3/2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{NH}_{3(\text{г})}$, $\Delta H = -46,2 \text{ кДж}$
 $p = 10^7 - 10^8 \text{ Па}$ (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
аммиак удаляют растворением в H_2O

Принцип Ле-Шателье

- Равновесие – динамический процесс
- **Принцип Ле-Шателье:** если на систему оказывают внешнее воздействие, равновесие смещается в направлении протекания реакции, уменьшающей внешнее воздействие
- Следствия
 - Повышение T смещает равновесие в сторону протекания эндотермической реакции ($\Delta H > 0$)
 - Повышение P смещает равновесие в сторону уменьшения количеств газообразных веществ
 - Повышение c исходного вещества смещает равновесие в сторону образования продуктов
- Пример $1/2\text{N}_{2(\text{г})} + 3/2\text{H}_{2(\text{г})} = \text{NH}_{3(\text{г})}$, $\Delta H = -46,2$ кДж
 $p = 10^7 - 10^8$ Па (100-1000 атм.), $t = 450 - 500^\circ\text{C}$,
аммиак удаляют растворением в H_2O

Катализаторы

- **Катализатор** – вещество, значительно повышающее скорость реакции, но в результате реакции остающееся без количественных изменений
- Свойства катализаторов
 - не изменяют ΔH или ΔG реакции
 - изменяют механизм реакции, но не начальное и конечное состояние (уменьшают E_a)
 - одинаково ускоряют прямую и обратную реакции, т.е. не изменяют состояние равновесия, а только ускоряют переход в это состояние.
 - действуют селективно (избирательно)

Катализаторы

- **Катализатор** – вещество, значительно повышающее скорость реакции, но в результате реакции остающееся без количественных изменений
- Свойства катализаторов
 - не изменяют ΔH или ΔG реакции
 - изменяют механизм реакции, но не начальное и конечное состояние (уменьшают E_a)
 - одинаково ускоряют прямую и обратную реакции, т.е. не изменяют состояние равновесия, а только ускоряют переход в это состояние.
 - действуют селективно (избирательно)

Катализаторы

- **Катализатор** – вещество, значительно повышающее скорость реакции, но в результате реакции остающееся без количественных изменений
- Свойства катализаторов
 - не изменяют ΔH или ΔG реакции
 - изменяют механизм реакции, но не начальное и конечное состояние (уменьшают E_a)
 - одинаково ускоряют прямую и обратную реакции, т.е. не изменяют состояние равновесия, а только ускоряют переход в это состояние.
 - действуют селективно (избирательно)

Катализаторы

- **Катализатор** – вещество, значительно повышающее скорость реакции, но в результате реакции остающееся без количественных изменений
- Свойства катализаторов
 - не изменяют ΔH или ΔG реакции
 - изменяют механизм реакции, но не начальное и конечное состояние (уменьшают E_a)
 - одинаково ускоряют прямую и обратную реакции, т.е. не изменяют состояние равновесия, а только ускоряют переход в это состояние.
 - действуют селективно (избирательно)

Катализаторы

- **Катализатор** – вещество, значительно повышающее скорость реакции, но в результате реакции остающееся без количественных изменений
- Свойства катализаторов
 - не изменяют ΔH или ΔG реакции
 - изменяют механизм реакции, но не начальное и конечное состояние (уменьшают E_a)
 - одинаково ускоряют прямую и обратную реакции, т.е. не изменяют состояние равновесия, а только ускоряют переход в это состояние.
 - действуют селективно (избирательно)

Катализаторы

- **Катализатор** – вещество, значительно повышающее скорость реакции, но в результате реакции остающееся без количественных изменений
- Свойства катализаторов
 - не изменяют ΔH или ΔG реакции
 - изменяют механизм реакции, но не начальное и конечное состояние (уменьшают E_a)
 - одинаково ускоряют прямую и обратную реакции, т.е. не изменяют состояние равновесия, а только ускоряют переход в это состояние.
 - действуют селективно (избирательно)