
ХИМИЯ

Розенблюм Людмила Васильевна
ст. преподаватель



Литература

- 1. Попков В.А., Пузаков С.А. Общая химия: Учебник. - М.: ГЭОТАР-Медиа, 2007. -976 с.**
 - 2. Пузаков С.А. Сборник задач и упражнений по общей химии: Учеб. пособие/ С.А.Пузаков, В.А. Попков, А.А. Филиппова.- 2-е изд. испр. и доп. - М.: Высшая школа, 2007. -255 с.**
 - 3. Литвинова Т.Н. Сборник задач по общей химии: Учеб. пособие для студентов мед. вузов. - 3-е изд., перераб./- М.:ООО "Изд-во ОНИКС", 2007. - 244 с.**
 - 4. Шеина О.А., Вервекина Н.В. Задачи и упражнения по общей и биорганической химии: Учеб. пособие/ Тамбов: Издательский дом ТГУ им. Г.Р. Державина, 2008. - 39 с.**
-



5.Биоорганическая химия. Учебник. (Тюкавкина Н.А., Бауков Ю.И.). 7 изд., Дрофа. 2008 – 543 с.

6.Руководство к лабораторным занятиям по биоорганической химии, под ред. Н.А. Тюкавкиной, Дрофа, 2009 г., 5 изд.–318с.

7.Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. Учебник для медицинских вузов. (Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берлянд и др. Ред.Ю.А.Ершов), 8 изд., 560 с.- М,:Высш.шк.,2010 г.

8.Биофизическая и бионеорганическая химия (А. С. Ленский, И.Ю.Белавин, С.Ю.Быликин), М, МИА, 2008, - 416 с.



Интернет-источники

<http://www.chem.msu.su>

<http://www.xumuk.ru/>

<http://www.alhimik.ru/>

<http://www.chemlib.ru>

<http://alhimikov.net/>

<http://chemistry.narod.ru/>

<http://www.chemport.ru/>



Значение химии в медицине

- 1.78** химических элементов входят в состав живых организмов.
- 2.44** элемента входят в состав лекарственных препаратов.
- 3.**Изотопы **38** элементов используются в диагностике и радиотерапии различных заболеваний.
- 4.**Более **70** элементов входят в состав материалов, применяемых для изготовления медицинской аппаратуры, приборов, инструментов, перевязочных средств, искусственной крови, различных протезов, зуботехнических материалов и др.
- 5.** В организме человека реализуется около **100** тысяч химических превращений.
- 6.** Живая клетка функционирует по строгим законам химии.
- 7.** Более **75 %** лекарственных средств производит химико-фармацевтическая промышленность.



Задача, стоящая перед медиками в ближайшее время, предупредить, а не лечить болезни.

Чтобы стать высококвалифицированным специалистом нужно помнить высказывание М.В. Ломоносова:

«...Медик без достаточного познания химии совершенен быть не может... От одной химии уповать можно на исправление недостатков лечебной науки»



ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА



Термодинамика – наука, изучающая общие законы взаимного превращения одной формы энергии в другую.

Система – это совокупность материальных объектов (тел), ограниченных каким-либо образом от окружающей среды

Элементы системы – части, обладающие определенными свойствами.



Система

```
graph TD; A[Система] --> B[изолированная]; A --> C[замкнутая]; A --> D[открытая]
```

изолированная

замкнутая

открытая

Параметры системы

Интенсивные

(не зависят от массы или числа частиц в системе)

давление,
температура и т.
п.

Экстенсивные

(зависят от массы или числа частиц в системе)

общая энергия,
энтропия,
внутренняя
энергия

Термодинамический процесс

– изменение параметров термодинамической системы.



Энергия системы (W) - совокупность
двух частей: зависящей от движения и
положения системы как целого ($W_{ц}$) и
не зависящей от этих факторов (U)

$$W = W_{ц} + U$$

U - внутренняя энергия системы



Внутренняя энергия разделяется на свободную энергию и связанную энергию:

$$U = G + W_{\text{св}}$$

- **Свободная энергия (G)** – та часть внутренней энергии, которая может быть использована для совершения работы
- **Связанная энергия ($W_{\text{св}}$)** – та часть энергии, которую нельзя превратить в работу



При сообщении термодинамической системе некоторого количества теплоты Q в общем случае происходит изменение внутренней энергии системы ΔU и система совершает работу A :

$$Q = \Delta U + A$$



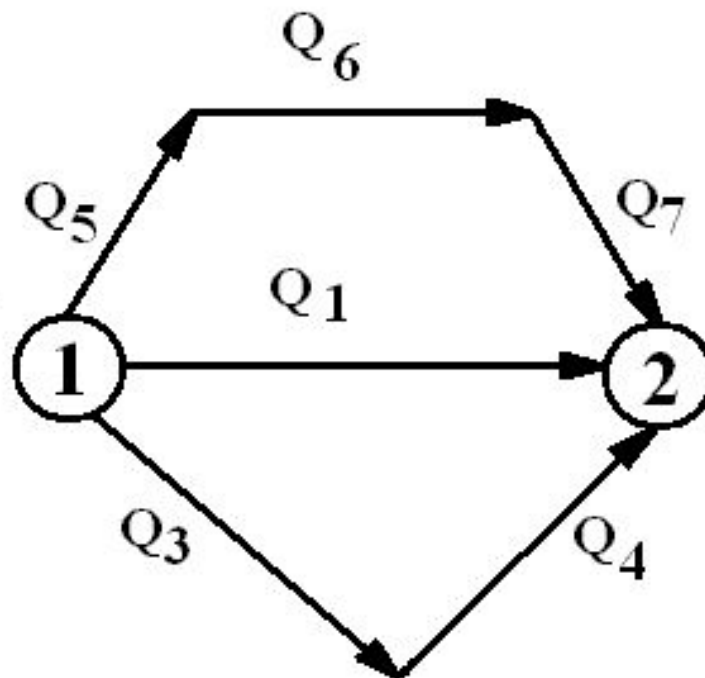
Энергия расширенной системы, или внутреннее теплосодержание системы называется **энтальпией (H)**.

Для экзотермических реакций **$Q > 0, \Delta H < 0$**

Для эндотермических реакций **$Q < 0, \Delta H > 0$**



A_1, A_2, A_3
исходные
вещества



B_1, B_2
конечные
вещества

$$Q_1 = Q_2 + Q_3 = Q_4 + Q_5 + Q_6$$



I следствие закона Гесса

$$\Delta H_p = \sum_n v_n \Delta H_{\text{сгор},n} - \sum_k v_k \Delta H_{\text{сгор},k}$$

где v_n, v_k - стехиометрические коэффициенты

для реакции $aA + bB \rightarrow dD$

II следствие закона

$$\Delta H_{\text{реакц}} = \sum_k v_k \Delta H_{\text{обр},k} - \sum_n v_n \Delta H_{\text{обр},n}$$
$$\Delta H_{\text{реакц}}^0 = \sum_k v_k \Delta H_{\text{обр},k}^0 - \sum_n v_n \Delta H_{\text{обр},n}^0$$



Величина и знак теплоты образования
характеризуют устойчивость
соединения в данных условиях

Вещество	NH_3	PH_3	AsH_3	SbH_3	BiH_3
ΔH_{298}° , кДж/моль	-46,15	+12,56	+66,38	+145,00	



$$\Delta H_{298}^\circ(\text{реакции}) = \Delta H_{298}^\circ(\text{HCl}) + \Delta H_{298}^\circ(\text{NH}_3)$$

$$\Delta H_{298}^\circ(\text{NH}_4\text{Cl}) = 176,55 \text{ кДж/моль}$$

$\Delta H > 0$, р-ция эндотермическая



Энтропия (S) - функция состояния термодинамической системы, используемая во втором законе т/д для выражения через нее возможности или невозможности самопроизвольного протекания процесса.

Если $\Delta S > 0$, то процесс термодинамически возможен, если $\Delta S < 0$, то его самопроизвольное протекание исключается

$$\Delta S^0_{298}(\text{р-ции}) = \sum \Delta S^0_{298}(\text{прод. р-ции}) - \sum \Delta S^0_{298}(\text{исх. в-в})$$



ΔG – изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса)

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

где **ΔH** – изменение энтальпии,
T – абсолютная температура,
 ΔS – изменение энтропии.

Если **$\Delta G < 0$** , процесс протекает самопроизвольно

если **$\Delta G > 0$** , то самопроизвольный процесс невозможен.



Особенности живых организмов с позиции термодинамики

- 1. Живой организм – открытая система, непрерывно обменивающаяся с окружающей средой и веществом и энергией.**
- 2. Приложение второго закона т/д к живым системам немыслимо без учета влияния биологических закономерностей. Характер изменения энтропии, имеющий решающее значение в неживых системах, в случае биологических систем имеет лишь подчиненное значение.**



3. Все биохимические процессы, происходящие в клетках живых организмов, протекают при постоянной температуре, давлении, при незначительных перепадах концентраций, без резких изменений объема и др.

4. Основным источником энергии живого организма является химическая энергия, заключенная в пищевых продуктах, часть которой расходуется на:

-Совершение работы внутри организма, связанной с дыханием, кровообращением, перемещением метаболитов и др.

-Нагревание вдыхаемого воздуха, потребляемой пищи, воды и др.



Главными компонентами пищи являются **углеводы, жиры и белки.**

Калорийность, то есть энергия, выделяемая в процессе диссимиляции этих веществ, составляет в среднем: Углеводы - **17** кДж/г

Жиры – **40** кДж/г

Белки – **17** кДж/г.

При нормальной трудовой деятельности энергетические затраты человека покрываются за счет углеводов на **60 %**, жиров – на **25 %**, белков – на **15 %**. При правильном питании норма суточного потребления (без учета тяжёлого физического труда) составляет: Углеводов **400-500** г,

Жиров **60- 70** г,

Белков **80- 100**г.



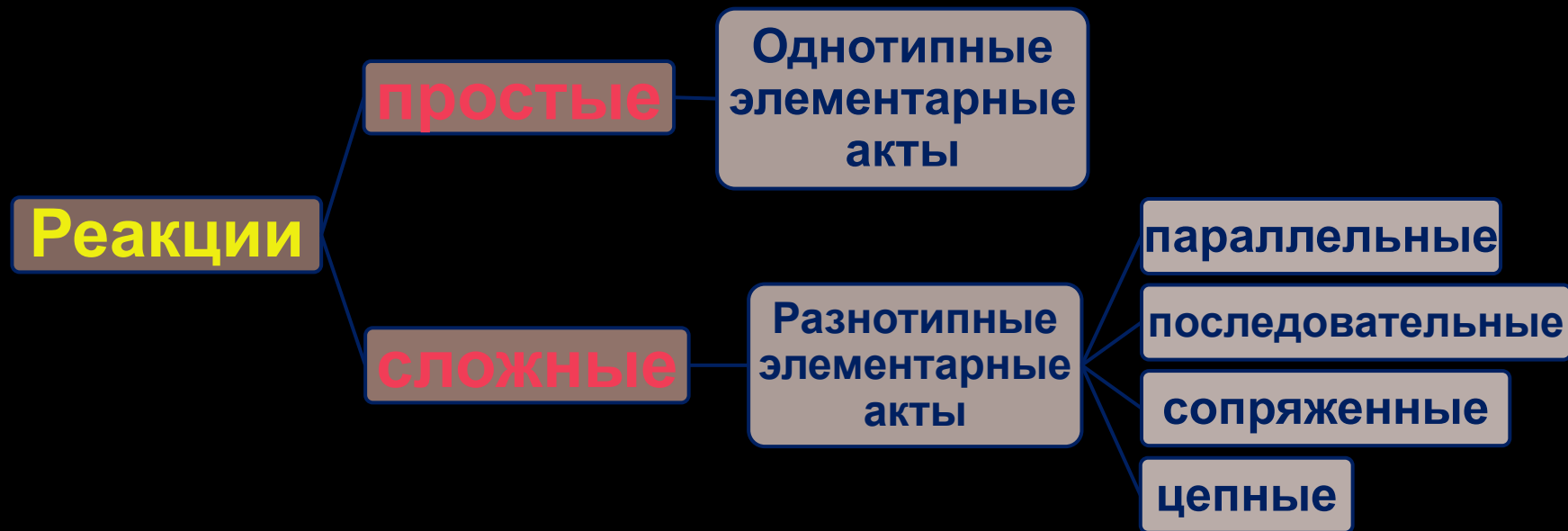
ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ



Химическая кинетика занимается
исследованием механизмов реакций
и течения их во времени.

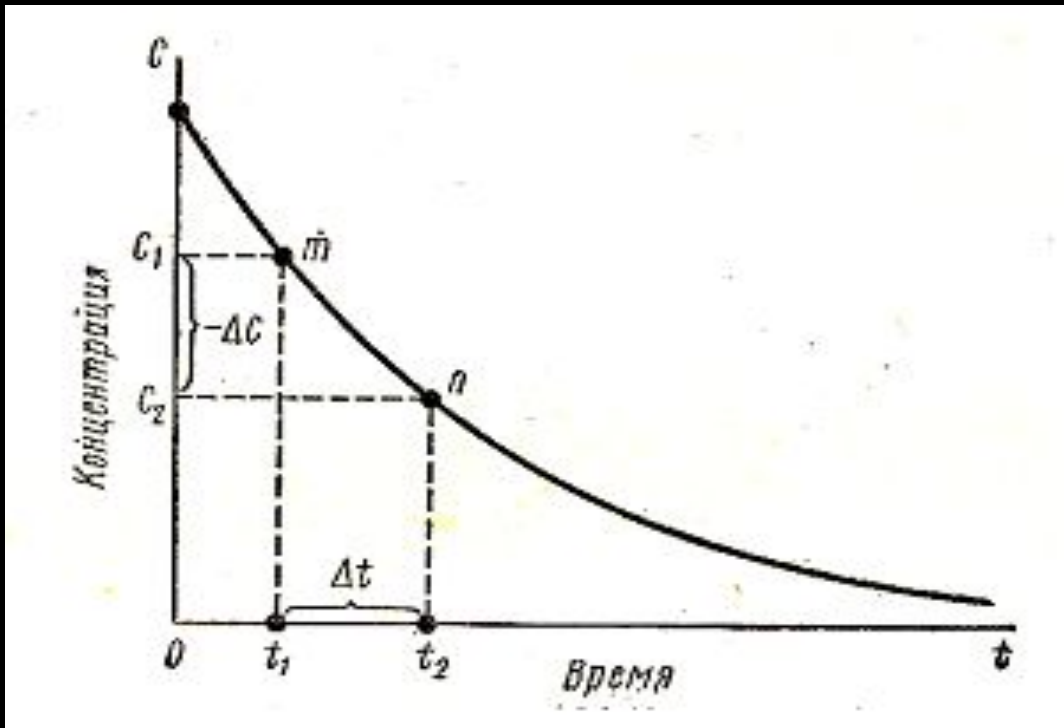
Механизм реакции –
последовательность и характер
стадий химических реакций





$$V = \pm(C_2 - C_1) / (t_2 - t_1) = \pm \Delta C / \Delta t$$

Скорость химической реакции - изменение концентрации реагирующих веществ в единицу времени.



Скорость реакции

истинная

$$V_{\text{ист}} = \pm \frac{dc}{dt}$$

средняя

$$V = \pm \frac{\Delta c}{\Delta \tau}$$

Факторы, влияющие на скорость химических реакций

Концентрация (давление)

природа и дисперсность реагентов

температура

присутствие катализатора

pH среды



Закон действующих масс

(К. Гульдберг и П. Вааге)

При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна концентрации реагирующих веществ

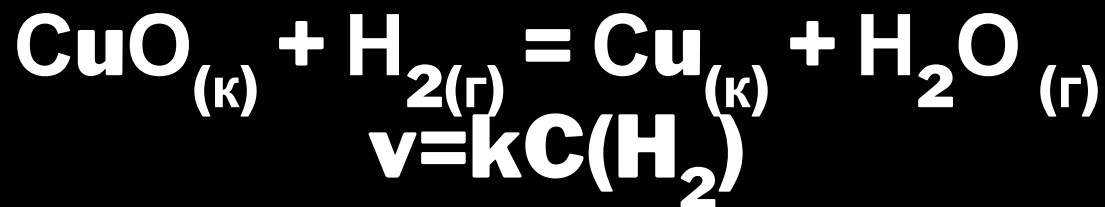


$$v = k C_A^n C_B^m$$

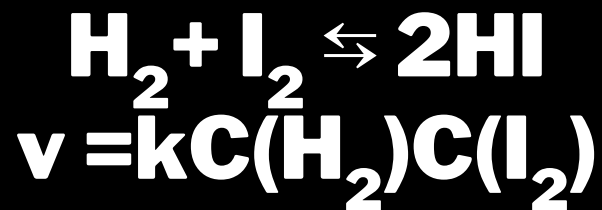
k — константа скорости

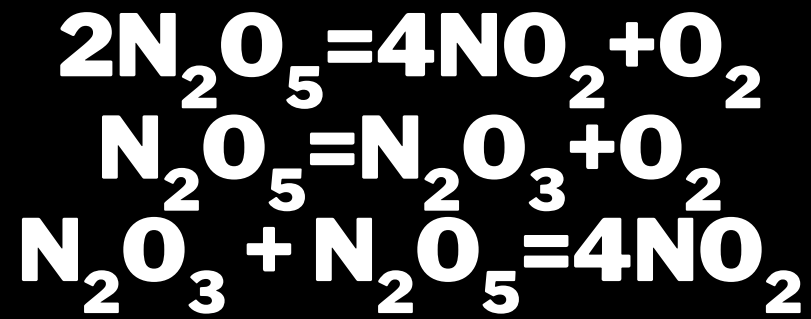


Реакции I порядка



Реакции II порядка





Время, в течение которого прореагировала половина начального количества вещества, называется **временем полураспада и обозначается $\tau_{1/2}$**

Для реакции первого порядка:

$$\frac{\ln 2}{k} =$$



правило Вант - Гоффа

$$\gamma^{(\Delta t/10)} = k_{t+10} / k_t$$

γ - температурный коэффициент реакции, показывающий, во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при повышении температуры на **10°**



Энергия активации - избыточная энергия, которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение могло привести к образованию нового вещества.

Молекулы, обладающие такой энергией, называются ***активными молекулами***.



Уравнение Аррениуса

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

$$\ln k = - (E_a / RT) + C$$

exp (e) – основание натурального логарифма

R – универсальная газовая постоянная;

T – температура по шкале Кельвина;

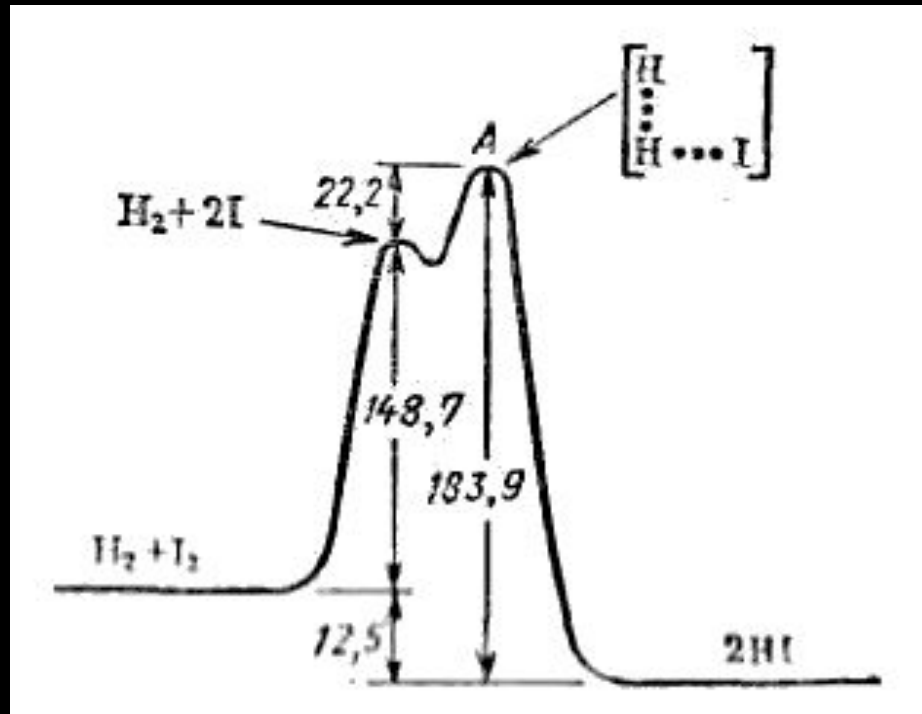
E_a – энергия активации;

A – коэффициент пропорциональности,

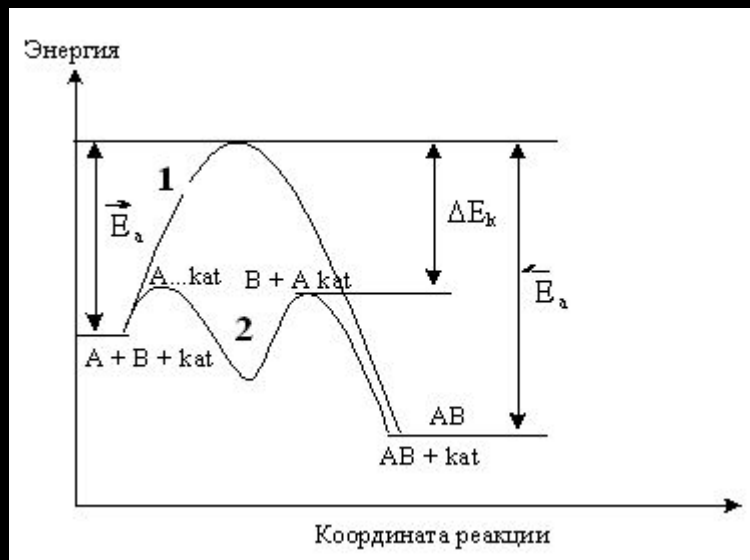




$$\Delta H = E'_A - E''_A$$



Катализ



катализ

гомогенный

каталитическое разложение пероксида водорода в водном растворе в присутствии $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, WO_4^{2-} , MoO_4^{2-}

гетерогенный

окисление SO_2 до SO_3 в присутствии катализатора, находящегося в твердой фазе

**Механизм гомогенной
каталитической реакции**

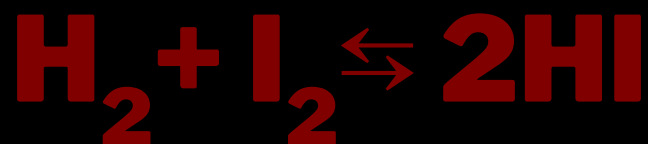


ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ





Данная реакция протекает только в одном направлении и поэтому называется необратимой.

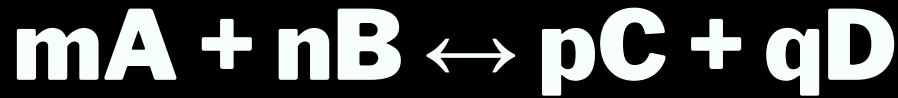


Реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях, называются обратимыми.



Химическое равновесие — состояние химической системы, в котором обратимо протекает одна или несколько химических реакций, причём скорости прямой и обратной реакций равны между собой. Прямая и обратная реакции характеризуют состояние химического равновесия, т. е. системы, в которой не изменяется состав реагирующих веществ, если условия реакции остаются постоянными (концентрации реагентов, температура и другие параметры системы не изменяются со временем).





$$v_1 = k_1 \cdot C_A^m \cdot C_B^n$$

$$v_2 = k_2 \cdot C_C^p \cdot C_D^q$$

$$v_1 = v_2$$

$$k_1 \cdot C_A^m \cdot C_B^n = k_2 \cdot C_C^p \cdot C_D^q$$
$$k_1 / k_2 = C_C^p \cdot C_D^q / C_A^m \cdot C_B^n$$
$$K_p = C_C^p \cdot C_D^q / C_A^m \cdot C_B^n$$

Для необратимых процессов $K_p \rightarrow \infty$.
Если же $K_p = 0$, то это указывает на
полное отсутствие химического
процесса.



$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K_p$$

Если $\Delta G^{\circ} < 0$ в равновесной смеси преобладают продукты реакции.

Если же $\Delta G^{\circ} > 0$, то в равновесной смеси преобладают исходные вещества.

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

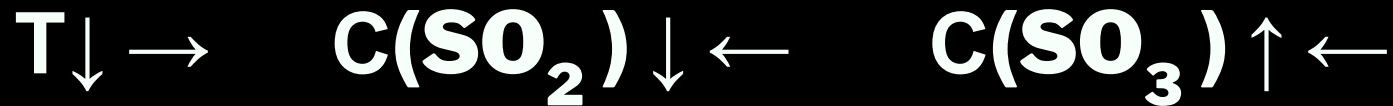
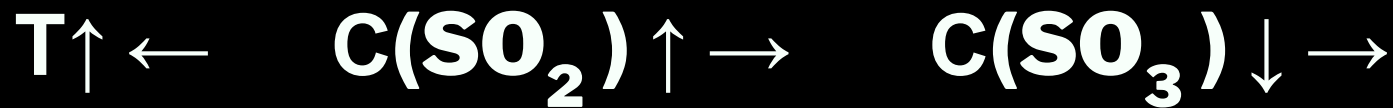
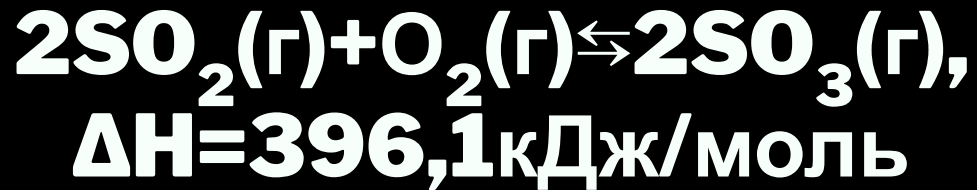
$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K_p$$

$$-RT \ln K_p = \Delta G^{\circ} = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

Для эндотермических процессов повышение температуры соответствует увеличению константы равновесия, для экзотермических — ее уменьшению.



Принцип Ле-Шателье



СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ

