

# **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., Вerveкина 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 бioneорганическая 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, предупреждать, а не лечить болезни.

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

**«...Медик без довольного 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.

## Термодинамический процесс

изотермический  
 $T = \text{const}$

изобарный  
 $P = \text{const}$

изохорный  
 $V = \text{const}$

адиабатический

**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:

$$U = G + W$$

- **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  $\Delta U$  и система совершает работу  $A$ :

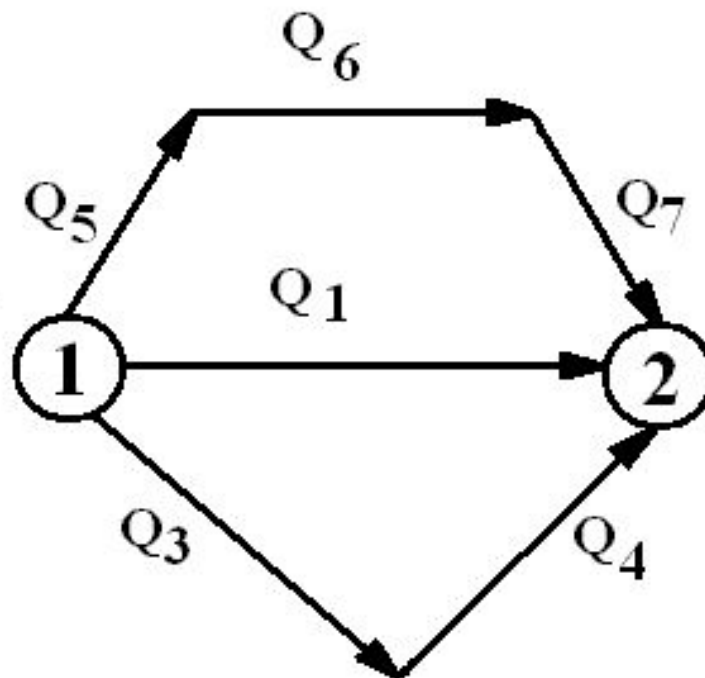
$$Q = \Delta U + A$$

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                             | $\text{NH}_3$ | $\text{PH}_3$ | $\text{AsH}_3$ | $\text{SbH}_3$ | $\text{BiH}_3$ |
|--------------------------------------|---------------|---------------|----------------|----------------|----------------|
| $\Delta H_{298}^\circ$ ,<br>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

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

**$\Delta G$**  – изобарно-изотермический потенциал (свободная энергия Гиббса)

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

где  **$\Delta H$**  – изменение энтальпии,  
**T** – абсолютная температура,  
 **$\Delta S$**  – 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,**

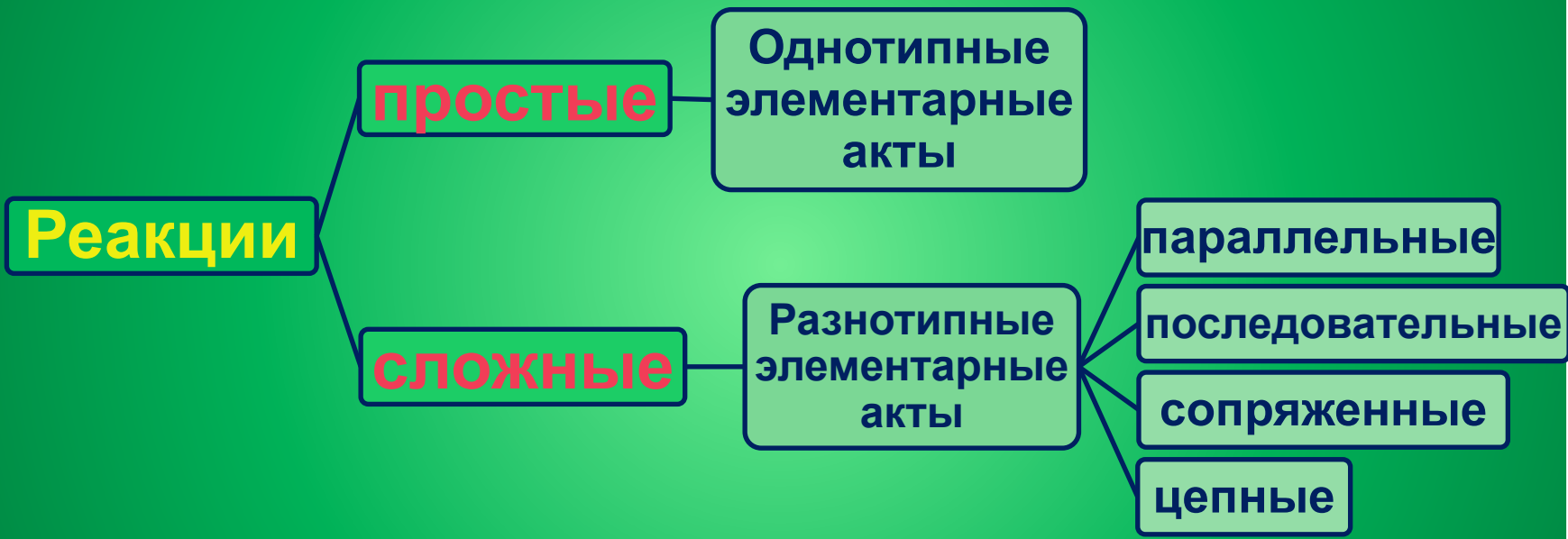
**Белков 80- 100г.**

**ХИМИЧЕСКАЯ  
КИНЕТИКА И  
КАТАЛИЗ**



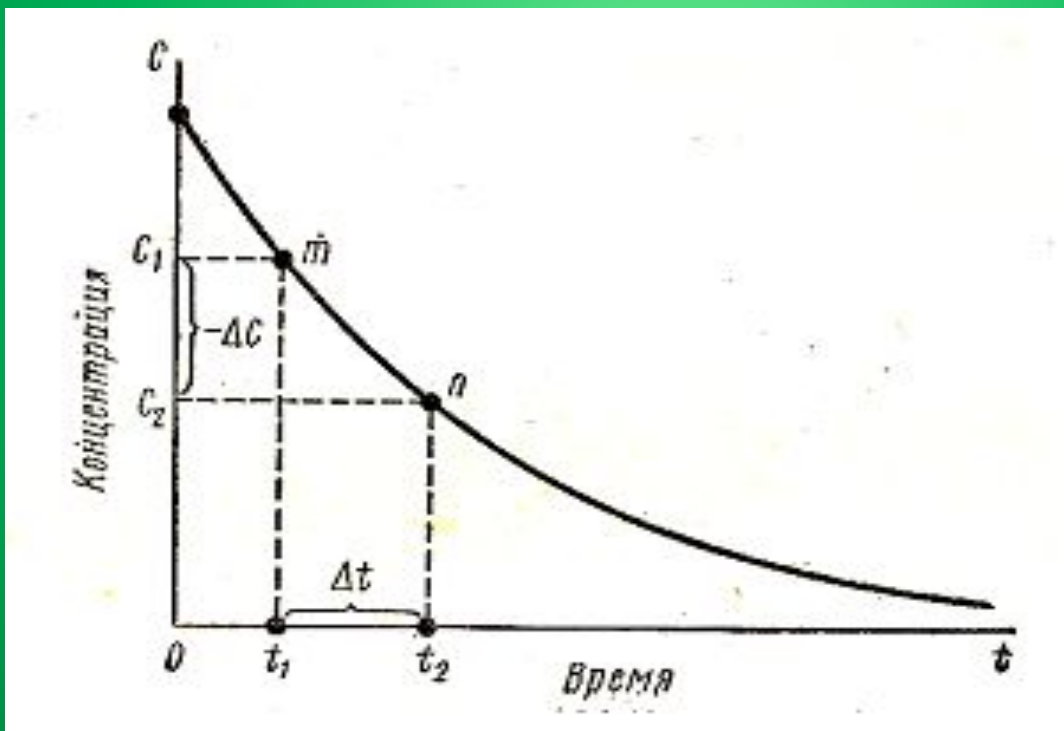
**Химическая кинетика** занимается исследованием механизмов реакций и течения их во времени.

**Механизм реакции** – последовательность и характер стадий химических реакций



$$V = \pm(C_2 - C_1) / (\tau_2 - \tau_1) = \pm \Delta C / \Delta \tau$$

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



# Скорость реакции

истинная

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

средняя

$$V = \pm \Delta c / \Delta \tau$$

# **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)

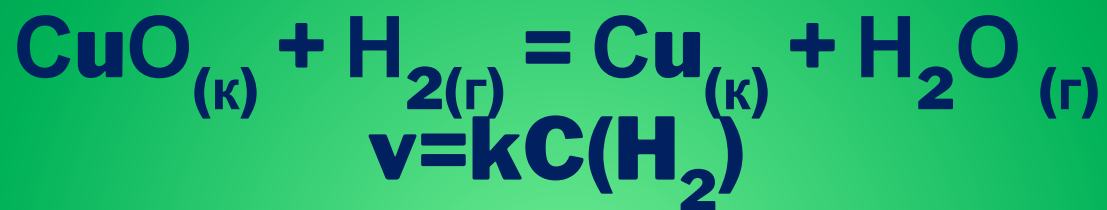
При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна концентрации реагирующих веществ



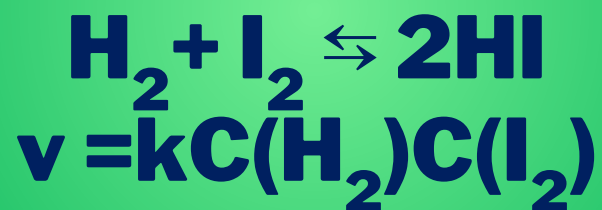
$$v = k C_A^n C_B^m$$

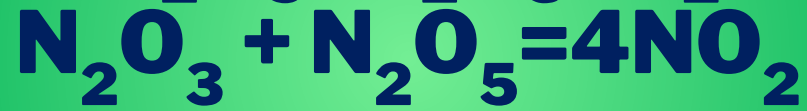
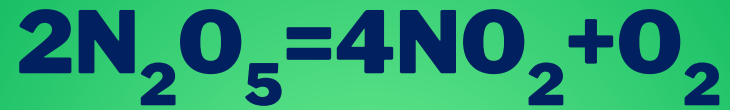
**k** — константа скорости

## 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:

$$\tau_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$$

## правило Вант - Гоффа

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

$\gamma$  - 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

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

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

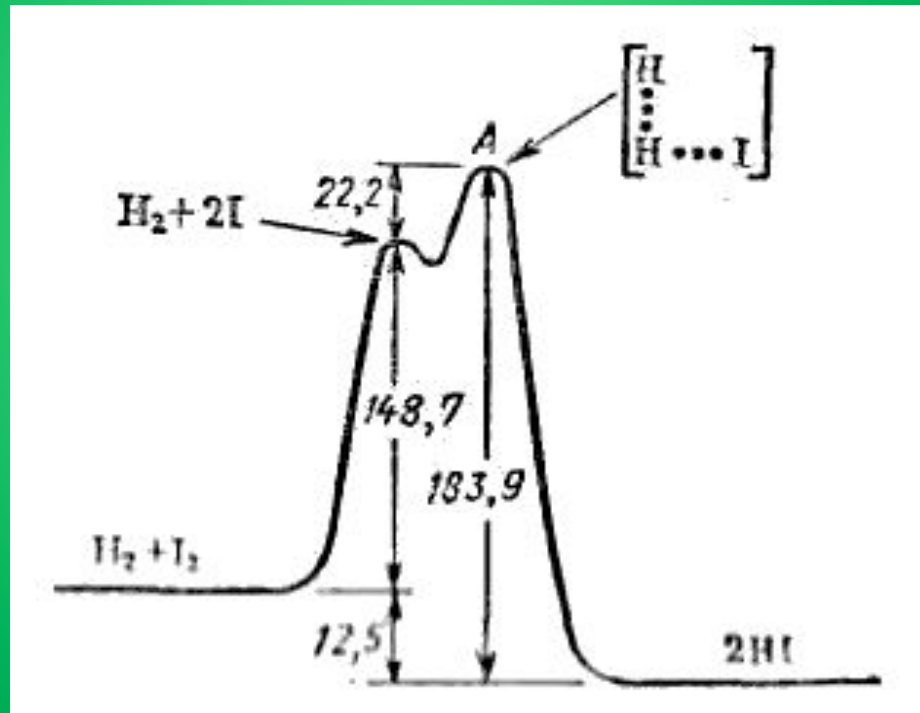
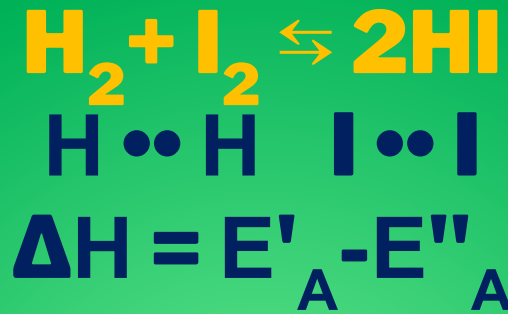
**exp (e)** – основание натурального логарифма

**R** – универсальная газовая постоянная;

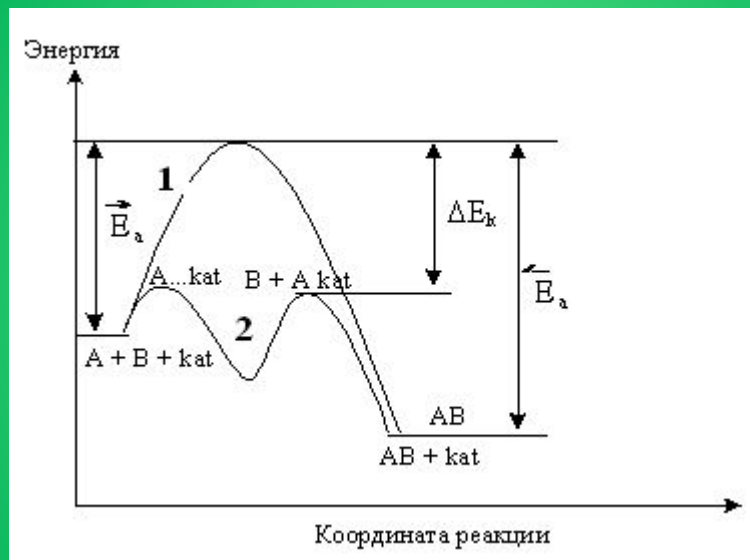
**T** – температура по шкале Кельвина;

**E<sub>a</sub>** – энергия активации;

**A** – коэффициент пропорциональности,



# Катализ



# катализ

## гомогенный

каталитическое разложение пероксида водорода в водном растворе в присутствии  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{WO}_4^{2-}$ ,  $\text{MoO}_4^{2-}$ ,

## гетерогенный

окисление  $\text{SO}_2$ , до  $\text{SO}_3$  в присутствии катализатора, находящегося в твердой фазе

**Механизм гомогенной  
каталитической реакции**

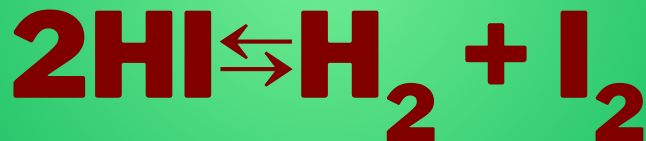
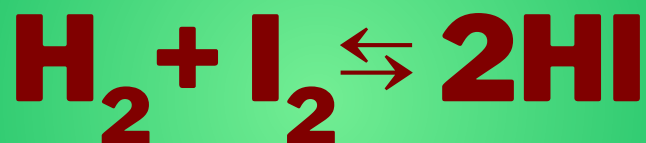




# **ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**



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.

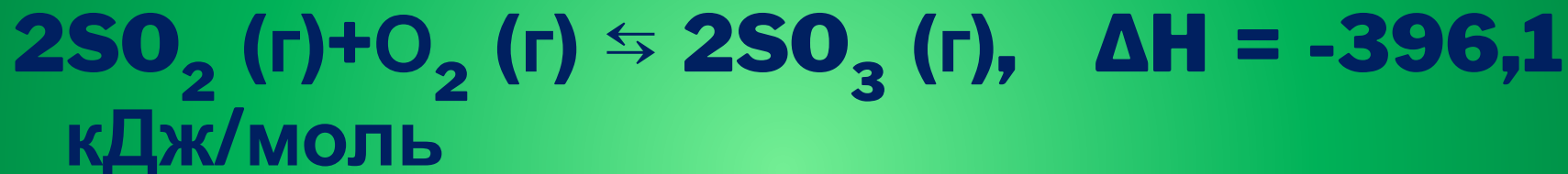
$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

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

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

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

# Принцип Ле-Шателье



**СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ**