

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, предупредить, 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 ΔU и система совершает работу A :

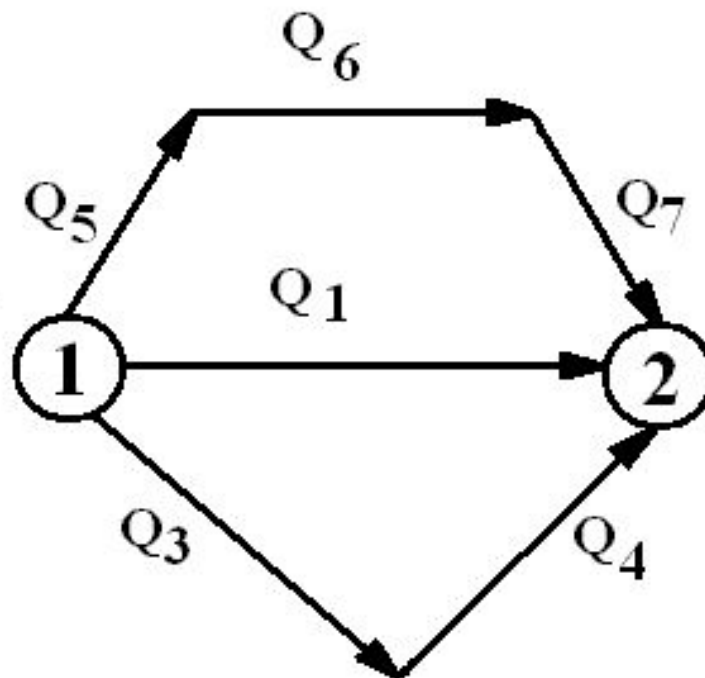
$$Q = \Delta U + A$$

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

$$\Delta H_{\text{P}} = \sum_{\text{H}} \nu_{\text{H}} \Delta H_{\text{сгор, H}} - \sum_{\text{K}} \nu_{\text{K}} \Delta H_{\text{сгор, K}}$$

где ν_{H} , ν_{K} - стехиометрические коэффициенты

для реакции $a\text{A} + b\text{B} \rightarrow d\text{D}$

II следствие закона

$$\Delta H_{\text{реакц}} = \sum_{\text{K}} \nu_{\text{K}} \Delta H_{\text{обр, K}} - \sum_{\text{H}} \nu_{\text{H}} \Delta H_{\text{обр, H}}$$

$$\Delta H_{\text{реакц}}^0 = \sum_{\text{K}} \nu_{\text{K}} \Delta H_{\text{обр, K}}^0 - \sum_{\text{H}} \nu_{\text{H}} \Delta H_{\text{обр, H}}^0$$

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,**

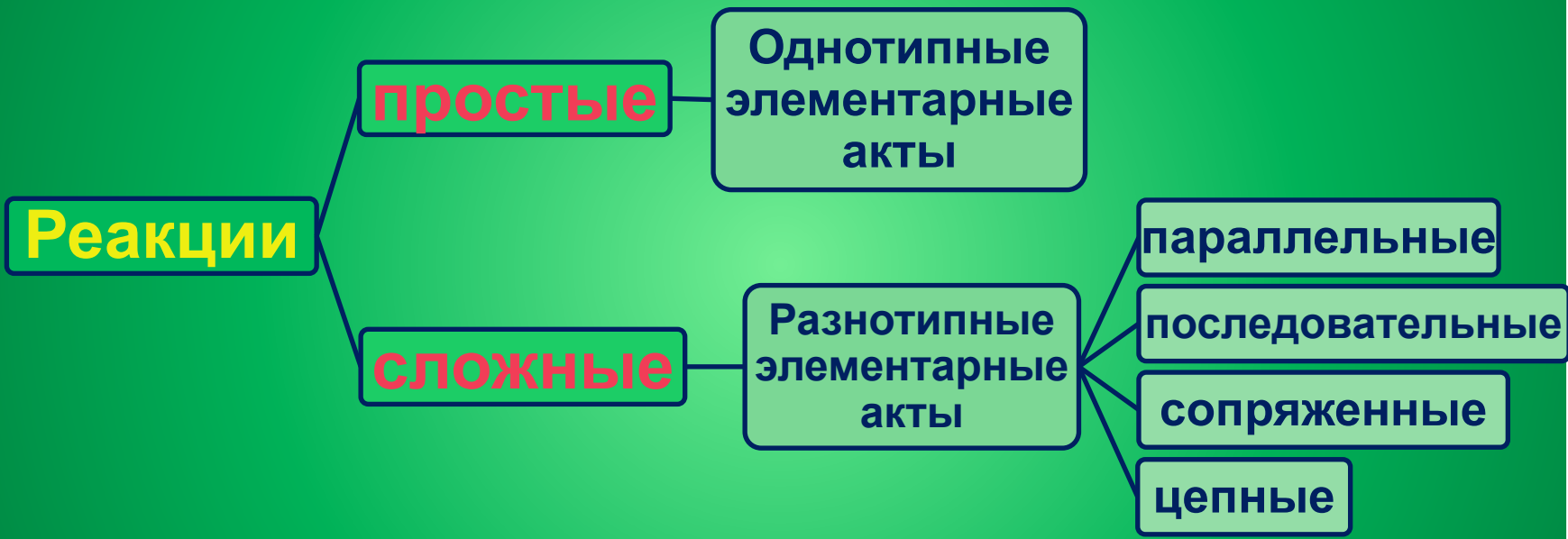
Жиров 60- 70 г,

Белков 80- 100г.

**ХИМИЧЕСКАЯ
КИНЕТИКА И
КАТАЛИЗ**

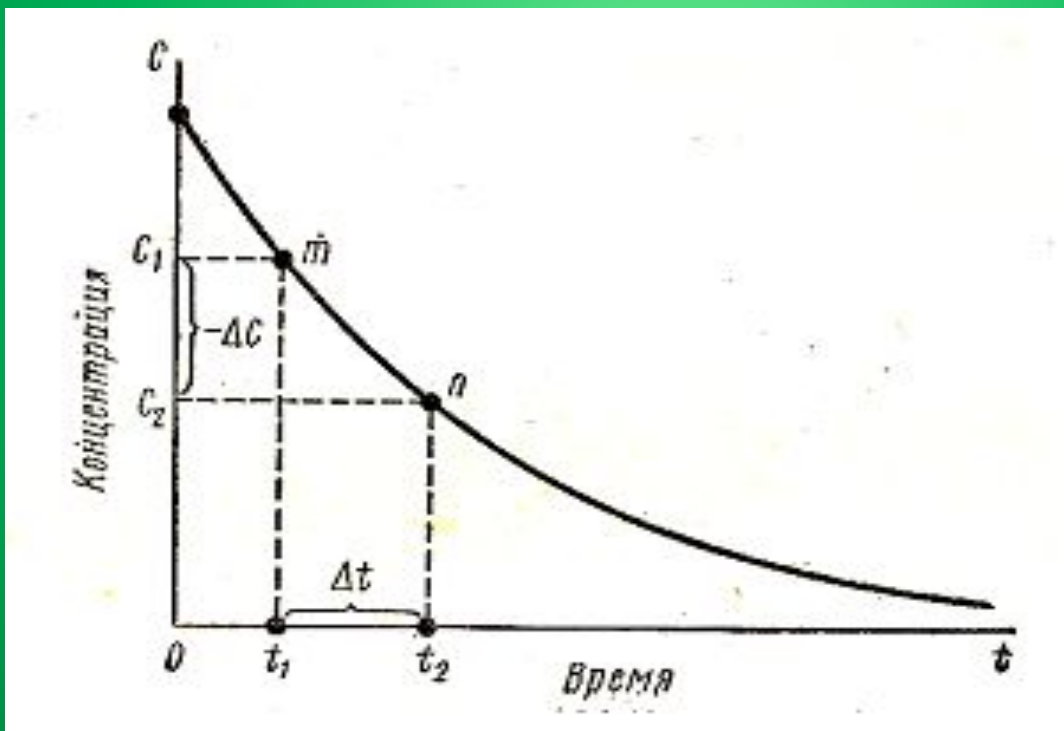
Химическая кинетика занимается исследованием механизмов реакций и течения их во времени.

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)

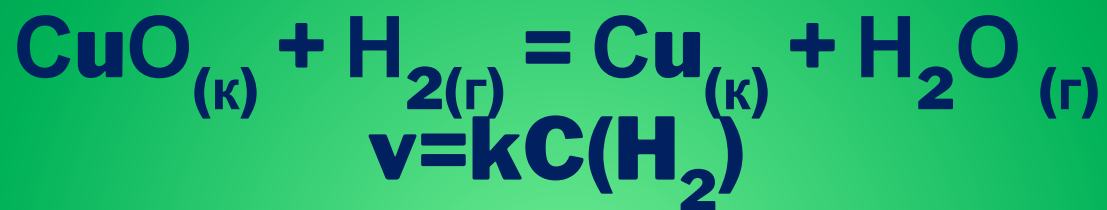
При постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна концентрации реагирующих веществ



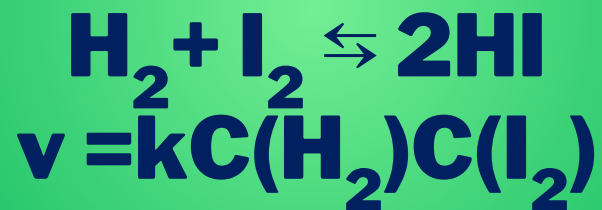
$$v = k C_A^n C_B^m$$

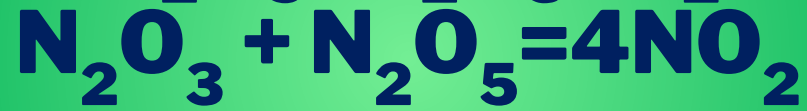
k — константа скорости

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

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

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

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

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

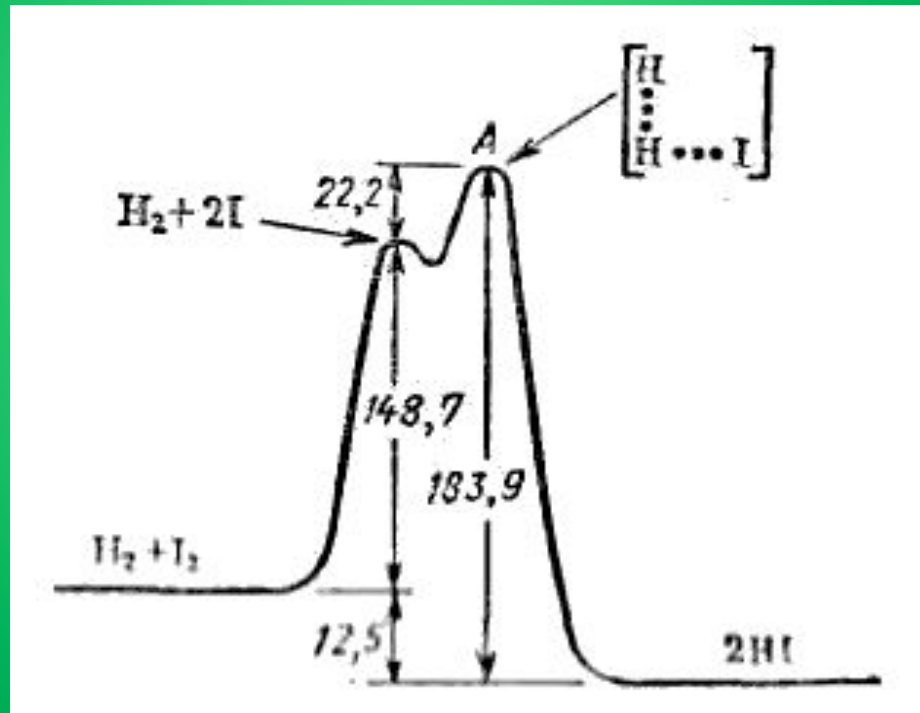
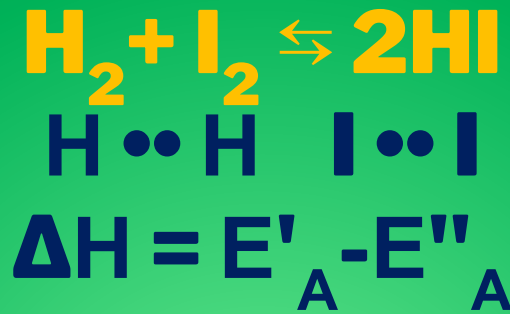
exp (e) – основание натурального логарифма

R – универсальная газовая постоянная;

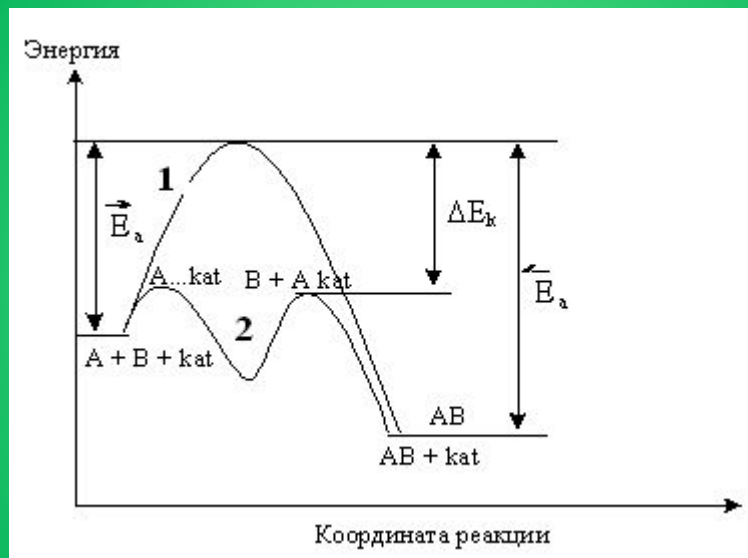
T – температура по шкале Кельвина;

E_a – энергия активации;

A – коэффициент пропорциональности,



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

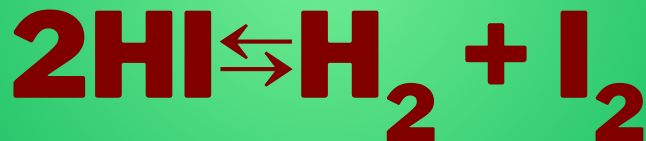
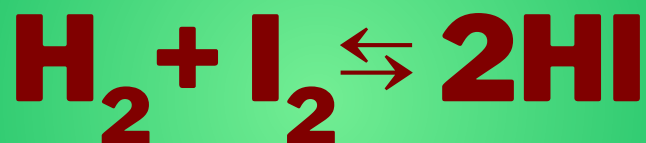
**Механизм гомогенной
каталитической реакции**



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.

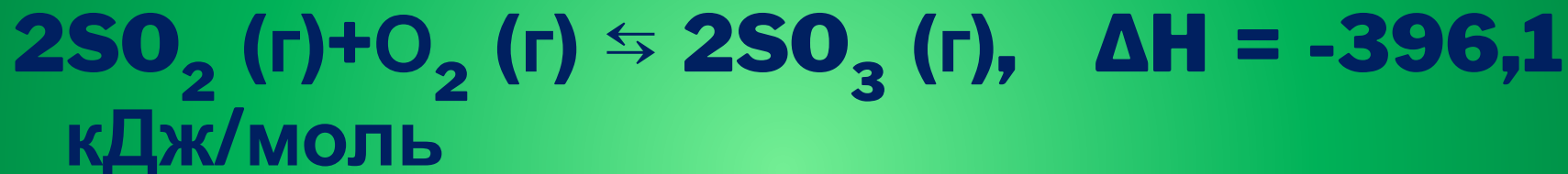
$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

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

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

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

Принцип Ле-Шателье



СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ