

ХИМИЯ

Гладышева Ирина Владимировна
к.х.н., доцент

Тематический план лекций

- 1. Элементы химической термодинамики, термодинамики растворов и химической кинетики**
- 2. Биологически активные низкомолекулярные неорганические и органические вещества (строение, свойства, участие в функционировании живых систем).**
- 3. Основные типы химических равновесий и процессов в функционировании живых систем**

Тематический план лекций

4. Физико-химия

поверхностных явлений в
функционировании живых
систем

5. Физико-химия дисперсных систем в функционировании живых систем

6. Биологически активные ВМС

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.

Интернет-источники

- <http://www.chemlib.ru>
- [http://~~http://~~www.chem.msu.su](http://http://www.chem.msu.su)
- <http://www.xumuk.ru/>
- <http://www.alhimik.ru/>
- <http://alhimikov.net/>
- <http://chemistry.narod.ru/>

Распределение рейтинговых баллов по модулям, видам работ и формам контроля

Виды контроля успеваемости	Максимальное кол-во баллов		
	Модуль 1	Модуль 2	итого
Выполнение лабораторных работ	10 (2 б.*5)	6 (2б. * 3)	16
Выполнение домашних контрольных работ	4 (4 б.*1)	4 (4 б.*1)	8
Выполнение итоговой контрольной работы	5 (5 б.*1)	-	5
Тестирование по теме	16 (4 б. *4)	12 (3 б.*4)	28
Коллоквиум	-	9 (9б *1)	9
Поисковая работа	-	8 (4 б*2)	8
Контрольный модульный тест	15	15	30
Итого за семестр	50	50	100

**I. Элементы
химической
термодинамики,
термодинамики
растворов и
химической кинетики**

План

- 1. Основные понятия химической термодинамики**
- 2. Первое начало термодинамики. Энтальпия. Закон Гесса.**
- 3. Второе начало термодинамики. Энтропия. Изобарно-изотермический потенциал.**
- 4. Третье начало термодинамики.**
- 5. Особенности живых организмов с позиции термодинамики.**
- 6. Химическое равновесие**
- 7. Химическая кинетика и катализ**

Значение химии в медицине

- 1. 78 химических элементов входят в состав живых организмов.**
- 2. 44 элемента составляют лекарственные препараты.**
- 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»»

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

К настоящему времени
термодинамика содержит два
основных раздела:

**1. Равновесная термодинамика
(термодинамика
изолированных систем)**

**2. Неравновесная
термодинамика
(термодинамика открытых
систем)**

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

Элементы системы – части, обладающие определенными свойствами.

Возможны два способа передачи энергии. Упорядоченная форма передачи энергии, которая связана с изменением внешних (объема и давления) параметров состояния системы, называют **работой (A)**. Неупорядоченную форму передачи энергии называют **теплотой (Q)**.

Работу, производимую системой над окружающей средой, принято считать **положительной**,

работу, производимую над системой принято считать **отрицательной**.

Q положительна, если система получает некоторое количество энергии в форме теплоты, при передаче энергии в противоположном направлении величина Q **отрицательна**. Единица измерения в СИ – **джоуль (Дж)**.

Термодинамические системы:

- **Гомогенная** – система, в которой каждое ее свойство (параметр) имеет одно и то же значение во всех точках объема или меняется плавно от точки к точке.
- **Гетерогенная** – система, которая состоит из нескольких гомогенных систем, отделенных друг от друга поверхностью раздела фаз, на которой свойства меняются скачком.

система

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

изолированная

замкнутая

открытая

Изолированная система – система , которая не обменивается с окружающей средой ни веществом, ни энергией в форме работы или теплоты.

- **Закрытая (замкнутая) система** – система, которая может обмениваться с окружающей средой лишь энергией и не может обмениваться веществом

Открытая система – система, которая обменивается с окружающей средой и энергией, и веществом.

Живые организмы – открытые системы (организм человека за 40 лет жизни потребляет в среднем 40 т воды, 6 т пищи и 12 млн л кислорода)

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**

```
graph TD; A[Термодинамический процесс] --> B[изотермический]; A --> C[изобарный]; A --> D[изохорный]; A --> E[адиабатический];
```

изотермический

изобарный

изохорный

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 системы -
энергия теплового движения
частиц, химическая и ядерная
энергия, определяющая
поступательное,
колебательное и вращательное
движение молекул,
внутримолекулярное
взаимодействие и колебание
атомов, энергию вращения
электронов

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

Первое начало термодинамики

- **термодинамическая система (например, пар в тепловой машине) может совершать работу только за счёт своей внутренней энергии или каких-либо внешних источников энергии**

- **Невозможно построить такую машину, которая, совершая произвольное число раз один и тот же циклический процесс, приводила бы к накоплению энергии в изолированной системе. То есть вечный двигатель I рода невозможен.**

$$Q = \Delta U + A$$

Энтальпия (H)

$$Q_v = \Delta U \quad (1)$$

$$Q_p = \Delta U + A \quad (2),$$

где A – работа по перемещению поршня

$$Q_p = \Delta U + p \Delta V \quad (3),$$

где p – давление, ΔV – изменение объёма системы.

Формулу (3) можно переписать в следующем виде:

$$Q_p = (U_2 - U_1) + p(V_2 - V_1) \quad (4)$$

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1) \quad (5)$$

В этом выражении параметры в скобках обозначим H , т.е.

$$U_2 + pV_2 = H_2, \quad U_1 + pV_1 = H_1, \quad \text{тогда}$$

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H.$$

Энтальпия **H** - энергия
расширенной системы, или
внутреннее теплосодержание
системы

Для экзотермических реакций

$$Q > 0, \Delta H < 0$$

Для эндотермических реакций

$$Q < 0, \Delta H > 0$$

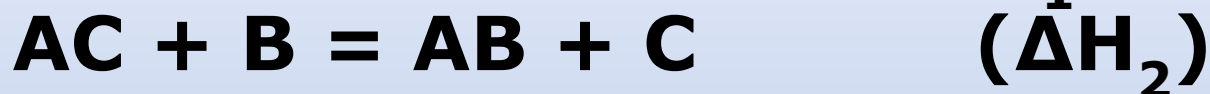
**Количество теплоты,
выделяющееся или
поглощающееся в результате
химической реакции,
называется **тепловым
эффектом химической реакции.****

- **Термохимия** – раздел термодинамики, изучающий, теплоты химических реакций

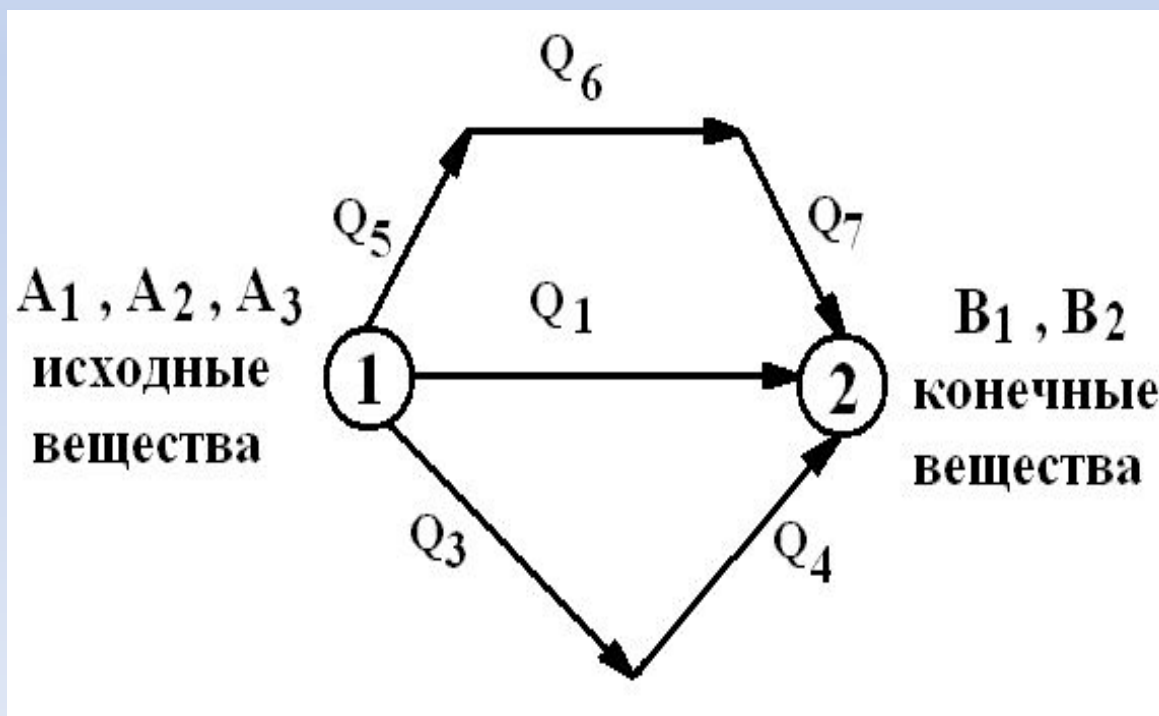
Закон Гесса:

**Тепловой эффект
химических реакций,
протекающих при
постоянном давлении или
при постоянном объёме, не
зависит от числа
промежуточных стадий, а
определяется лишь
начальным и конечным
состоянием системы**

Например, вещество АВ можно получить из А разными способами:



$\Delta H_1 + \Delta H_2 = \Delta H$



В термодинамике принята следующая запись теплот химических реакций:



в термохимии:



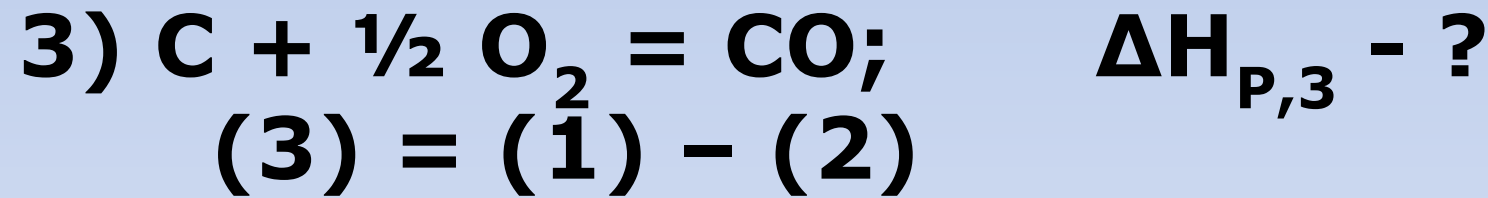
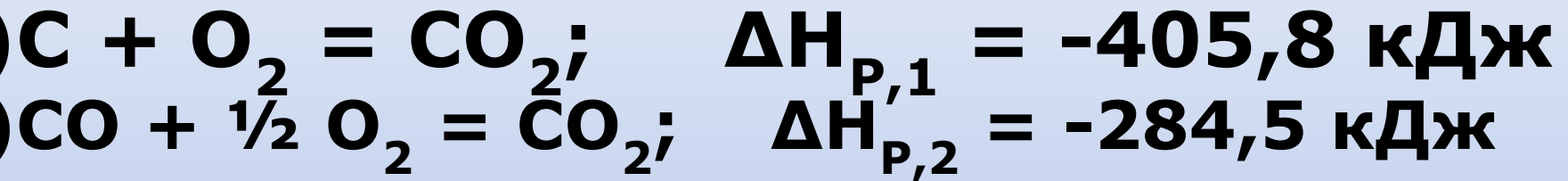
**Стандартная теплота
образования вещества**
- тепловой эффект
реакции образования
одного моль вещества
из простых веществ в
стандартных условиях
(ΔH^0_{298})
($T = 298\text{K}$ и $P = 1\text{ атм}$)

СТАНДАРТНЫЕ ЭНТАЛЬПИИ ОБРАЗОВАНИЯ

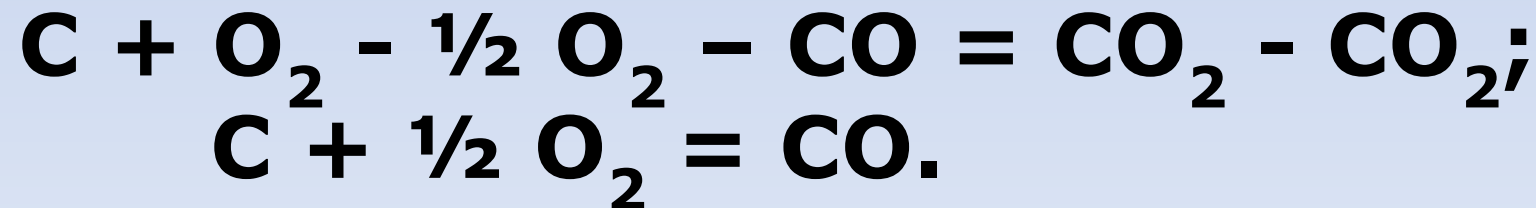
(P = 1 атм, T = 298 К)

Вещество	Состояние	ΔH_f° , 298, кДж/моль	Вещество	Состояние	ΔH_f° , 298, кДж/моль	Вещество	Состояние	ΔH_f° , 298, кДж/моль
Ag	к	0	CO	г	-110,5	HI	г	26,4
AgCl	к	-127,1	CO ₂	г	-393,5	H ₂ S	г	-20,8
Ag ₂ S	к	-32,8	CaO	к	-635,5	NH ₃	г	-46,2
Al	к	0	Ca(OH) ₂	к	-986,8	NO	г	90,4
Al ₂ O ₃	к	-1669,8	CaCO ₃	к	-1207,9	NaOH	к	-425,9
Al(OH) ₃	к	-1275,7	Ca ₃ (PO ₄) ₂	к	-4123,6	NaCl	к	-411,3
BaCl ₂	к	-860,1	CuSO ₄	к	-771,4	O ₂	г	0
BaSO ₄	к	-1465,2	FeO	к	-264,8	P белый	к	0
C графит	к	0	Fe ₂ O ₃	к	-822,2	P ₂ O ₅	к	-1507,2
C алмаз	к	1,9	H ₂	г	0	S монокл	к	0,38
CH ₄	г	-74,9	H ₂ O	г	-295,8	SO ₂	г	-297,1
C ₂ H ₂	г	226,8	H ₂ O	ж	-241,8	H ₂ SO ₄	ж	-814,0
C ₂ H ₄	г	52,3	HCl	г	-92,3	SiO ₂ кварц	к	-911,6
C ₂ H ₆	ж	49,0	HBr	г	-36,3	ZnO	к	-350,9

Пример: Определить тепловой эффект реакции на основе экспериментальных данных при 0°C и давлении 1 атм.



Проверка:



$$\Delta H_{P,3} = \Delta H_{P,1} - \Delta H_{P,2} = -405,8 \text{ кДж} - (-284,5 \text{ кДж}) = 121,3 \text{ кДж}.$$

Первое следствие закона Гесса:

Теплота реакции равна сумме теплот сгорания начальных участников реакции за вычетом суммы теплот сгорания конечных участников реакции с учетом стехиометрических коэффициентов.

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

где v_n , v_k - стехиометрические коэффициенты.

***Пример для реакции* $aA + bB \rightarrow dD$**

$\Delta H_{\text{реакц.}} = a\Delta H_{\text{сгор}}(A) + b\Delta H_{\text{сгор}}(B) - d\Delta H_{\text{сгор}}(D).$

Теплотой сгорания вещества называется тепловой эффект реакции сгорания его (1 моль) с образованием устойчивых продуктов (для органических веществ это CO_2 и H_2O).

II следствие закона Гесса:

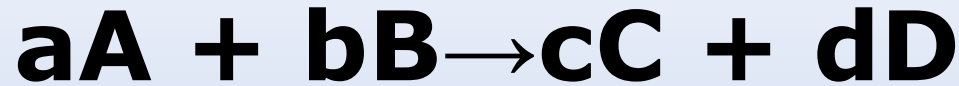
Теплота реакции равна сумме теплот образования конечных веществ за вычетом суммы теплот образования начальных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta H_{\text{реакц}} = \sum_k \nu_k \Delta H_{\text{обр},k} - \sum_n \nu_n \Delta H_{\text{обр},n}$$

Или для стандартных условий:

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

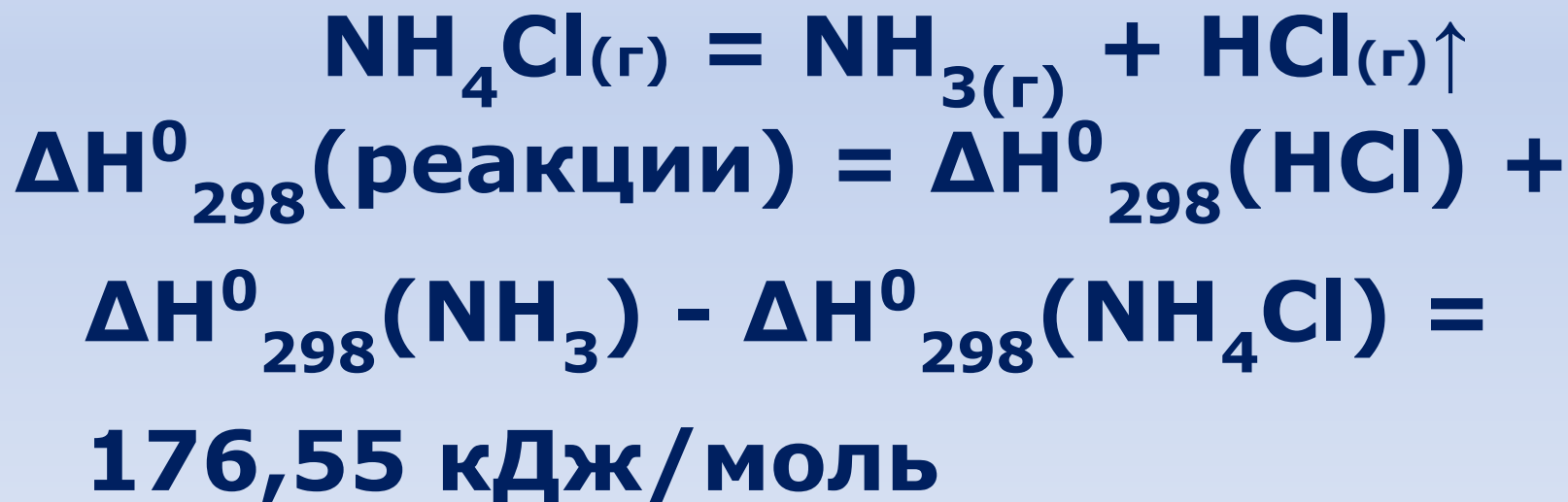
Пример:



$$\begin{aligned} \Delta H_p &= (c \Delta H_{\text{обp}}(C) + d \Delta H_{\text{обp}}(D)) - \\ & (a \Delta H_{\text{обp}}(A) + b \Delta H_{\text{обp}}(B)) = \\ & c \Delta H_{\text{обp}}(C) + d \Delta H_{\text{обp}}(D) - \\ & a \Delta H_{\text{обp}}(A) - b \Delta H_{\text{обp}}(B). \end{aligned}$$

NH₃	PH₃	AsH₃	SbH₃	BiH₃
- 46,15	+12,56	+66,38	+145	-
кДж/моль				

Чем меньше ΔH, тем более устойчиво соединение.



ΔH > 0, р-ция эндотермическая

Второй закон термодинамики

Неравновесный процесс, протекающий в направлении достижения равновесия без воздействия внешних условий, называется самопроизвольным (положительным).

Обратный по направлению процесс, который не может протекать без внешних воздействий и удаляющий систему от равновесия называется несамопроизвольным (отрицательным).

Второе начало термодинамики

- *Постулат Клаузиуса*

***Единственным результатом
любой совокупности
процессов не может быть
переход теплоты от менее
нагретого тела к более
нагретому.***

• **Постулат Томсона**

**Теплота наиболее из
холодного из
участвующих в процессе
тел не может служить
источником работы.
(Теплота не может
полностью перейти в
работу).**

**• Вечный двигатель
второго рода
невозможен,**

**т.е. невозможно построить
такую машину, которая
производила бы работу за
счет тепла окружающей
среды, не более нагретой,
чем сама машина.**

Энтропия –

**функция состояния
термодинамической системы,
используемая во втором законе
Т/Д для выражения через нее
возможности или
невозможности
самопроизвольного протекания
процесса
(введена Клаузиусом).**

Изменение энтропии определяется отношением количества теплоты, сообщенного системе или отведенного от нее, к температуре системы:

$$dS \geq \frac{\delta Q}{T}$$

где знак равенства относится к **равновесному процессу**, неравенства – к **неравновесному**.

Т.о. в равновесном процессе:

$$S = \frac{Q}{T}$$

**Если энтропия
увеличивается ($S > 0$), то
самопроизвольный
неравновесный процесс
возможен,**

если $S < 0$ – невозможен.

Все самопроизвольные процессы в изолированных системах идут в сторону увеличения энтропии до достижения равновесия, где она будет иметь постоянное и максимальное значение.

- **Л. Больцман (1887):**
высокая упорядоченность относительно вероятности имеет низкую

$$S = k \ln P$$

где k — постоянная
Больцмана,

$$k = 1.37 \cdot 10^{-23} \text{ Дж/К.}$$

P — статистический вес.

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 процесс невозможен.

Третье начало термодинамики

В. Нернст (1906) (тепловой закон Нернста): энтропия S любой системы стремится к конечному для неё пределу, не зависящему от давления, плотности или фазы, при стремлении температуры (T) к абсолютному нулю

Всеобщий закон биологии Бауэра

«Все и только живые системы никогда не бывают в равновесии и исполняют за счет своей свободной энергии постоянную работу против равновесия, требуемого законами физики и химии при существующих внешних условиях»

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-ки 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 с образованием углекислого газа и воды, 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,

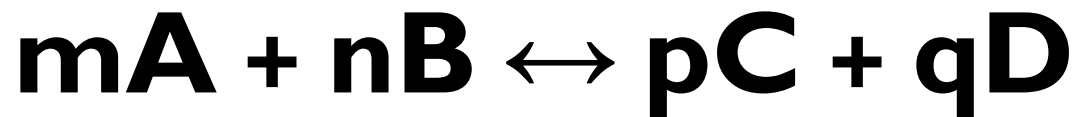
Жиров 60- 70 г,

Белков 80- 100г.

- **Химическое равновесие** — состояние химической системы, в котором обратимо протекает одна или несколько химических реакций, причём скорости прямой и обратной реакций равны между собой. Для системы, находящейся в химическом равновесии, концентрации реагентов, температура и другие параметры системы не изменяются со временем

- **Термодинамически химическое равновесие определяется как соотношение концентраций исходных веществ и продуктов реакции, при котором энтропия системы имеет максимальное, а изобарно-изотермический потенциал – минимальное значение**

Константа химического равновесия



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

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

$$v_1 = v_2$$

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

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

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

Константа равновесия K_r -
частное от деления
произведения равновесных
концентраций продуктов и
исходных веществ реакции
(является величиной
постоянной)

Константа равновесия и энергия Гиббса.

Константа химического равновесия зависит от природы реагентов, от температуры и связана с изменением стандартной энергии Гиббса ΔG° химической реакции уравнением

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

Если $\Delta G^\circ < 0$ в равновесной смеси преобладают продукты взаимодействия.

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

Объединяя уравнения

$$\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S \text{ и}$$

$\Delta G^\circ = -RT \ln K$ через величину ΔG ,

получим $-RT \ln K = \Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \cdot \Delta S^\circ$

Это уравнение позволяет по значениям ΔH° и ΔS° вычислить константу равновесия и степень равновесного превращения.

Константа равновесия в значительной мере **зависит от температуры**. Для **эндотермических процессов** повышение температуры соответствует увеличению константы равновесия, для **экзотермических** — ее уменьшению. От давления (если p не очень велико) константа равновесия не зависит.

Смещение химического равновесия.

Принцип Ле Шателье:

**если на систему,
находящуюся в
равновесии,
воздействовать извне, то в
системе усилится то из
направлений процесса,
которое противодействует
данному воздействию.**

- **Влияние давления.**

Повышение давления, согласно принципу Ле-Шателье, должно смещать равновесие в сторону образования меньшего количества моль газообразных продуктов.

Влияние температуры

При повышении температуры равновесие экзотермических реакций смещается в сторону исходных веществ, а при понижении температуры – в сторону продуктов реакции и наоборот.

Влияние температуры на константу равновесия химической реакции выражается уравнениями **изобары и **изохоры Вант-Гоффа**:**

$$\frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H}{RT^2}$$

$$\frac{d \ln K_c}{dT} = \frac{\Delta U}{RT^2}$$

где $\Delta H = Q_p$, $\Delta U = Q_v$.

II. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И КАТАЛИЗ

ПЛАН

- 1. Основные понятия химической кинетики**
- 2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции**
 - а) Закон действующих масс. Молекулярность и порядок реакций**
 - б) Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации**
 - в) Катализ**

Химическая кинетика

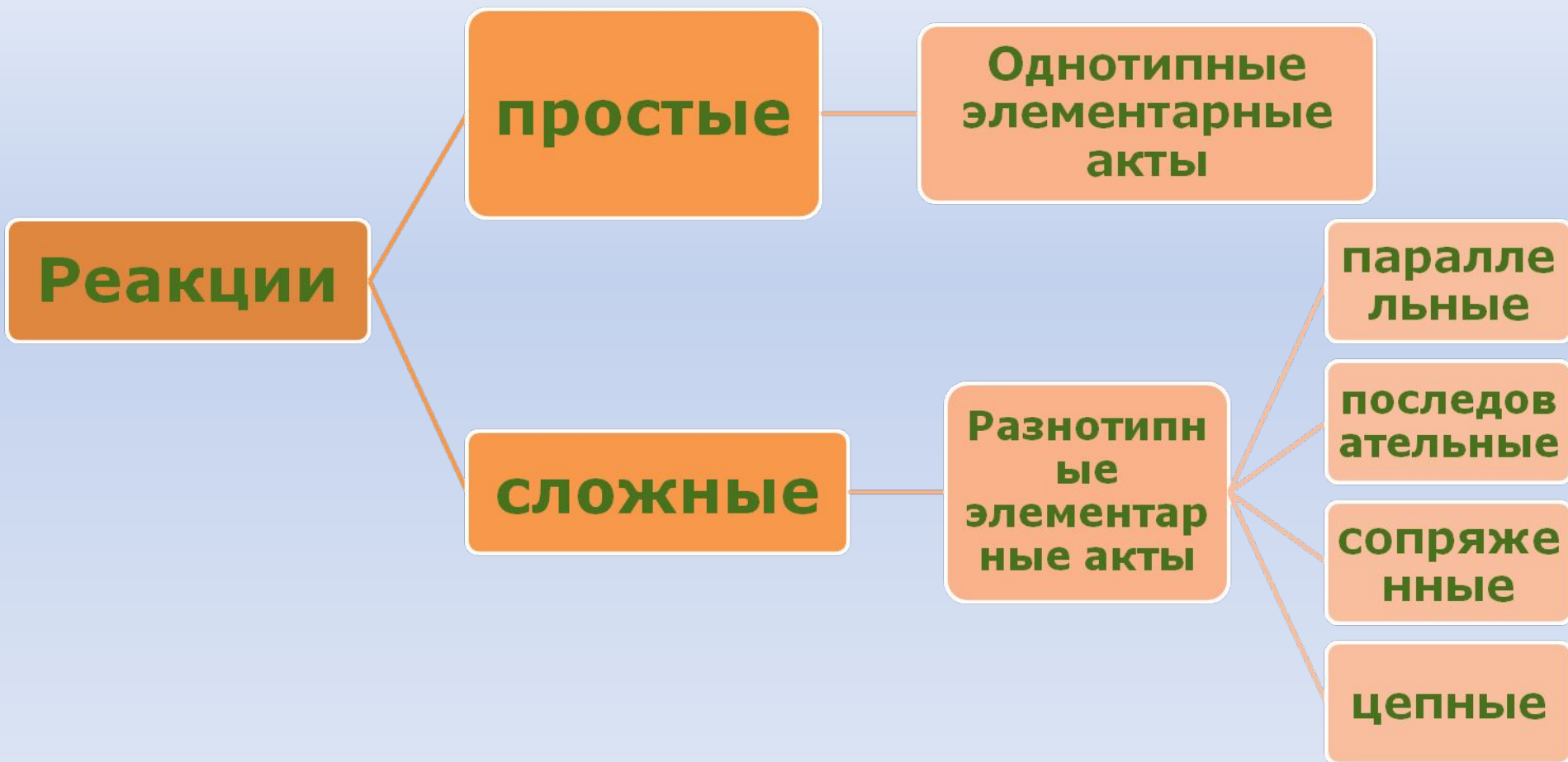
занимается

исследованием

механизмов реакций и

течения их во времени

Механизм реакции – последовательность и характер стадий химических реакций



Скорость химической реакции



**Скорость
реакции**

средняя

$$V_{\text{ср}} = \pm \Delta c / \Delta t$$

истинная

$$V_{\text{ист}} = \pm \partial c / \partial t$$

Рис. 1. Изменение во времени t концентрации C_H реагирующего вещества: к понятию о средней скорости реакции
A

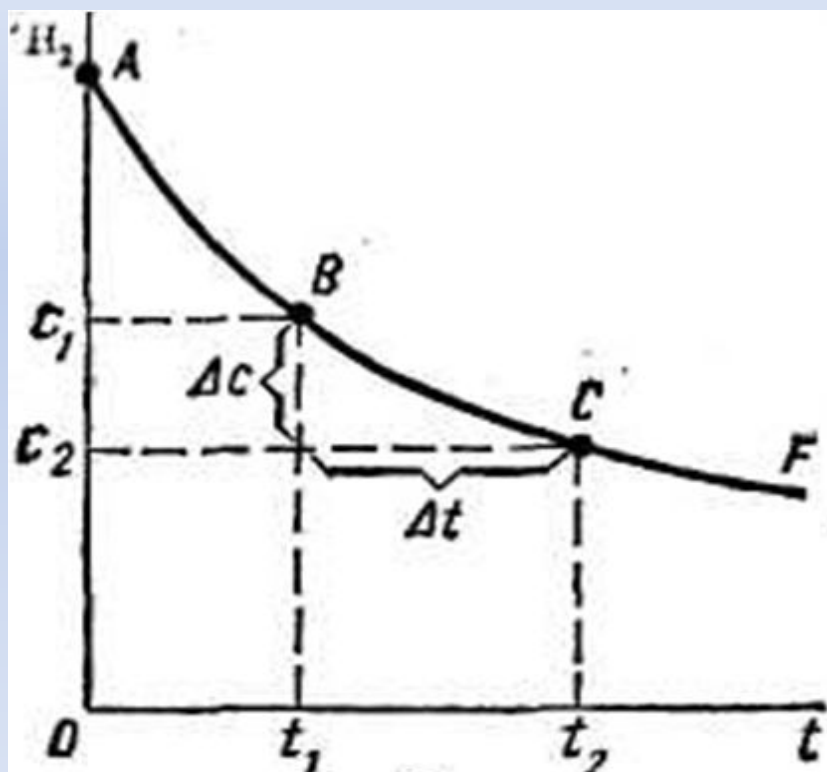
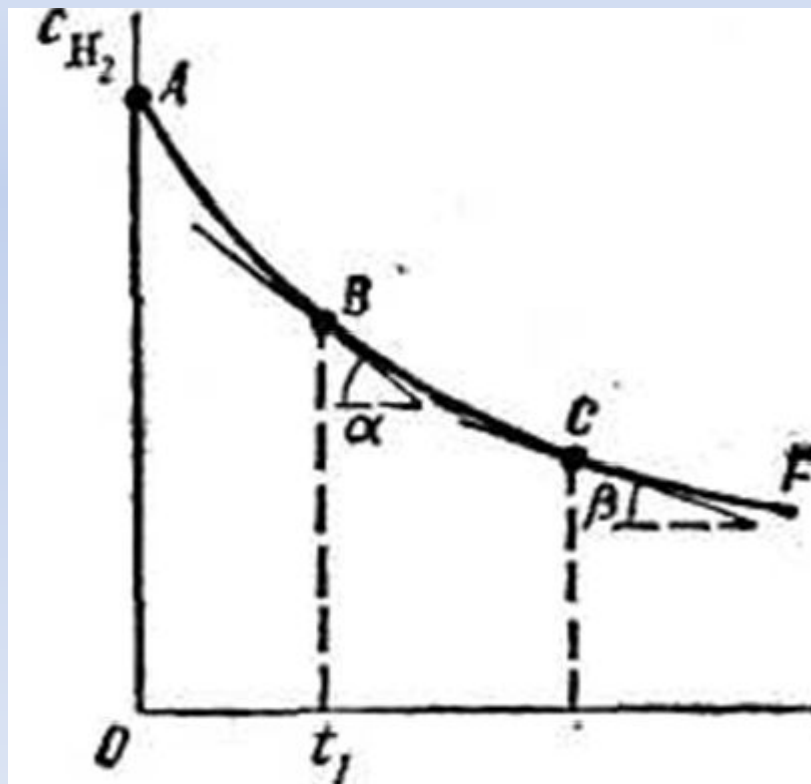


Рис. 2. Изменение во времени t концентрации C_H реагирующего вещества: к понятию об истинной скорости реакции
Б



Факторы, влияющие на скорость химической реакции

- Природа реагирующих веществ**
- Концентрация реагирующих веществ**
- Температура**
- Присутствие катализаторов**

Закон действующих масс (К. Гульдберг и П. Вааге)

при постоянной температуре
скорость химической
реакции прямо
пропорциональна
концентрации реагирующих
веществ

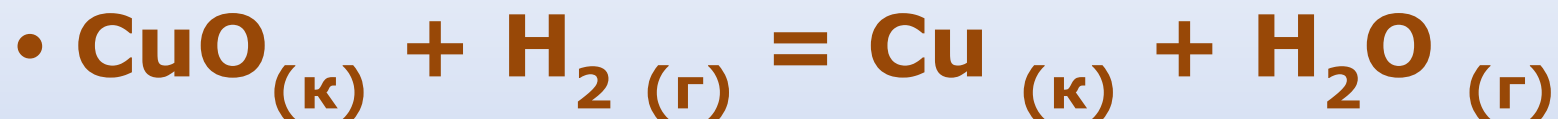


- **Константа скорости k не зависит от концентраций веществ**
- **Закон действующих масс применим только к газообразным и растворенным веществам**

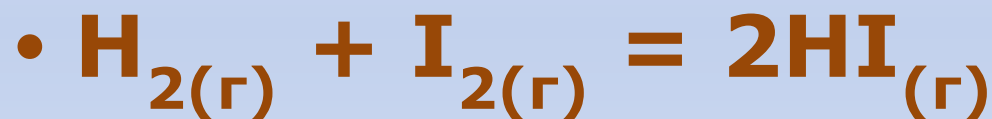
Молекулярность и порядок реакций

- **Молекулярность реакции** - число молекул, участвующих в элементарном акте химического взаимодействия
- **Порядок реакции** — это сумма показателей степеней концентрации веществ в уравнении закона действующих масс

ПРИМЕРЫ



- $v = kC(\text{H}_2)$

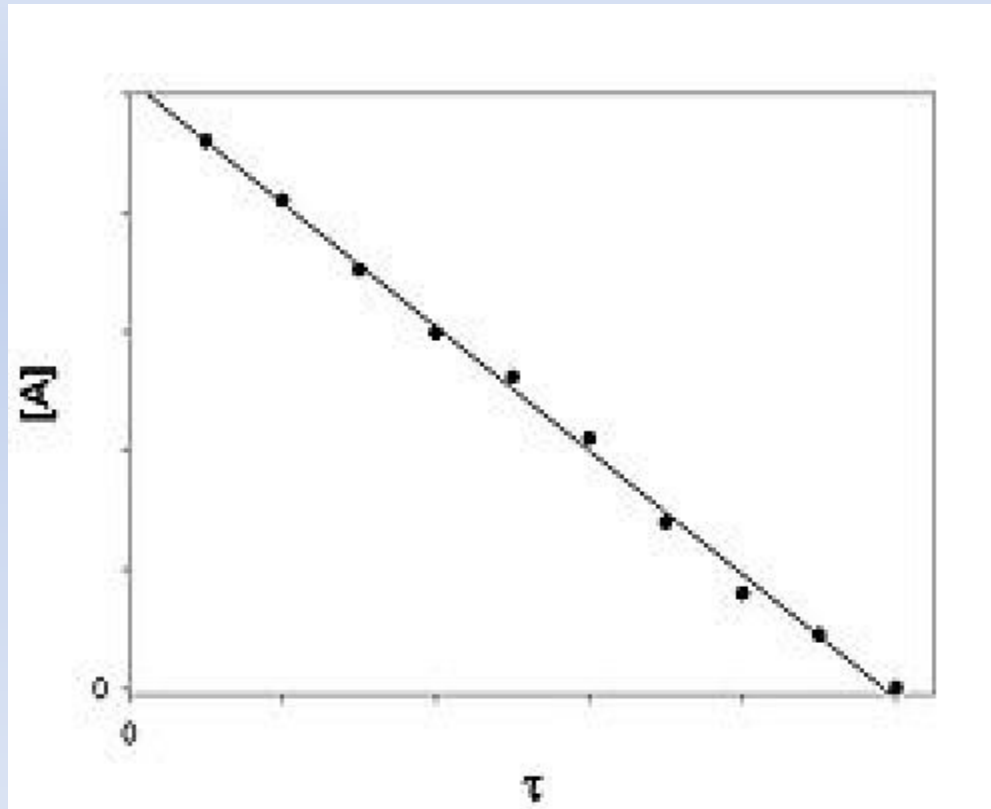


- $v = kC(\text{H}_2)C(\text{I}_2)$

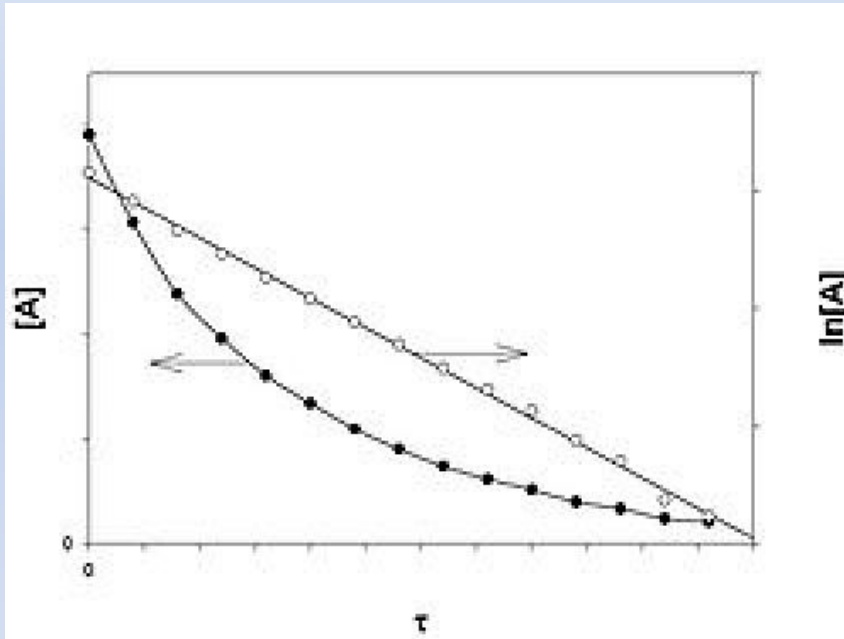
Реакция нулевого порядка

$$V_0 = k_0$$

Зависимость концентрации реагента А в

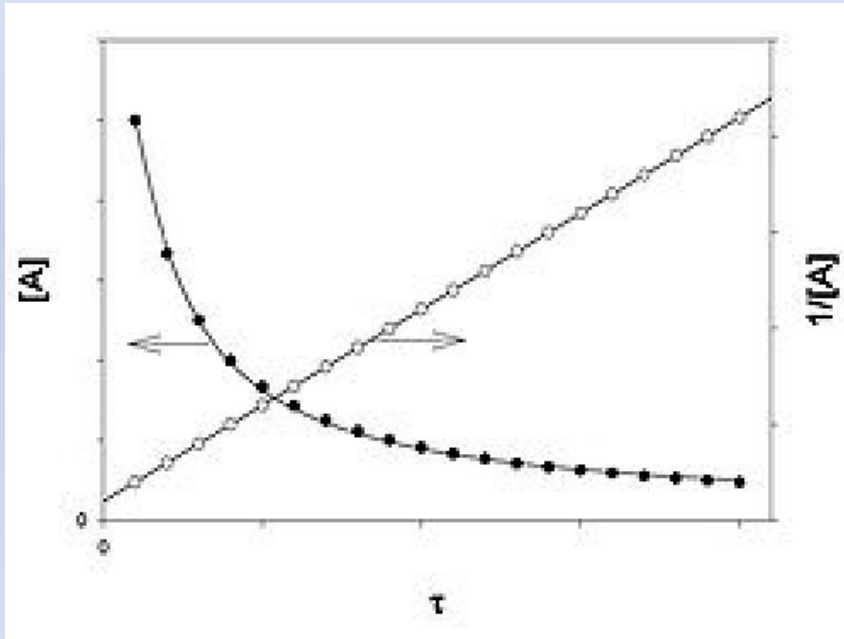


Реакция первого порядка



$$\ln C = \ln C_0 - k_1 \cdot \tau$$

Реакция второго порядка



$$\frac{1}{C} = k_2 \cdot \tau + \frac{1}{C_0}$$

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

Для реакции первого порядка:

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

Зависимость скорости реакции от температуры.

Правило Вант-Гоффа

при повышении температуры на каждые 10° скорость реакции увеличивается примерно в 2—4 раза

**Температурный коэффициент
реакции (γ) - число,
показывающее, во сколько
раз увеличивается скорость
данной реакции при
повышении температуры на
 10°**

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

Уравнение Аррениуса

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{RT}} = A \cdot \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right)$$

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.

Катализ

- **Катализ** - процесс увеличения скорости реакции с помощью катализатора
- **Катализаторы** - вещества, которые увеличивают скорость химической реакции, оставаясь в конечном итоге неизменными по химическому составу и количеству

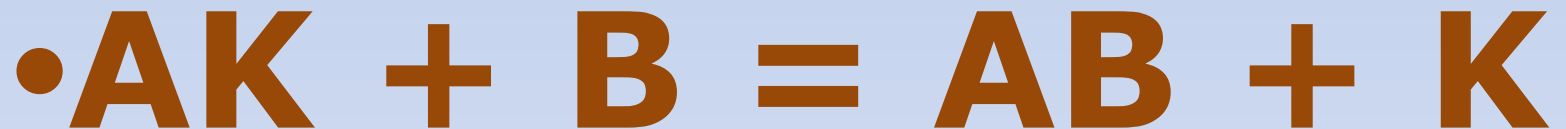
Особенности катализаторов:

- **Ускоряют реакцию, присутствуя в очень малых количествах**
- **Избирательность действия, то есть катализатор ускоряет одну реакцию и неэффективен для другой. Особенно это свойство проявляется у биологических катализаторов-ферментов**
- **Неизменность после реакции и возможность многократного использования**
- **Катализатор изменяет механизм реакции и направляет ее по такому пути, который характеризуется понижением энергии активации.**

Катализ



Механизм гомогенной каталитической реакции



Ферменты – биологические катализаторы, ускоряющие биохимические реакции в растениях и животных организмах

СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ