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 биоорганической 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://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, 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»

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.

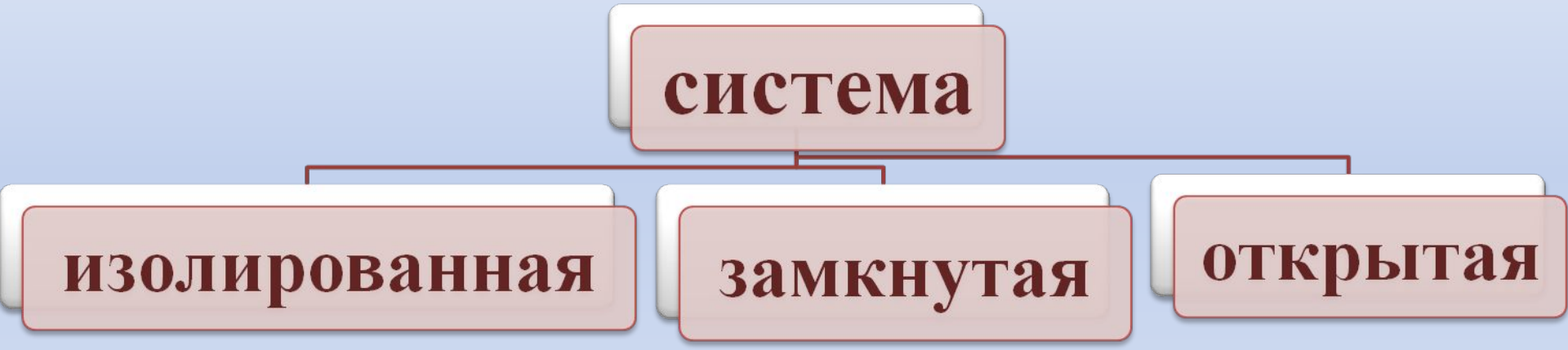
Возможны два способа передачи энергии. Упорядоченная форма передачи энергии, которая связана с изменением внешних (объема и давления) параметров состояния системы, называют работой (A) . Неупорядоченную форму передачи энергии называют теплотой (Q). Работу, производимую системой над окружающей средой,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

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:

$$U = G + W_{св}$$

- **Свободная энергия (*G*) – та часть внутренней энергии, которая может быть использована для совершения работы**
- **Связанная энергия ($W_{св}$) – 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)

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

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

где A – работа по перемещению поршня

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

где p – давление, ΔV – изменение объёма системы.

Формулу (3) можно переписать в следующем виде:

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

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

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

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

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

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

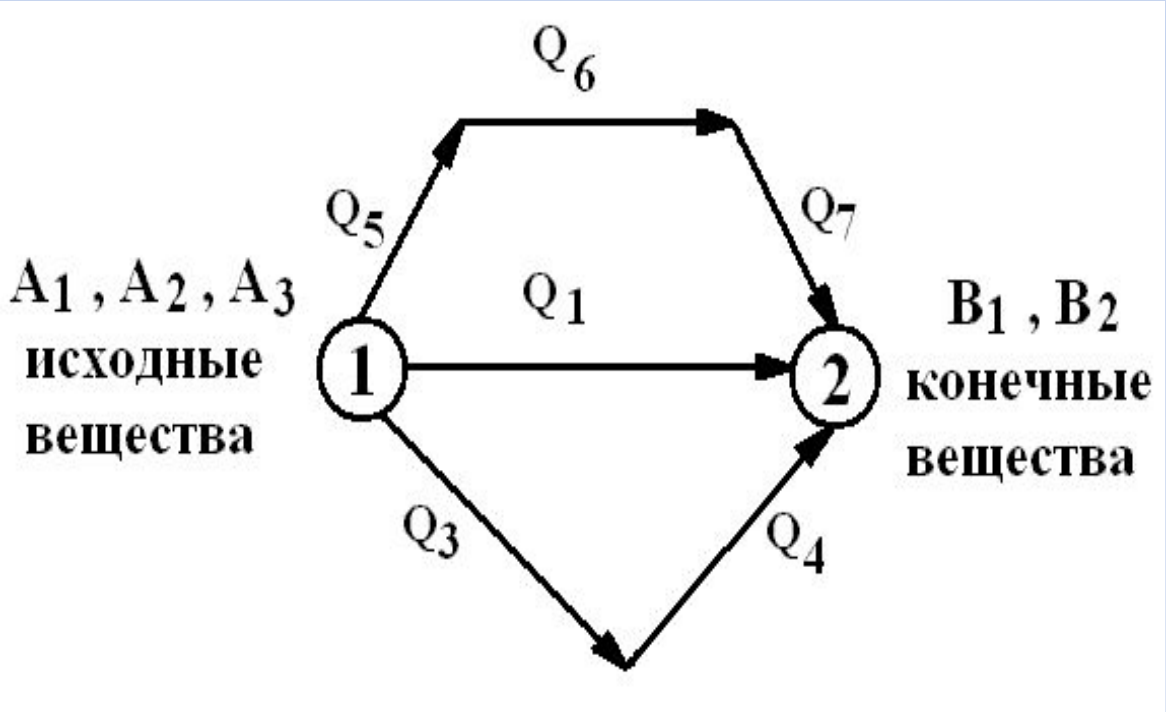
Например, вещество АВ можно получить из А разными способами:

1) А + В = АВ (ΔН)

2) А + С = АС (ΔH_1)

АС + В = АВ + С (ΔH_2)

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



В термодинамике принята следующая запись теплот химических реакций:

$C(тв)+O_2(г)=CO_2(г);\ \Delta H_P=-405,8$ кДж

в термохимии:

$C(тв) + O_2(г) = CO_2(г) +405,8$ кДж

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

СТАНДАРТНЫЕ ЭНТАЛЬПИИ ОБРАЗОВАНИЯ

(P = 1атм, T = 298 K)

Вещество	Состояние	$\Delta H^{\circ}_{f,298}$, кДж/моль	Вещество	Состояние	$\Delta H^{\circ}_{f,298}$, кДж/моль	Вещество	Состояние	$\Delta H^{\circ}_{f,298}$, кДж/моль
Ag	к	0	CO	г	-110,5	HI	г	26,4
AgCl	к	-127,1	CO_2	г	-393,5	H_2S	г	-20,8
Ag_2S	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_2O_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_2O_3	к	-822,2	P_2O_5	к	-1507,2
C алмаз	к	1,9	H_2	г	0	S моноклин	к	0,38
CH_4	г	-74,9	H_2O	г	-295,8	SO_2	г	-297,1
C_2H_2	г	226,8	H_2O	ж	-241,8	H_2SO_4	ж	-814,0
C_2H_4	г	32,3	HCl	г	-92,3	SiO_2 кварц	к	-911,6
C_2H_6	ж	49,0	HBr	г	-36,3	ZnO	к	-350,9

<u>Пример</u>: Определить тепловой эффект реакции на основе экспериментальных данных при 0°С и давлении 1 атм.

)$C + O_2 = CO_2$; $\Delta H_{P,1} = -405,8$ кДж

)$CO + ½ O_2 = CO_2$; $\Delta H_{P,2} = -284,5$ кДж

---

3) $C + ½ O_2 = CO$; $\Delta H_{P,3}$ - ?

(3) = (1) – (2)

Проверка:

$C + O_2 - ½ O_2 – CO = CO_2 - CO_2$;

$C + ½ O_2 = CO$.

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

$$\Delta H_{Р} = \sum_{н} \nu_{н} \Delta H_{сгор,н} - \sum_{к} \nu_{к} \Delta H_{сгор,к}$$

где νн, νк - стехиометрические коэффициенты.

Пример для реакции **aA + bB→dD**

ΔHреакц. = aΔHсгор(A) + bΔHсгор(B) - dΔHсгор(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.

$$\Delta H_{\text{реакц}} = \sum_{\text{к}} \nu_{\text{к}} \Delta H_{\text{обр,к}} - \sum_{\text{н}} \nu_{\text{н}} \Delta H_{\text{обр,н}}$$

Или для стандартных условий:

$$\Delta H^0_{\text{реакц}} = \sum_{\text{к}} \nu_{\text{к}} \Delta H^0_{\text{обр,к}} - \sum_{\text{н}} \nu_{\text{н}} \Delta H^0_{\text{обр,н}}$$

Пример:

$$aA + bB \rightarrow cC + dD$$

$$\Delta H_P = (c\,\Delta H_{обр}(C) + d\,\Delta H_{обр}(D)) - (a\,\Delta H_{обр}(A) + b\,\Delta H_{обр}(B)) =$$
$$c\,\Delta H_{обр}(C) + d\,\Delta H_{обр}(D) - a\,\Delta H_{обр}(A) - b\,\Delta H_{обр}(B).$$

NH_3	PH_3	AsH_3	SbH_3	BiH_3
- 46,15	+12,56	+66,38	+145	-

кДж/моль

Чем меньше ΔH, тем более устойчиво соединение.

$$NH_4Cl_{(г)} = NH_{3(г)} + HCl_{(г)}\uparrow$$

$$\Delta H^0_{298}(\text{реакции}) = \Delta H^0_{298}(HCl) + \Delta H^0_{298}(NH_3) - \Delta H^0_{298}(NH_4Cl) = 176{,}55 \text{ кДж/моль}$$

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 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 имеет относительно низкую вероятность

$$S = k \ln P$$

где k — постоянная Больцмана,

$k = 1.37 \cdot 10^{-23}$ 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

$$mA + nB \leftrightarrow pC + qD$$

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

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

$$v_1 = v_2$$

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

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

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

Константа равновесия Кр - ***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 ΔG° < 0 в равновесной смеси преобладают продукты взаимодействия.

Если же ΔG° > 0, то в равновесной смеси преобладают исходные вещества.

Объединяя уравнения

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

$\Delta G° = -RT \ln K$ **через величину** ΔG **,**

получим $-RT \ln K = \Delta G° = \Delta H^0 - T \cdot \Delta S^0$

Это уравнение позволяет по значениям ΔH^0 **и** ΔS^0 **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 р 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

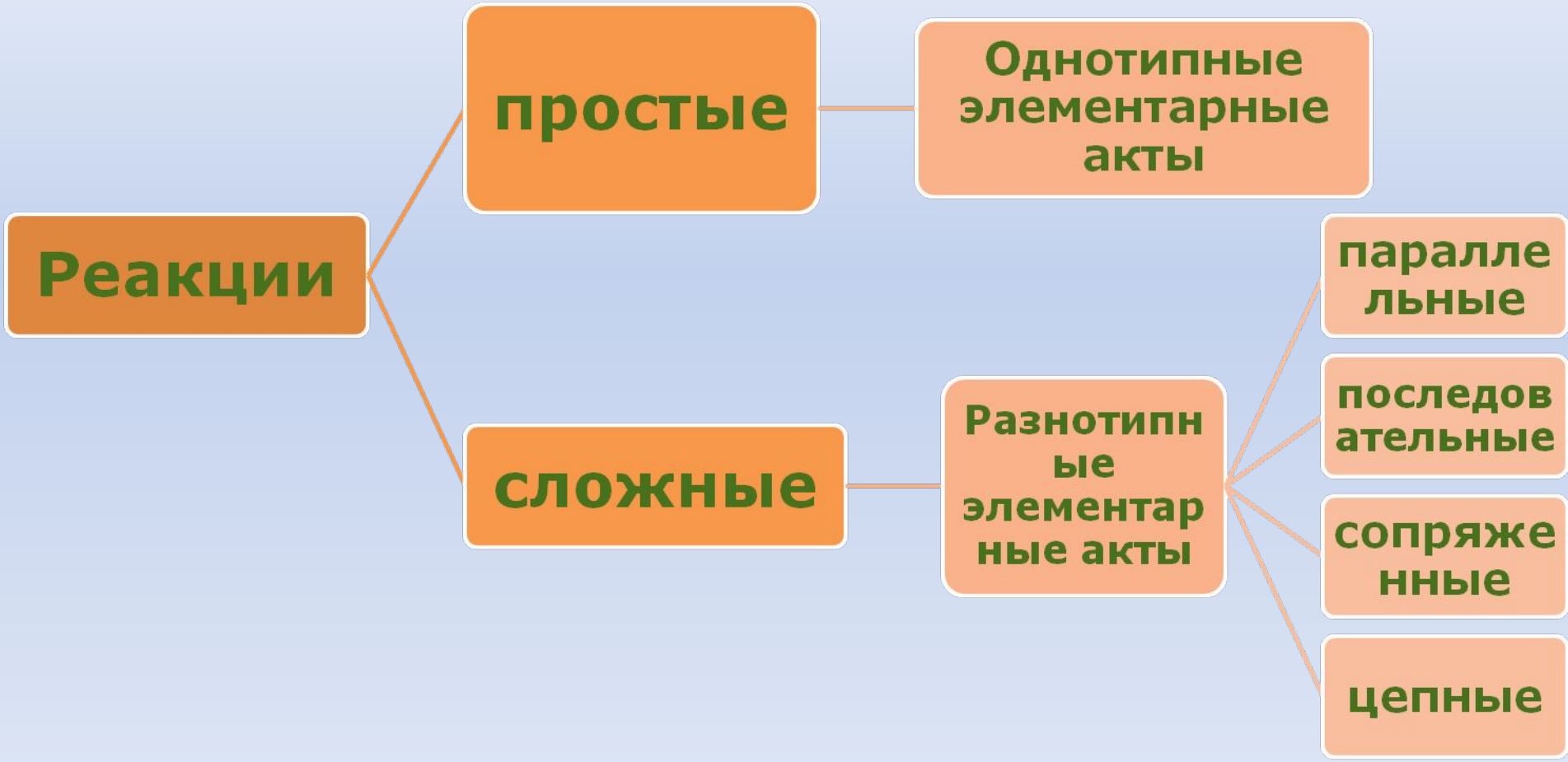
а) Закон действующих масс. Молекулярность и порядок реакций

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

Реакция

- **гомогенная** — **Скорость** - изменение количества вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени в единице объема фазы
- **гетерогенная** — **Скорость** - изменение количества вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате за единицу времени на единице площади поверхности фазы

Скорость реакции

средняя

$$V_{ср} = \pm \Delta c / \Delta т$$

истинная

$$V_{ист} = \pm \partial c / \partial т$$

Рис. 1. Изменение во времени *t* концентрации $C_н$ реагирующего вещества: к понятию о средней скорости реакции А

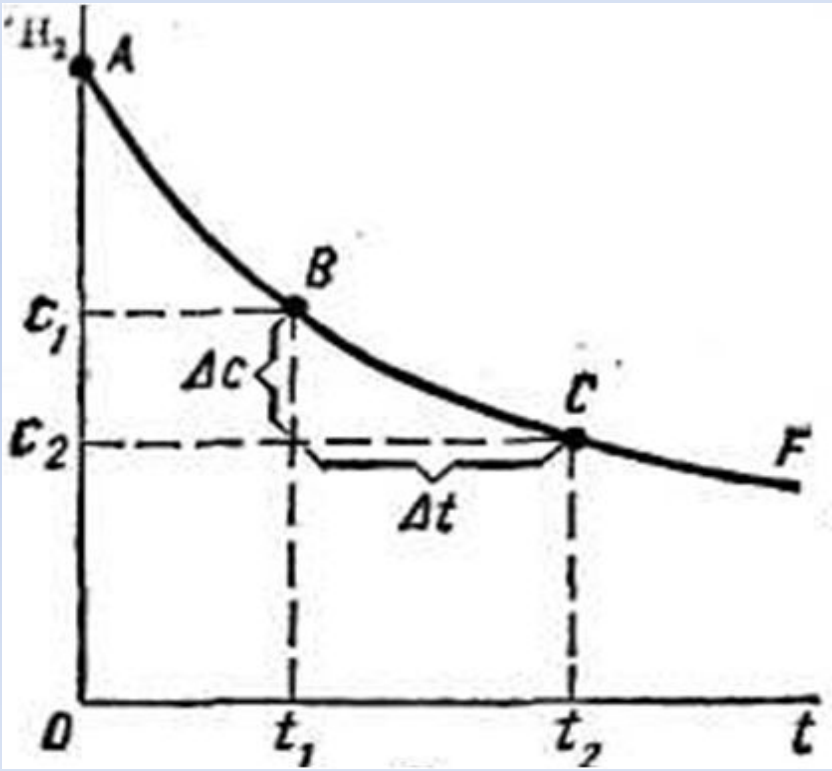
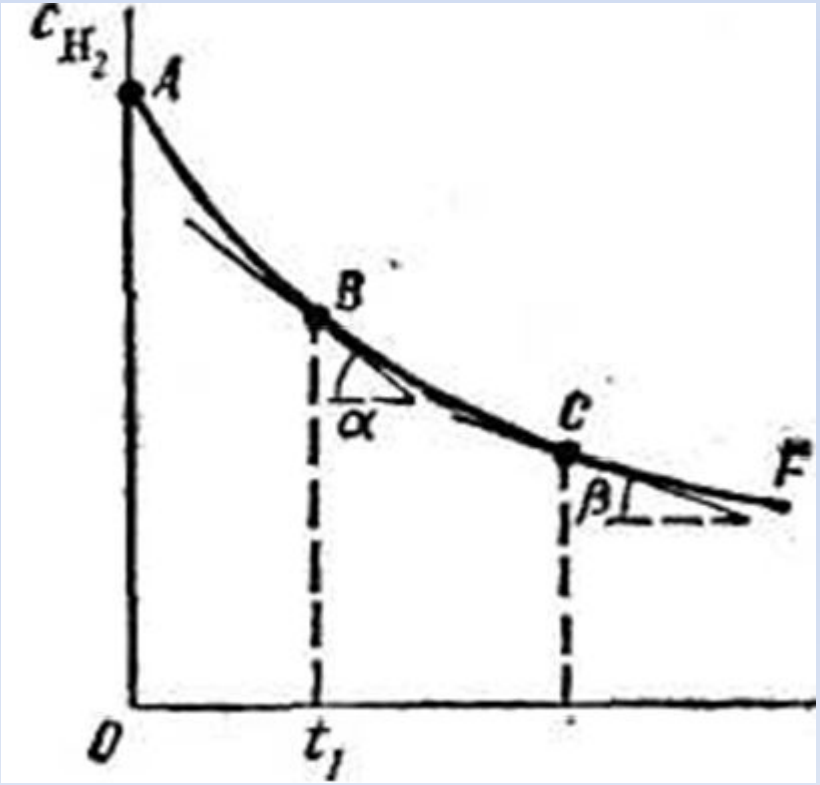


Рис. 2. Изменение во времени *t* концентрации $C_н$ реагирующего вещества: к понятию об истинной скорости реакции

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

$$nA + mB \rightarrow gD$$

$$v = k\, C_A^{\,n}\, C_B^{\,m}$$

- **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

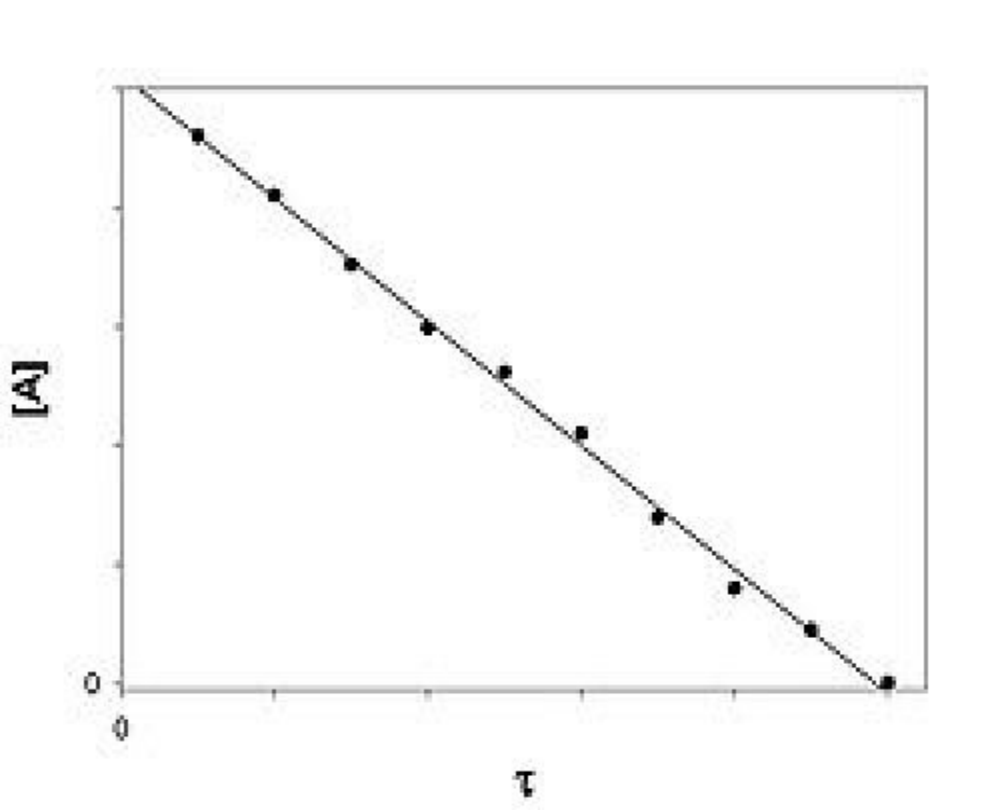
- $CuO_{(к)} + H_{2\ (г)} = Cu_{\ (к)} + H_2O_{\ (г)}$
- $v=kC(H_2)$

- $H_{2(г)} + I_{2(г)} = 2HI_{(г)}$
- $v = kC(H_2)C(I_2)$

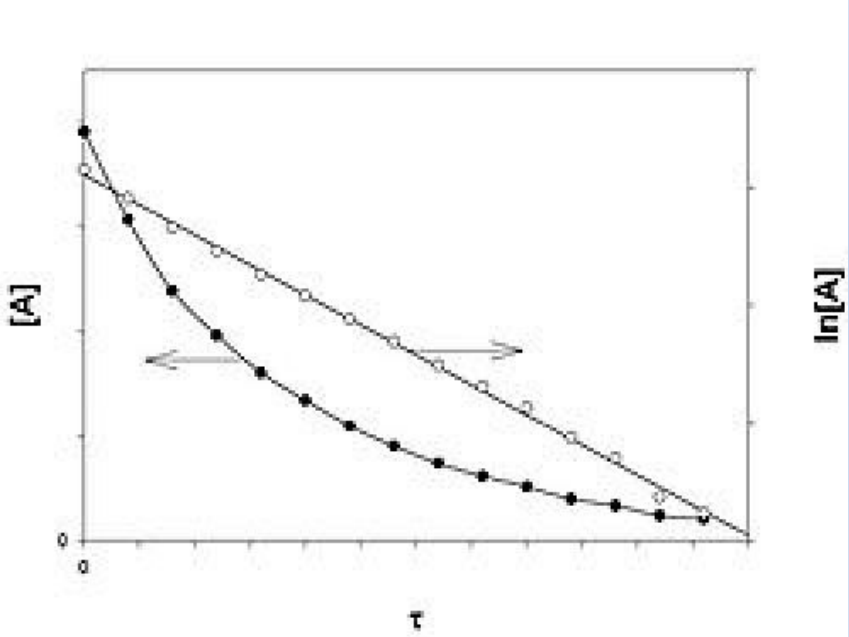
Реакция нулевого порядка

$$V_0 = k_0$$

Зависимость концентрации реагента А в

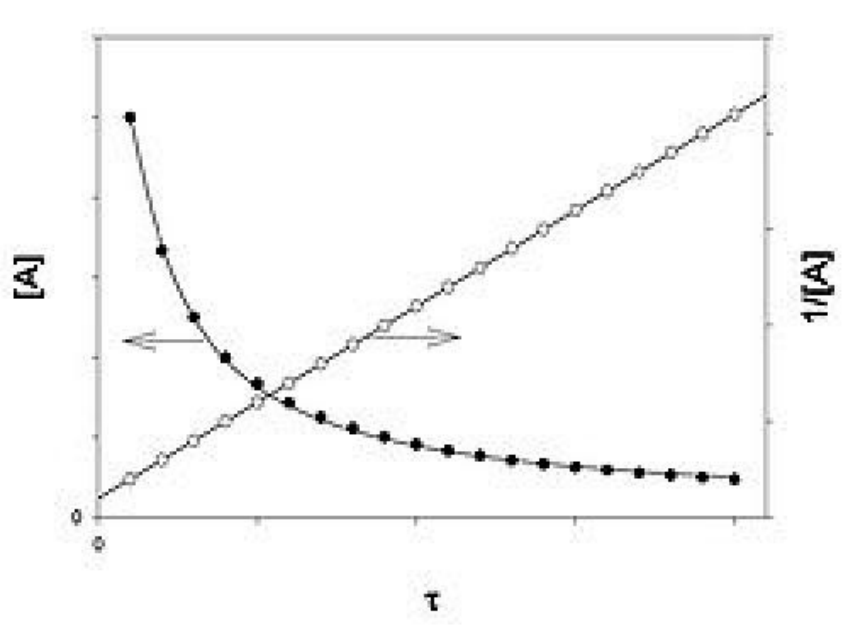


Реакция первого порядка



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

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

катализ

- **гомогенный** — каталитическое разложение пероксида водорода в водном растворе в присутствии $Cr_2O_7^{2-}$, WO_4^{2-}, MoO_4^{2-}
- **гетерогенный** — окисление SO_2, до SO_3 в присутствии катализатора, находящегося в твердой фазе

Механизм гомогенной каталитической реакции

$$A + B \xrightarrow{K} AB$$

- $A + K = AK$
- $AK + B = AB + K$

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

СПАСИБО ЗА ВНИМАНИЕ