

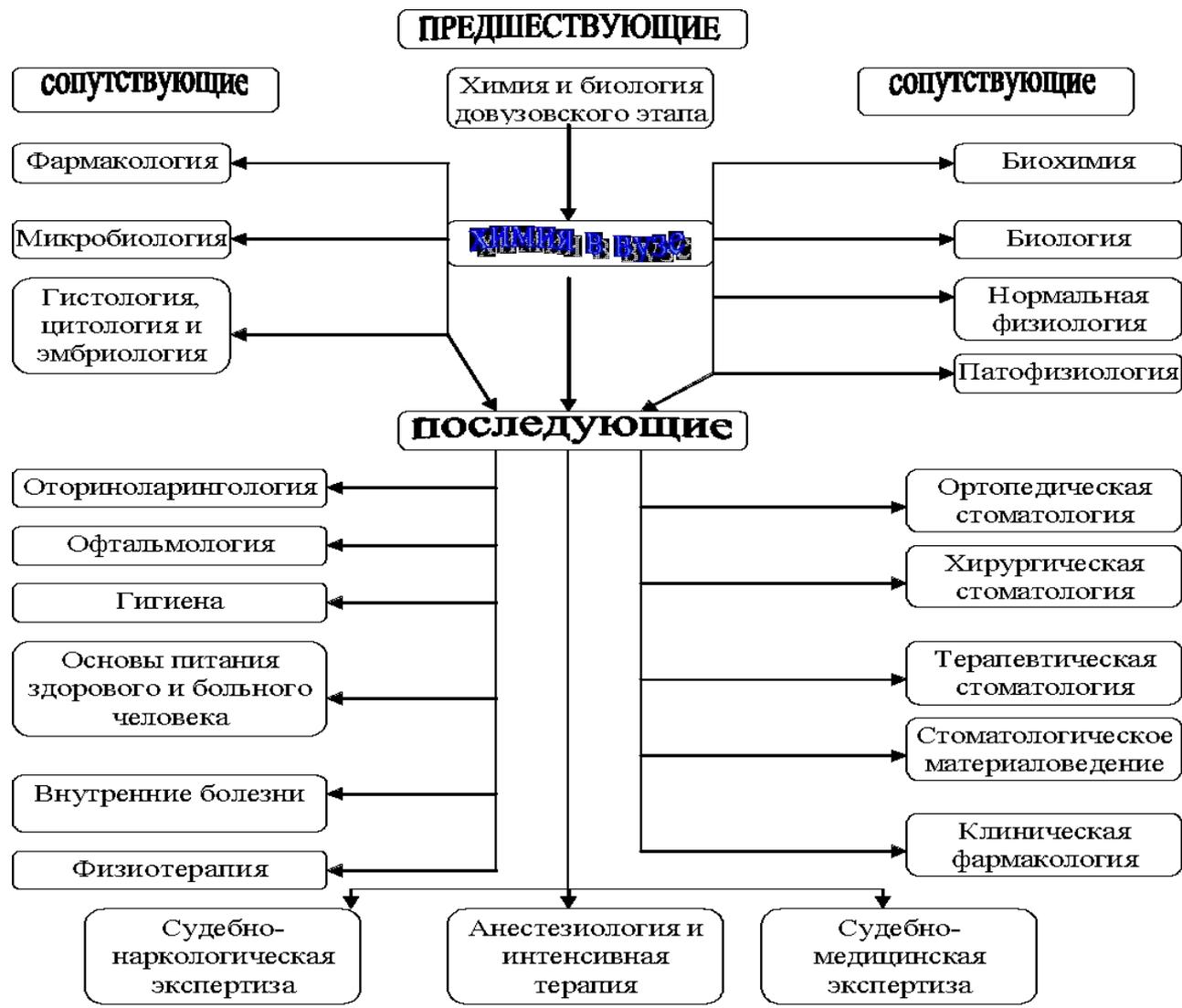


# Курс лекций по дисциплине «Химия»

ЛЕКТОР: Светлана Андреевна  
Сергеева

*КАНДИДАТ БИОЛОГИЧЕСКИХ  
НАУК*

# Междисциплинарные связи в стоматологической практике



# ***РЕКОМЕНДУЕМАЯ литература:***

---

- **Основная литература**
- Попков, В.А. Общая и биорганическая химия /В.А.Попков, А.С. Берлянд.– М.: Издательский центр «Академия», 2011.–368 с.
- Слесарев, В.И. Химия: Основы химии живого /В.И. Слесарев.–СПб: Химиздат, 2007. С. 123-152.
- Беляев, А.П. Физическая и коллоидная химия /А.П. Беляев, В.И. Кучук, К.И. Евстратова и др.- М.: ГЭОТАР – Медиа, 2008. – С. 83-90, 130-139.
- Попков, В.А.Общая химия /В.А.Попков, С.А. Пузаков. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2007.–С. 240-295.

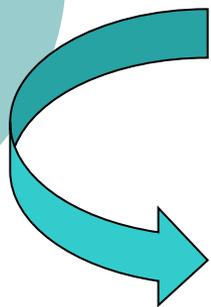
# Химия и медицина

---

- **Химия – это фундаментальная наука**, занимающая важное место в медицине, т.к. трактовать какие-либо проблемы, связанные с тем или иным заболеванием, назначать эффективные методы и средства их лечения без должной физико-химической подготовки невозможно.

Химические явления чрезвычайно  
разнообразны,

но они все подчиняются общим закономерностям,  
изучение которых составляет *предмет химии*:



*физической*

*и*



*коллоидной*

*Коллоидная химия, как и физическая химия, строится на основе двух наук –*

---



*с преобладанием второй.*

# Физическая химия

---

- **изучает взаимосвязь химических процессов и физических явлений, которые их сопровождают, устанавливает закономерности между химическим составом, строением веществ и их свойствами, исследует механизм и скорость химических реакций в зависимости от условий их протекания.**

# Коллоидная химия

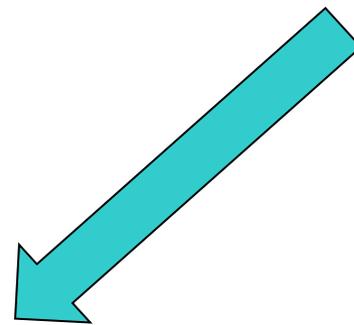
---

- – это наука, изучающая свойства гетерогенных высокодисперсных (сильно раздробленных) систем и протекающих в них процессов.
- Коллоидная химия первоначально была разделом физической химии, однако успехи ученых, работающих в данной области сделали ее не просто самостоятельной наукой, а сформировали целое научное направление нанотехнологию, рассматриваемое в настоящее время в качестве приоритетного пути развития мировой науки.

# Основные задачи дисциплины

---

1. Изучение основных разделов физической химии для более глубокого понимания не только теоретических основ химических дисциплин, но и биологических процессов, таких как осмос, поверхностные и капиллярные явления, коллоидное состояние вещества и др.
2. Изучение физико-химических аспектов важнейших биохимических процессов и гомеостаза в организме.

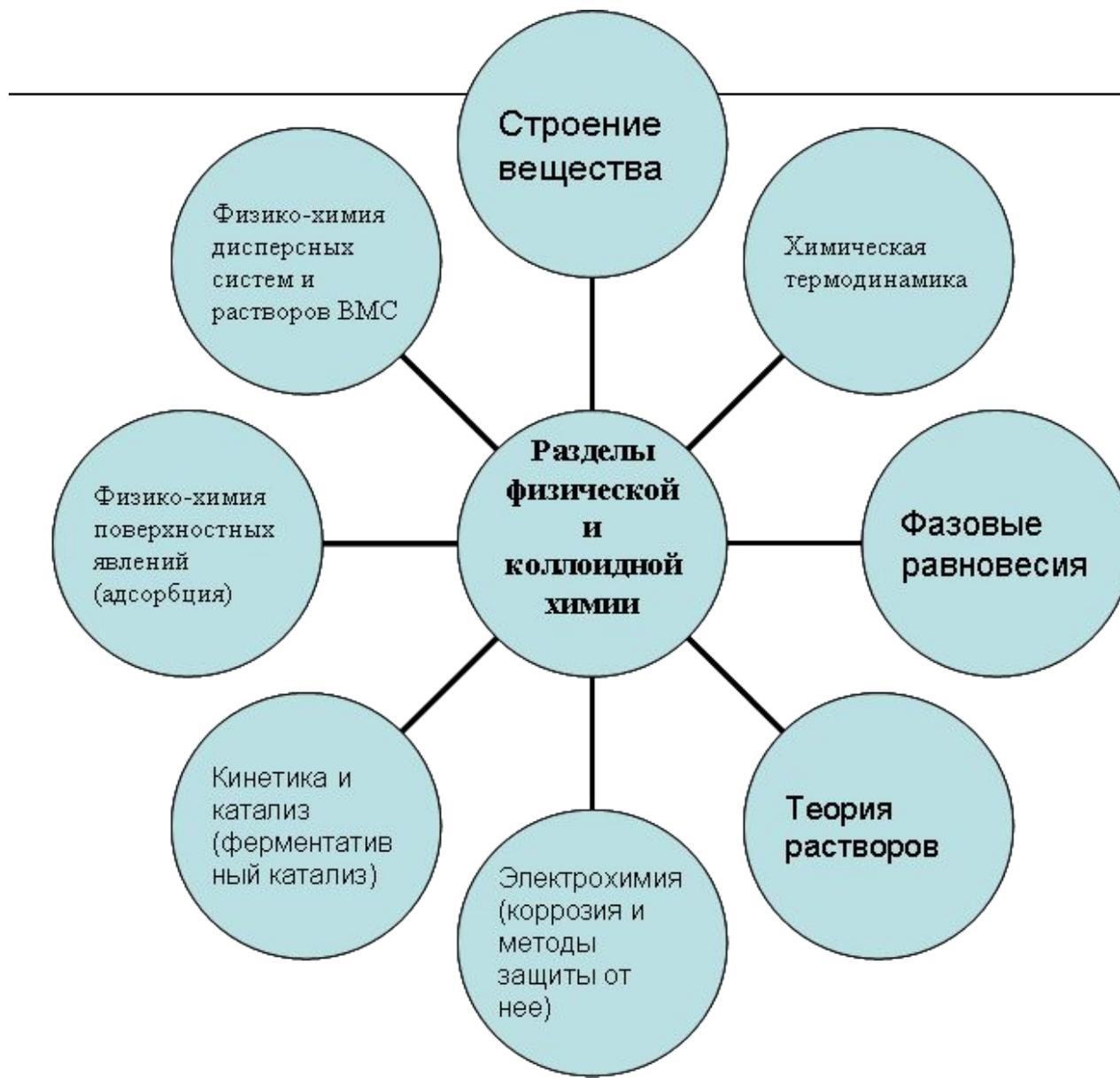




3. Изучение механизмов образования основного неорганического вещества костной ткани и зубной эмали, кислотно-основные свойства биожидкостей организма.

4. Изучение важнейших законов электрохимии, позволяющих прогнозировать коррозионную стойкость и оптимизировать поиск новых конструкционных стоматологических материалов.

# Наиболее значимые разделы физической и коллоидной химии

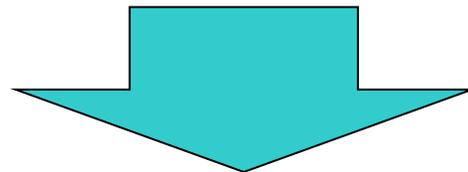


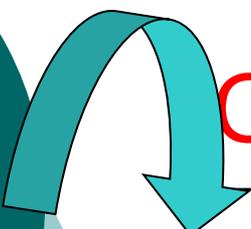
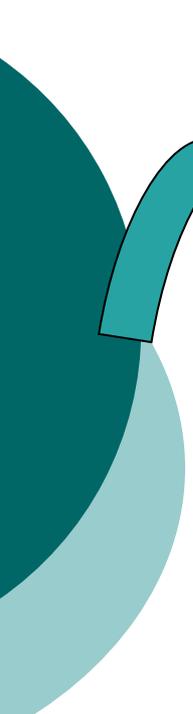
# ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ХИМИЧЕСКИХ И БИОХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

---

- Термодинамика – это наука, изучающая законы энергетических превращений, сопровождающих физические, химические и биохимические процессы.

Объектом изучения в термодинамике является термодинамическая система.





Системой называется

---

# Классификация систем

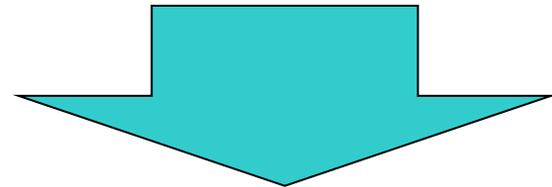
---

- В зависимости от способности системы к обмену энергией и веществом с окружающей средой различают:
  1. **Открытые** (возможен обмен и энергией и веществом). Живые объекты.
  2. **Закрытые** (возможен обмен энергией и невозможен обмен веществ). Плотная закрытая колба с раствором
  3. **Изолированные** (отсутствует обмен энергией и веществом). Химическая реакция, идущая в термостате

## Термодинамические параметры и функции

---

Изменение свойств системы определяется  
1) термодинамическими параметрами  
(давлением, концентрацией, температурой, объемом и др.) и 2) характеристическими функциями состояния (внутренней энергией  $U$ , энтальпией  $H$ , энтропией  $S$  и энергией Гиббса  $G$ ).

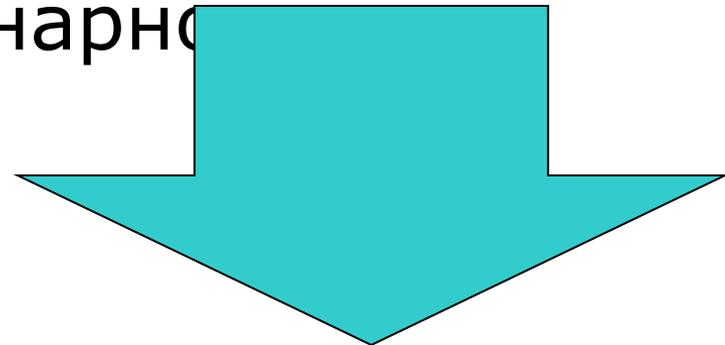


- 
- **Например, состояние идеального газа определяется двумя параметрами из трех ( $p$ ,  $V$ ,  $T$ ).**
  - **Характеристические функции состояния **зависят только** от начального и конечного состояния системы, но не от пути и способа, которым это состояние достигнуто (как, например,  $T$  и  $V$ ).**

# Состояние системы

---

- **Состояние системы**– это совокупность параметров, характеризующих систему в данный момент времени.
- Особого внимания заслуживают 2 вида состояния системы — 1) равновесное (отсутствие потоков в-в и энергии м/у системой и средой) и 2) стационарное



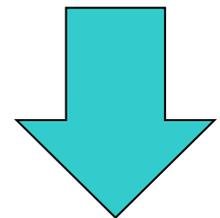


Последнее характерно для живых систем, а равновесное – для него смерть. При переходе системы из одного состояния в другое происходит изменение ее свойств во времени; такое состояние называют переходным.

Внутренняя энергия ( $U$ , Дж/моль).  
Теплота ( $Q$ , Дж/моль·К) и работа (Дж или кДж)

---

- Энергетический эффект химической реакции возникает за счет изменения в системе внутренней энергии.  
**Внутренняя энергия** – это общий запас энергии системы, состоящий из кинетической энергии движения составляющих ее частиц (молекул, атомов, ионов, электронов и др.) и потенциальной энергии их взаимодействия.





Известны 2 формы передачи энергии от одной системы к другой.

---

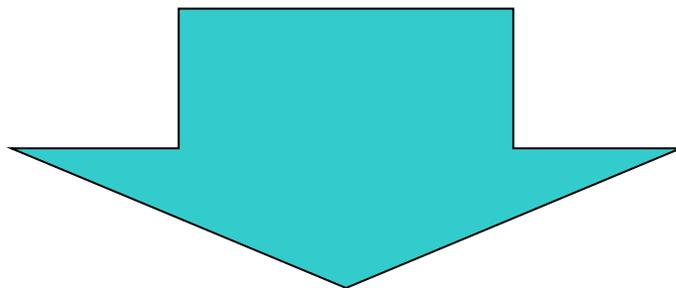
Упорядоченную (т.е. организованную) форму передачи энергии **называют работой**, а неупорядоченную (т.е. хаотическую) – **теплотой**.

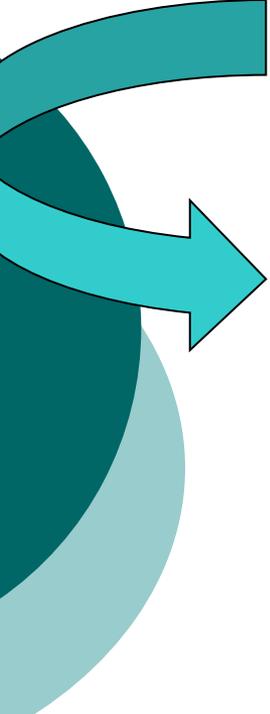
*Если работа переходит в теплоту, то направленное организованное движение молекул становится неупорядоченным.*



☞ Обычно в ходе химической  
реакции теплота

---





В любом процессе соблюдается **закон сохранения энергии (I закон термодинамики)**—

---

- запас внутренней энергии изолированной системы остается постоянным, если отсутствует тепловой обмен с окружающей средой (т.е энергии не исчезает бесследно и не возникает из ничего, а лишь эквивалентно переходит из одного вида в другой).

Для закрытых систем уравнение I-го закона имеет вид:

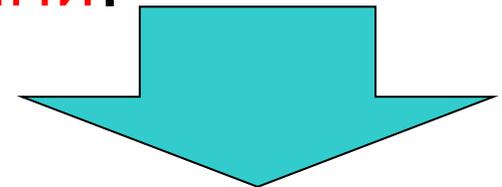
---

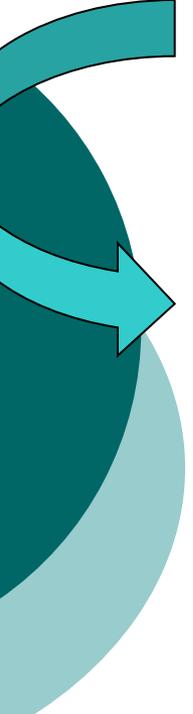
○  $Q = \Delta U + A$

## Выражения I-го закона термодинамики для изохорного и изобарного процессов

---

- **Процесс** – это переход системы из одного состояния в другое с изменением параметров состояния. Химические реакции обычно протекают при постоянном давлении (например, в открытой колбе) или при постоянном объеме (например, в автоклаве), т. е. являются, соответственно, изобарными или изохорными процессами.





## В изохорном процессе ( $V = \text{const}$ )

---

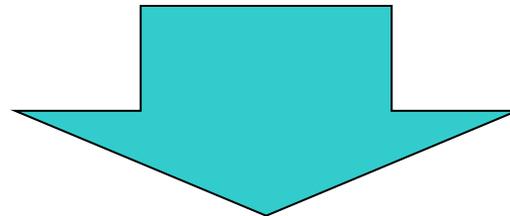
поглощенная системой теплота идет полностью на увеличение запаса внутренней энергии, поскольку работа расширения при постоянном объеме **равна нулю**:

$$A = P \cdot \Delta V = 0; \quad Q_v = \Delta U.$$

## В изобарном процессе ( $P = \text{const}$ )

---

совершается работа против внешнего (атмосферного) давления. Теплота, поглощенная в ходе реакции ( $Q_p$ ), расходуется на увеличение внутренней энергии  $\Delta U$  и совершение работы:



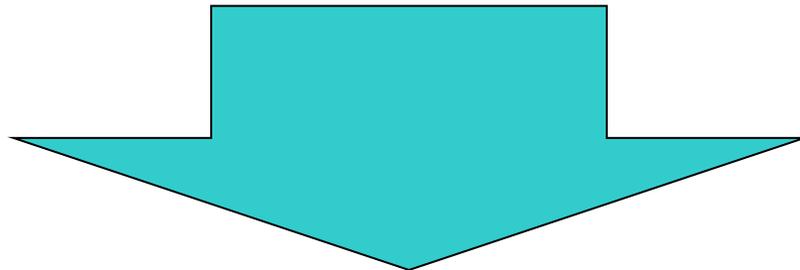
$$A = P \cdot \Delta V, Q_p = \Delta U + P \cdot \Delta V$$

○ Или

$$Q_p = (U_2 - U_1) + P (V_2 - V_1).$$

- Раскроем скобки и сгруппируем члены
  - с одинаковыми индексами:

$$Q_p = (U_2 + PV_2) - (U_1 + PV_1).$$



## Примечание

---

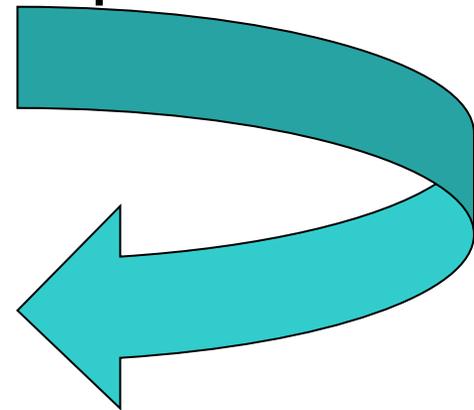
- Жизнедеятельность человека протекает при постоянстве температуры и давления, т. е. при *изобарно-изотермических условиях* ( $p, T = \text{const}$ ).

# *Энтальпия. Тепловые эффекты. Стандартное состояние.*

---

- Сумму  $U + PV$  **называют энтальпией** системы и обозначают буквой  $H$ . Энтальпия (теплосодержание системы) является мерой энергии, накапливаемой веществом при его образовании или нагреве:

$$H = U + PV.$$



- 
- *Следовательно*,  $Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H$ , т. е. теплота, поглощенная системой при постоянном давлении, расходуется на приращение энтальпии системы.

При эндотермических реакциях энтальпия системы увеличивается и  $\Delta H > 0$  ( $H_2 > H_1$ ), а при экзотермических реакциях энтальпия системы уменьшается и  $\Delta H < 0$  ( $H_2 < H_1$ ).

## Таким образом,

---

- в изохорном процессе тепловой эффект реакции равен изменению внутренней энергии системы, а в изобарном процессе - изменению энтальпии системы/ В термохимии принято, что в том случае, когда в результате реакции теплота выделяется,  $\Delta Q > 0$ , т. е.

$$Q_v = -\Delta U;$$

$$Q_p = -\Delta H.$$

*Для того чтобы можно было сравнивать тепловые эффекты различных процессов,*

---

- расчеты обычно относят к 1 молю вещества и условиям, принятым за стандартные, давление 101,3 кПа (1 атм.) и любая температура, чаще всего, 298 К (25 °С).

Стандартные энергетические эффекты принято обозначать  $\Delta H^\circ_{298}$ ,  $\Delta U^\circ_{298}$ .

# Термохимические уравнения. Закон Гесса

---

- В термохимических расчетах используют термохимические уравнения. В них указывают тепловой эффект реакции (*количество теплоты*), а также фазовое состояние и полиморфную модификацию компонентов реакции: г - газовое, ж - жидкое, к - кристаллическое, т - твердое, р - растворенное и др. Термохимическое уравнение горения ромбической серы в стандартных условиях имеет вид:



Термохимические расчеты проводят, используя стандартные энтальпии (теплоты) образования веществ.

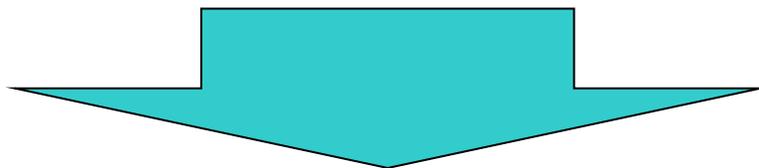
---

- **Стандартная энтальпия образования  $\Delta H^\circ_{\text{обр}}$**  - это тепловой эффект реакции образования 1 моля сложного вещества из простых веществ, находящихся в стандартном состоянии.
- Из определения следует, что стандартные энтальпии образования простых веществ, устойчивых в стандартных условиях (газообразные кислород, водород, жидкий бром, ромбическая сера, графит и др.), приняты равными нулю. Тепловой эффект приведенной выше реакции является энтальпией образования  $\text{SO}_2$ ;  $\Delta H^\circ(\text{SO}_2) = -296,9$  кДж/моль.

В основе термохимических расчетов лежит закон Г. И. Гесса (1840):

---

- **тепловой эффект реакции не зависит от пути ее протекания, а зависит лишь от природы и физического состояния реагентов и продуктов реакции.**
- Для расчета тепловых эффектов химических реакций используют следствие из закона Гесса:



1) тепловой эффект реакции равен разности между суммой энтальпий образования продуктов реакции и суммой энтальпий образования исходных веществ с учетом числа молей участвующих в реакции веществ, т. е.

$$\Delta H_{r, 298}^{\circ} = \sum \nu_i \Delta H_{f, 298}^{\circ} (\text{прод}) - \sum \nu_i \Delta H_{f, 298}^{\circ} (\text{исх})$$

2) сгорания

$$\Delta H_{r, 298}^{\circ} = \sum \nu_i \Delta H_{c, 298}^{\circ} (\text{исх}) - \sum \nu_i \Delta H_{c, 298}^{\circ} (\text{прод})$$

# Реакцию, идущую без воздействия внешних факторов, называют самопроизвольной.

---

- Направление, в котором самопроизвольно протекает химическая реакция, определяется совместным действием двух факторов. 1) тенденцией к переходу системы в состояние с наименьшей внутренней энергией; 2) тенденцией к достижению наиболее вероятного состояния, т. е. состояния наибольшего беспорядка.

Мерой первой из этих тенденций для изобарных процессов служит уменьшение энтальпии системы ( $\Delta H < 0$ ).

---

- Еще в прошлом веке Бертло и Томсен утверждали, что самопроизвольно могут протекать экзотермические реакции, которые сопровождаются выделением теплоты, т. е. уменьшением энтальпии. Однако некоторые самопроизвольные процессы являются эндотермическими. Например, растворение солей в воде, плавление льда, испарение воды.

Следовательно, уменьшение энтальпии — не единственный фактор, определяющий возможность протекания реакции.

---

- Все приведенные выше самопроизвольные процессы сопровождаются переходом из упорядоченного состояния частиц в менее упорядоченно.

# ЭНТРОПИЯ

---

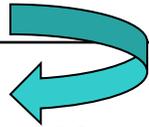
Степень беспорядка, или неупорядоченности, в системе характеризуется функцией состояния системы, **называемой энтропией**.

Энтропия является мерой вероятности состояния системы, ее величина пропорциональна логарифму термодинамической вероятности:

$$S = k \ln W,$$


- 
- где  $k = R/N_A = 1,38 \cdot 10^{-23}$  Дж/К;  $W$  -  
термодинамическая вероятность  
состояния системы, т. е. число  
равновероятных микросостояний,  
отвечающих данному макросостоянию.
  - **Макросостояние характеризуется**  
определенными значениями параметров  
системы (температуры, давления,  
объема и т. д.).
  - **Микросостояние характеризуется**  
определенным состоянием каждой  
частицы, входящей в состав системы.

Энтропия имеет размерность  
энергии,



---

деленной на температуру, обычно  
ее относят к 1 молю вещества  
(мольная энтропия) и выражают в  
Дж/моль • К.

*В изолированной системе самопроизвольно протекают только те процессы,*

---



*которые сопровождаются увеличением энтропии — это одна из формулировок второго начала термодинамики, определяющего направление самопроизвольного протекания процесса.*

## *Энтропия возрастает при*

---

плавлении, растворении, кипении, диссоциации молекул и т. п.

Процессы, в результате которых упорядоченность системы возрастает (конденсация, полимеризация, сжатие, уменьшение числа частиц), сопровождаются уменьшением энтропии.

*Рассчитывают изменение стандартной энтропии по уравнению*

$$\Delta S^{\circ}_{\text{х.р}} = \sum S^{\circ}_{\text{обр}} (\text{продуктов}) - \sum S^{\circ}_{\text{обр}} (\text{исходных веществ}).$$

Оба фактора - изменения энтальпии и энтропии - объединены в уравнение

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

где  $\Delta G$  - энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал).

## Энергию Гиббса образования

---

- относятся к 1 молю вещества и обычно выражают в кДж/моль; при этом  $\Delta G^0$  образования простого вещества приравнивают нулю. Изменение свободной энергии равно полезной максимальной работе, которую совершает система в изобарно-изотермическом процессе.

Все самопроизвольные физические и химические превращения идут в направлении уменьшения энергии Гиббса.

---

Они могут сопровождаться увеличением или уменьшением энтальпии и энтропии, но энергия Гиббса при этом всегда уменьшается. Реакции, в которых  $\Delta G < 0$ , идут *самопроизвольно в прямом направлении.* Если  $\Delta G > 0$ , то *самопроизвольно протекает обратная реакция,* а при значении  $\Delta G = 0$  - *система находится в состоянии равновесия.*



Для нахождения изменения стандартной энергии Гиббса в реакции

---

должны быть известны изменения стандартных энтальпии и энтропии, а также температура.

$$\Delta G^0_{x.p.} = \Delta H^0_{x.p.} - T \cdot \Delta S^0_{x.p.}$$

---

○ Как и в случае с  $\Delta H_{\text{х.р.}}$  и  $\Delta S_{\text{х.р.}}$ , изменение стандартной энергии Гиббса химической реакции можно рассчитать по уравнению:

$$\Delta G^0_{\text{х.р.}} = \sum \Delta G^0_{\text{обр(продуктов)}} - \sum \Delta G^0_{\text{обр(исходных веществ)}}.$$