ХИМИЯ – наука, изучающая вещества, процессы их превращения и явления, сопровождающие эти превращения

ОБЩАЯ ХИМИЯ – рассматривает закономерности, относящиеся *ко всем* химическим превращениям.

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ – изучает свойства неорганических (минеральных) веществ

БИОНЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ изучает свойства и превращения неорганических веществ в живых организмах.

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ – изучает свойства и превращения органических веществ.

ФИЗИЧЕСКАЯ ХИМИЯ изучает физическую сторону химических процессов

БИООРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ – применяет законы и подходы органической химии к живому организму; изучает свойства биополимеров.

МЕДИЦИНСКАЯ ХИМИЯ – объединяет закономерности всех разделов химии для изучения химической стороны физиологических процессов, лекарственной, гигиенической и лечебной практики.

Физическая химия изучает взаимосвязь химических и физических явлений.

Химические реакции всегда связаны с разнообразными физическими процессами:

теплопередачей,

поглощением или излучением электромагнитных колебаний (свет),

электрохимическими явлениями и др.

Физическая химия уделяет главное внимание исследованию законов протекания химических процессов во времени и законов химического равновесия.

Физическая химия делится на две части: **термодинамику** и **кинетику**

ТЕРМОДИНАМИКА изучает энергетику физических, физико-химических, химических процессов и отвечает на вопросы:

возможен ли процесс и в какую сторону и при каких условиях он буден направлен;

нахождения предела протекания процесса;

выбора оптимального режима повышения выхода продукта.

КИНЕТИКА – наука о скорости и механизме процесса (химической реакции)

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ТЕРМОДИНАМИКИ

Предметом классической термодинамики является изучение законов взаимных превращений различных видов энергии, связанных с переходами энергии между телами в форме теплоты и работы.

Объектом изучения в термодинамике является термодинамическая система (ТДС)

- отдельное макроскопическое тело или группа тел фактически или мысленно отделенных от окружающей среды границей раздела (перегородка, оболочка).

Окружающая среда – все, что находится в прямом или косвенном контакте с ТДС.

В зависимости от характера взаимодействия с окружающей средой различают системы:

ОТКРЫТЫЕ – обмениваются с окружающей средой энергией и веществом (массой)

ЗАКРЫТЫЕ – обмениваются с окружающей средой энергией и работой, а обмен веществом исключен

ИЗОЛИРОВАННЫЕ характеризуются отсутствием обмена энергией и веществом с окружающей средой

Живой организм представляет собой открытую систему, жизнедеятельность которой невозможно без постоянного обмена веществом, энергией и информацией с окружающей средой.

Такое состояние системы называют СТАЦИОНАРНЫМ

Различают также

Термодинамическое РАВНОВЕСНОЕ состояние, которое характеризуется постоянством всех свойств во времени в любой точке системы и отсутствием потоков вещества и энергии в системе.

Состояние любой системы характеризуется совокупностью определенных физических и химических величин, которые называются параметрами системы.

ИНТЕНСИВНЫЕ параметры или основные параметры состояния - параметры, которые поддаются непосредственному измерению, не зависят от числа частиц в системе (т.е. от массы) и выравниваются при контакте систем (T, P, C, ρ).

ЭКСТЕНСИВНЫЕ параметры или функции основных параметров состояния или просто функции состояния – параметры, значения которых не поддаются непосредственному измерению, пропорциональны числу частиц в системе (H, S, G) и суммируются при контакте систем.

В зависимости от изменения параметров системы процессы разделяют на:

изотермические	**T=const,**	**$\Delta T = 0$**
изохорические	**V=const**	**$\Delta V = 0$**
изобарические	**P=const**	**$\Delta P = 0$**

Все процессы, встречающиеся в природе, можно разделить на самопроизвольные (естественные) и несамопроизвольные.

Самопроизвольные процессы не требуют затраты энергии извне (переход тепла от более нагретого тела к менее нагретому)

Термодинамический процесс вызывает энергетические изменения в системе, которые выражаются через изменение определенных величин: внутренней энергии, теплоты, работы.

ВНУТРЕННЯЯ ЭНЕРГИЯ (U).

Обычно внутренняя энергия относится к 1 моль вещества и называется молярной внутренней энергией; единица измерения – Дж/моль).

Изменение (ΔU) внутренней энергии не зависит от пути процесса и происходит путем поглощения (или выделения) теплоты и совершения работы.

ТЕПЛОТА – форма передачи энергии вследствие неупорядоченного движения молекул.

РАБОТА - форма передачи энергии вследствие упорядоченного движения молекул под действием определенной силы.

ПЕРВОЕ НАЧАЛО ТЕРМОДИНАМИКИ. ТЕРМОХИМИЯ.

Первый закон ТД – всеобщий закон природы, *закон сохранения и превращения энергии.*

Впервые сформулирован Ю. Майером (1842).

1. Энергия не исчезает и не возникает из ничего, а только превращается из одного вида в другой в строго эквивалентных количествах.

2. В изолированной системе внутренняя энергия постоянна, т.е. $\Delta U = 0$

3. Вечный двигатель первого рода невозможен, т.е. невозможно создать такой двигатель, который совершил бы работу без затрат энергии.

$$-Q = \Delta U + A$$

$$-Q = \Delta U + p \cdot \Delta V$$

Следствия из первого начала ТД

1. В изобарных условиях (P = Const) $Q_p = \Delta H$

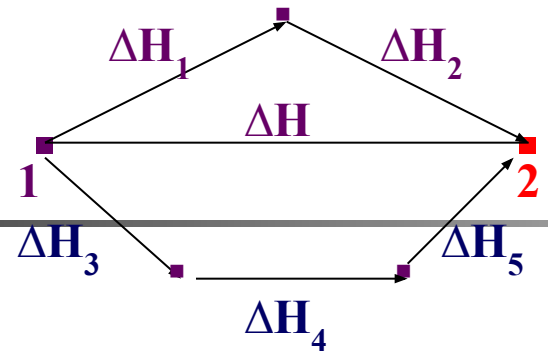
2. Для изохорного процесса (V=Const), $\Delta V=0$, тогда $Q_V = \Delta U$

3. Для изотермического процесса (T = Const), $\Delta H = A$;

4. Для адиабатического процесса (Q или $\Delta H = 0$) то $\Delta U = -A$.

ЗАКОН ГЕССА (1840)

Энтальпия химической реакции, протекающей при постоянном объеме или при постоянном давлении, зависит только от природы и состояния исходных веществ и конечных продуктов и не зависит от числа и последовательности промежуточных стадий при условии, что теплоты измерены при одинаковых температурах.



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

$$\Delta H = \Delta H_3 + \Delta H_4 + \Delta H_5$$

Особое значение имеют стандартные энтальпии образования и стандартные энтальпии сгорания веществ.

Стандартная энтальпия образования простых веществ в их наиболее термодинамически устойчивом аллотропном и агрегатном состоянии при стандартных условиях принимается равной нулю.

Стандартная энтальпия сгорания вещества равна энтальпии реакции сгорания 1 моль вещества при стандартных условиях до образования устойчивых оксидов.

Следствия из закона Гесса.

1. Энтальпия химической реакции равна **разности** из сумм стандартных энтальпий образования **продуктов** реакции **и исходных** веществ.

$$\Delta H^0_{х.р} = \sum n(\Delta H^0_{обр})_{прод} - \sum m(\Delta H^0_{обр})_{исх}$$

2. Энтальпия химической реакции равна **разности** из сумм стандартных энтальпий сгорания **исходных** веществ **и продуктов** реакции.

$$\Delta H^0_{х.р} = \sum n(\Delta H^0_{сгор})_{исх} - \sum m(\Delta H^0_{сгор})_{прод}$$

3. Энтальпия прямой реакции равна энтальпии обратной реакции, но с противоположным знаком

$$\Delta H^0_{прямая} = -\Delta H^0_{обратная}$$

Калорийностью питательных веществ называется энергия, выделяемая при полном окислении 1 г питательных веществ.

1 калория = 4.18 Дж

Наибольшую энергетическую ценность имеют жиры, при окислении которых выделяется **37,7 – 39,8 кДж/г** (9,0 – 9,5 ккал/г)

При окислении **углеводов** в организме человека выделяется **16,5 – 17,2 кДж/г** (4,0 - 4,1 ккал/г)

Калорийность белков находится на этом же уровне: **16,5 – 17,2 кДж/г**

Суточная потребность человека в энергии:

8400 – 11700 кДж (2000 – 2800 ккал) – при лёгкой работе в сидячем положении.

12500 – 15100 кДж (3000 – 3600 ккал) – при умеренной и напряжённой мышечной работе (учащиеся, студенты, врачи)

16700 – 20900 кДж (4000 – 5000 ккал) – при тяжёлом физическом труде (литейщики, кузнецы)

До 30100 кДж (до 7200 ккал) – при особо тяжёлом труде (шахтеры, спортсмены)